



FREIHEIT IN BINDUNG **EX LIBRIS** **LÖSETE VOM ZWANG**

Dr. Helmut Bester

DV 4517/1-2

UNIVERSITÄTS- und
Landesbibliothek
Düsseldorf
V 4556

EX LIBRIS
UNIVERSITÄT DÜSSELDORF
BIBLIOTHEK

TABELLEN
ZUR
CHEMISCHEN ANALYSE

HERAUSGEGEBEN

VON

OTTO WALLACH,
PROF. AN D. UNIVERSITÄT BONN.

ERSTER THEIL:

VERHALTEN DER ELEMENTE UND IHRER VERBINDUNGEN.

BONN,
EDUARD WEBER'S VERLAG
(JULIUS FLITNER).
1880.

Das Recht der Uebersetzung behält sich der Verfasser vor.

Inhaltsverzeichnis.

<p>Tafel I. Vorbemerkungen.</p> <p style="text-align: center;">Verhalten der Elemente und ihrer Verbindungen.</p> <p>Tafel II. Gruppe I: <i>Kalium, Natrium Lithium, Ammoniak.</i></p> <p> Gruppe II: <i>Baryum, Strontium, Calcium.</i></p> <p>Tafel III. Gruppe III: <i>Magnesium, Zink, Nickel, Kobalt, Ferroverbindungen, Mangan.</i></p> <p>Tafel IV. Gruppe IV: <i>Ferriverb., Chrom, Aluminium. — Unterscheidende Reactionen der Ferro- und Ferri-Salze.</i></p> <p>Tafel V. Gruppe V: <i>Arsen, Antimon, Zinn.</i></p> <p>Tafel VI. Gruppe VI: <i>Silber, Quecksilber, Kupfer, Blei, Wismuth, Cadmium.</i></p> <p>Tafel VII. Gruppe VII: <i>Wasserstoff, Fluor, Chlor, Brom, Jod.</i></p>	<p>Tafel VIII. Gruppe VIII: <i>Sauerstoff, Schwefel.</i></p> <p>Tafel IX. Gruppe IX: <i>Stickstoff, Phosphor, Bor.</i></p> <p>Tafel X. Gruppe X: <i>Silicium, Kohlenstoff. — C- und N-haltige Säuren.</i></p> <p style="text-align: center;">Anhang:</p> <p>Tafel XI. ad Gruppe I: <i>Rubidium, Caesium.</i> ad Gruppe III u. IV: <i>Indium, Thallium, Uran. — Beryllium, Yttrium, Erbium, Cer, Lanthan, Didym, Thorium.</i></p> <p>Tafel XII. ad Gruppe III u. IV: <i>Zirkonium, Titan, Tantal, Niob.</i> ad Gruppe V: <i>Gold, Platin, Iridium, Molybdän, Wolfram.</i></p> <p>Tafel XIII. ad Gruppe V: <i>Vanadin, Selen, Tellur.</i> ad Gruppe VI: <i>Palladium, Rhodium, Ruthenium, Osmium.</i></p> <p>Tafel XIV. <i>Reactionen der wichtigsten Alkaloide.</i></p>
---	--

Vorbemerkung.

Die folgenden Tabellen sollen dazu dienen, eine allgemeine Uebersicht über die Eigenschaften der Elemente und über die Functionen der Basen und Säuren zu geben.

Bei der Anordnung sind vorzugsweise die analytischen Aehnlichkeiten der Elemente berücksichtigt worden. Es ergeben sich dabei folgende Gruppen:

- I. Kalium, Natrium, Lithium, Ammoniak.
- II. Baryum, Strontium, Calcium.
- III. Magnesium, Zink, Nickel, Kobalt, Ferroverbindungen, Mangan.
- IV. Ferrverbindungen, Chrom, Aluminium.
- V. Arsen, Antimon, Zinn.
- VI. Silber, Quecksilber, Kupfer, Blei, Wisnuth, Cadmium.
- VII. Wasserstoff, Fluor, Chlor, Brom, Jod.
- VIII. Sauerstoff, Schwefel.
- IX. Stickstoff, Phosphor, Bor.
- X. Silicium, Kohlenstoff.

Anhang.

Seltene Elemente.

Diese Anordnung entspricht keiner chemischen Nothwendigkeit, im Gegentheil würde bei Berücksichtigung der eigentlichen chemischen Zusammengehörigkeit eine ganz abweichende Gruppierung eintreten müssen, je nach den Eigenschaften, die man besonders hervorzuheben wünscht.

So würde z. B. das Cadmium, welches hier (seines in verdünnten Säuren unlöslichen Sulfids halber) in Gruppe VI steht, unmittelbar neben Zink zu setzen sein, mit dem es die allgeringste Aehnlichkeit hat. Silber würde man mit Mercur und Cupro, nicht aber mit Mercuri- und Cupri-Verbindungen zusammenstellen. Zinn würde man mit Blei, nicht aber mit Arsen vergleichen, welches letztere, sowie auch das Antimon, mit Phosphor und Stickstoff in eine Gruppe gehört, v. s. f.

Benürzte rationale Gruppierungen auch mit besonderer Berücksichtigung des s. g. periodischen Systems der Elemente (in welchem eine Abhängigkeit der Eigenschaften der Elemente vom Atomgewicht deutlich hervortritt) aufzustellen, muss den Lehrbüchern der anorganischen und namentlich theoretischen Chemie überlassen bleiben. Hier genügt es, auf eine

solche Zusammengehörigkeit der Elemente aufmerksam zu machen, während es dem Zweck dieser Tabellen entspricht, die Elemente möglichst nach den Eigenschaften anzuordnen, die bei dem Gang der analytischen Trennung Verwerthung finden.

Um das richtige Schreiben der Formeln schnell zu erlernen, ist es nöthig, sich über die s. g. Werthigkeit oder Bindungsfähigkeit der Atome der Elemente zu unterrichten. Man kann die wichtigeren Elemente nach ihrer Werthigkeit in vier Gruppen theilen:

I-werthig: H; Cl; Br; J; F; K; Na; Li; Ag.

II-werthig: O; S; Ba; Sr; Ca; Mg; Zn; Hg; Pb; Cu.

III-werthig: N; P; As; Sb; Bi; Bo; Au.

IV-werthig: C; Si; Sn; Fe; Ni; Co; Al; Cr; Mn.

Bei den Verbindungen der Elemente untereinander kommt nun die Werthigkeit der Atome im Allgemeinen in dem Sinne zur Geltung, dass „ausgesäthigte Affinitäten“ nicht vorkommen.

Die dem einzelnen Atome hier zugeschriebene Werthigkeit tritt aber nicht immer als solche zu Tage. Abgesehen von einigen unabweiflichen, leicht zu merkenden Ausnahmen (CO, NO) und abgesehen davon, dass die Werthigkeit nichts unter allen Umstünden Constantes ist (sie ist z. B. abhängig von der Temperatur und wechelt mit dieser; z. B. ist P bei nied. Temp. V-w.), treten Verschiebungen in der theilbaren Werthigkeit der Elemente dadurch ein, dass gleichartige Atome sich miteinander verbinden und so Atomcomplexen entstehen, deren Gesamtwerthigkeit geringer ist als die Summe der Werthigkeit der einzelnen Atome. Das gilt und ist bewiesen für den Kohlenstoff, der vermöge dieser Verbindungsfähigkeit mit sich selbst eine grosse Menge von Combinationen mit bestimmten Elementen (namentlich mit H, O, N) eingehen kann (dabei der grosse Umfang der Kohlenstoff-Verbindungen oder der s. g. organischen Chemie). So giebt es Verbindungen oder der s. g. organischen IV-werthige C III-, II- oder I-werthig erscheint, und zwar deshalb, weil je zwei Atome sich mit 1, 2 oder 3 Affinitäten gegenseitig gebunden haben (also C—C; C=C; C≡C). Daher bleiben für die Bindung anderer Elemente dem einzelnen C-Atome in diesen Fällen nur noch 1, 2 oder 3

Taf. I.

„Werthigkeiten“ übrig, d. h. ein Atom C erscheint in derartigen Verbindungen I-, II- oder III-werthig.

Bei andern Elementen (Hg, Fe, Al z. B.) nimmt man zur Erklärung der vorkommenden Verbindungen Aehnliches an, namentlich bei denjenigen, welche in mehreren Verbindungsstufen vorkommen. So ist Hg in den Oxydverbindungen II-werthig, weil es als einzelnes Atom auftritt (Hg); in den Oxydulverbindungen scheinbar I-werthig, weil in ihnen je zwei Quecksilber-Atome mit je einer Affinität gegenseitig verknüpft sind (Hg—Hg). — Das Fe und andere oben als IV-werthig angenommenen Elemente treten nach dieser Auffassung so gut wie nie IV-werthig auf, weil in diesen Verbindungen sich immer zwei Atome mit je zwei oder je einer Affinität verknüpfen, so dass z. B. Eisen dadurch in den Oxydulverbindungen II-werthig (Fe=Fe) und in den Oxydverbindungen III-werthig (Fe—Fe) erscheint. — Für das richtige Schreiben der Formeln ist es deshalb wichtiger, die Elemente nach ihrer (an und für sich kaum mit Bestimmtheit anzugebenden) wirklichen Werthigkeit zu ordnen, als nach der scheinbaren Werthigkeit, die sie in ihren wichtigsten Verbindungen haben.

Man kommt da leicht und unabweiflich zu folgender Anordnung:

I-werthig: H; Cl; Br; J; F; K; Na; Li; Ag; Hg in den Mercur-; Cu (in den Cupro-Verb.); Au (in den Auro-Verb.).

II-werthig: O; S; Ba; Sr; Ca; Mg; Zn; Hg (in den Mercur-; Cu in den Cupro-Verb.); Pb; Sn (in den Stanno-; Fe (in den Ferro-Verb.); Co; Ni; Mn.

III-werthig: N; P; As; Sb; Bi; Bo; Fe (in den Ferri-Verb.); Al; Cr; Au (in den Auro-Verb.).

IV-werthig: C; Si; Sn (in den Stanno-Verb.).

Beim Schreiben der chemischen Formeln entsteht nun die Frage, ob man die Verbindungen der Elemente, deren Werthkeitswechsel in verschiedenen Verbindungen sich durch eine Verknüpfung mehrerer Atome erklären lässt, mit verdoppelten (die wirkliche Werthigkeit ausdrückender) oder einfacher (die scheinbare Werthigkeit wiedergebender) Formel zu schreiben

hat. Also z. B. ist zu schreiben $HgCl_2$, $Ca(CNS)_2$, $FeCl_3$, $Fe_2(CNS)_{10}$, C_2H_2 oder $HgCl$, $Ca(CNS)$, $FeCl$, $FeCl_2$, $SOCl_2$, CH_4 u. s. f. Beim Kohlenstoff, für welchen die oben erwähnte Auffassung definitiv als den Thatfachen entsprechen fast steht, hat man sich längst für eine Verbindung der Formeln entschieden, ebenso ist in der anorganischen Chemie für die Formeln des Fe, Hg u. s. w. das Verhältniss eines „Doppelatoms“ in den entsprechenden Verbindungen ziemlich sicher bewiesen (ist) eine Verdoppelung ziemlich allgemein üblich, während man z. B. für Sn, Pb, Mn, Ni, Co ein solches kaum findet, obgleich da höchst wahrscheinlich ähnliche Verhältnisse vorliegen wie beim Eisen. — Für das Schreiben der Gleichungen sind die halbirten Formeln jedenfalls bequemer, sie haben auch das für sich, dass sie lediglich den Thatfachen Rechnung tragen und keine hypothetische Annahme involviren und sind daher in den folgenden Blättern die halbirten Formeln gebraucht.

Aus dem Gesagten folgt aber, dass beim heutigen Stande der Wissenschaft es ziemlich gleichgültig erscheint, welcher Schreibweise man beim Gebrauch chemischer Umsetzungsformeln in der anorganischen Chemie sich bedient, vorausgesetzt, dass man sich der Gründe für die bestimmte Schreibweise bewusst ist und diese consequent durchführt. Am meisten hätte es vielleicht für sich, zur Verdeutlichung analytischer Vorgänge die Schreibweise nach Äquivalenten zu gebrauchen, davon musste indess hier Abstand genommen werden, weil es den jetzigen Gewohnheiten der Chemiker zu wenig entspricht.

Die seltener vorkommenden Elemente sind, um grössere Uebersichtlichkeit zu erzielen, in den Tabellen nicht mit den häufiger vorkommenden zusammenzustellen, sondern in einem Anhang behandelte worden und zwar in der Anordnung, welche der analogen Gruppeneintheilung entspricht. Die selteneren Elemente berücksichtigen auf diese Weise im zweiten Theil der Tabellen, welcher die eigentliche analytische Aufklärung der Elemente behandelt, nicht durchgehends aufgeführt zu werden, da der Fortgeschrittene im Stande sein muss, diese Elemente, mit deren analytischen Eigenschaften er bekannt gemacht ist, selbstständig in das dort gegebenen System der Trennungen einzuordnen, auf den Anfänger aber das Einreiben einer grossen Anzahl von Stoffen (die er nie findet) in den gewöhnlichen Gang der Analyse nur verweilend wirken kann.

Gruppe I.

Taf. II.

1. **Kalium.** $K=39,04$. Silberweiss, weich, oxydirt sich an der Luft sofort (unter Petroleum aufzubewahren), brennt mit violetter Flamme, spec. Gew. 0,865. Schmelzp. $62^{\circ},6$. Vorkommen: Sehr verbreitet als KCl , als Bestandtheil vieler Silikate (Feldspath, Glimmet), im Ackerboden (aus welchem es die Pflanzen aufnehmen; findet sich z. B. im Wein als Weinstein), im Meerwasser.
2. **Natrium.** $Na=22,99$. Dem Ka sehr ähnlich, brennt mit gelber Flamme, spec. Gew. 0,972. Schmelzp. $95^{\circ},6$. Vorkommen: Ungemein verbreitet, vorzugsweise als Kochsalz, $NaCl$, im Meerwasser u. s. w.
3. **Lithium.** $Li=7,01$. Dem Ka und Na ähnlich, brennt mit weissem Licht, ist das leichteste Metall, spec. Gew. 0,559. Schmelzp. 180° . Vorkommen: Wenig verbreitet, in Mineralien (Lepidolith, Spodumen etc.), Mineralquellen, in der Asche von Tabak und Runkelrüben.
4. **Ammoniak.** NH_3 . Farbloses, stechend riechendes Gas, bei -40° flüssig, bildet mit Säuren Nebel, bläut rothes Lacomspapier, in Wasser sehr löslich (1 vol. H_2O absorb. bei 0° $NH_3=0,877$ Gew. Th.). Die wässrige Lösung $NH_4OH=NH_3+H_2O$ verhält sich wie KOH und $NaOH$, bei der Salzbildung spielt das hypothetische Radical NH_4 (Ammonium) die Rolle eines Metalls.

Die freien Metalle der Gruppe I (Gruppe der Alkalien) zersetzen H_2O unter Entw. von H und Bildung von MOH . (Actzalkalien, Alkali-lange). Die Oxydhydrate KOH , $NaOH$, $LiOH$ sind weiss, undurchsichtig, schmelzbar, hygroscopisch, sehr löslich auch in Alkohol, ziehen CO_2 an, die Aufösungen färben rothen Lacomspapier blau. Curcumaf. braun, fallen viele Metalle aus ihren Salzen als Oxyde oder Oxyhydrate (s. diese). Beim Erwärmen ist Ammoniumoxydhydrat (NH_4OH , Salmiakgeist, flüchtiges Alkali) flüchtig. Die fixen Alkalien (KOH , $NaOH$, $LiOH$) werden auch beim Glühen nicht in Oxyde verwandelt. Die Oxyde K_2O , Na_2O , Li_2O entstehen nur beim Verbrennen der Metalle, wobei sich gleichzeitig Peroxyde (K_2O_2 u. s. w.) bilden.

Fast alle Salze der Alkalien lösen sich leicht in H_2O ; die Ammoniaksalze verflüchtigen sich beim Erhitzen und werden durch KOH , $NaOH$, $LiOH$ unter Entbindung von NH_3 zerlegt. Die Carbonate CO_3M_2 und CO_3MH bläuen rothen Lacomspapier. $Kohlens.$ und $Phosphorsäures$ Li sind in H_2O bedeutend schwieriger lösl. als die entsprechenden Verbindungen von Ka , Na , NH_3 . — KCl und $NaCl$ sind in Alkohol unlösl., $LiCl$ ist zerfliesslich und in Alkohol löslich.

Weder durch Schwefelwasserstoff, noch durch Schwefelammonium werden die Salze der Alkalien gefällt.

Verhalten der Salze von

gegen	1. Kalium	2. Natrium	3. Lithium	4. Ammoniak
Platinchlorid	gelber N. (Kaliumplatinchlorid, $PtCl_4+2KCl$), in Alkohol unlösl. in kaltem H_2O schwer lösl. (krystallis. daraus i. Octaedern).	—	—	gelber N. ($PtCl_4+2NH_4Cl$). (Verhalten wie $PtCl_4+2KCl$)
Weinsäure (im Ueberschuss)	wegleich od. nach d. Schütteln: weisser, krystallin. N. (saures weins. K., $C_4H_5O_6K$).	—	—	weisser, krystallin. N., $C_4H_5O_6NH_4$. Verhalten wie $C_4H_5O_6K$.
Kieselfluorwasserstoffsäure	durchsichtiger N. (SiF_6K_2).	—	—	JK in JK (Nessler'sches Reagens) gelbbraunen N. oder gelbe Färbung [$2H_4O_2+JK$)+ $3KOH+NH_3$]= $(NH_4)_2J+H_2O$ + $2KJ+2H_2O$
Pyroantimonisaures Kalium	—	körnig krystall. N. ($Sb_2O_3.Na_2H_2+6H_2O$), (es sind neutrale od. schwach alkal. Lös. anzuwend., Alkohol befördert die Fäll.).	—	NH_3 färbt Papier, das getränkt ist mit $HgNO_3$: schwarz $CuSO_4$: blau $MnSO_4$: braun.
Farblose Flamme d. Bunsensch. Lampe	violette Färbung.	gelbe Färbung.	carminrothe Färb.	—

NH₂NO₂
+ H₂O

Gruppe II.

5. **Baryum.** $Ba=136,8$. Gelblich weiss, sehr schwer schmelzbar, oxydirt sich an der Luft, zersetzt H_2O , spec. Gew. etwa 4 (?). Vorkommen: Als Carbonat (Witherit, CO_3Ba), als Sulfat (Schwerspath, SO_4Ba). Die Verbind. haben hohes spec. Gew.
6. **Strontium.** $Sr=87,2$. Dem Ba ähnlich, spec. Gew. 2,54. Vorkommen: Als Carbonat (Strontianit, CO_3Sr), Sulfat (Coelestin SO_4Sr).
7. **Calcium.** $Ca=39,9$. Dem Ba ähnlich, spec. Gew. 1,58. Vorkommen: sehr verbreitet, u. a. als Carbonat (Marmor, Doppelspath, Kreide, Arragonit, CO_3Ca), Sulfat (Flussspath CaF_2), Silikat u. s. w.

Die **freien Metalle** (Erdalkalimetalle) haben im chemischen Verhalten noch grosse Aehnlichkeit mit denen der Gruppe I. Die **Oxyde** mit verd. Säuren H_2O_2 liefert. Die **Oxydhydrate** sind starke Basen und binden leicht CO_2 : $Ba(OH)_2 + SH_2O$, lösl. in 20 Th. kalt. H_2O ; $Sr(OH)_2 + SH_2O$, lösl. in 50 Th. H_2O ; $Ca(OH)_2$ (gelöschter Kalk), lösl. in 760 Th. H_2O . [Lösung=Kalkwasser; $Ca(OH)_2$ in H_2O suspendirt=Kalkmilch]. Strontium- und Calciumoxydhydrat gehen beim Glühen unter H_2O -Verlust in die Oxyde über.

Von den **Salzen** der Erdalkalimetalle zeichnen sich durch **Unlöslichkeit** oder **Schwerlöslichkeit** in H_2O aus: 1) Die Sulfate: SO_4Ba (lösl. in 400 000 Th. H_2O); SO_4Sr (lösl. in 7000 Th. H_2O); SO_4Ca [lösl. in e. 400 Th. H_2O , leicht lösl. in HCl u. im Ueberschuss von $SO_4(NH_4)_2$]. Durch Schmelzen mit kohlen. Alkalien lassen sich die Sulfate in Carbonate überführen; Sr - u. Ca -Sulfat gestatten diese Umwandl. auch bei der Digestion mit der wässr. Lös. eines Gemisches von 2 Th. $CO_2K_2 + 1$ Th. SO_4K_2 , wobei $BaSO_4$ unverändert bleibt. 2) Die Carbonate: CO_3Ba (lösl. in 15000 Th. H_2O); CO_3Sr (lösl. in 18000 Th. H_2O); CO_3Ca (lösl. in 10000 Th. H_2O), namentlich letzteres sehr viel löslicher in CO_2 -haltig. H_2O . Leicht lösl. sind die Carbonate in HCl , NO_3H , $C_2H_3O_2$. Beim Glühen verliert CO_3Ca leicht CO , (unter Bild. von CaO), CO_3Sr schwerer, CO_3Ba sehr schwer. 3) Die Phosphate, welche sich aber leicht in Säuren lösen u. aus saurer Lös. durch Alkalien fällbar sind.

Die Chloride [$BaCl_2 + 2H_2O$; $SrCl_2 + 6H_2O$; $CaCl_2 + 6H_2O$] und Nitrate [$Ba(NO_3)_2 + 4H_2O$; $Ca(NO_3)_2 + 4H_2O$] sind leicht lösl. in H_2O , [$BaCl_2$ u. $Ba(NO_3)_2$ sind schwer lösl. in HCl u. NO_3H ; $Sr(NO_3)_2 + 4H_2O$ verwittert]; $SrCl_2$, $Ca(NO_3)_2$, $CaCl_2$ sind zerfliesslich und auch in absol. Alkohol leicht löslich. Leicht löslich in Wasser sind auch die **Schwefelverbindungen** der drei Elemente.

Verhalten der Salze vor

5. Baryum		6. Strontium		7. Calcium	
<i>gegen</i>					
Kali (Natron) ¹⁾	Nur in conc. Lös. N. von $Ba(OH)_2$.	nur in sehr conc. Lös. N. von $Sr(OH)_2$.	von $Ca(OH)_2$.	Kein N. (Die Lös. zieht CO_2 an u. dann fällt CO_3Ca .)	Kein N. (Die Lös. zieht CO_2 an u. dann fällt CO_3Ca .)
Ammoniak	Kein N. (aber d. Lös. zieht CO_2 an u. dann fällt CO_3Ba .)	Kein N. (aber d. Lös. zieht CO_2 an u. dann fällt CO_3Sr .)	weisser N. (aus verd. Lös. erst beim Kochen), lösl. in Säuren.	weisser N. (aus verd. Lös. erst beim Kochen), lösl. in Säuren.	weisser N. (aus verd. Lös. erst beim Kochen), lösl. in Säuren.
Alkali- Sulfat	weisser N. in Säuren leicht lösl.	weisser N. in Säuren leicht lösl.	weisser N. in Säuren fast unlösl.	nur in conc. Lös. weisser N. l. in HCl .	nur in conc. Lös. weisser N. l. in HCl .
Phosphat	weisser N. in H_2O u. Säuren so gut wie unl.	weisser N. in Säuren lösl., aus saurer Lös. mit NH_4OH od. $S(NH_4)_2$ wieder fällbar.	weisser N. in Säuren lösl., aus saurer Lös. mit NH_4OH od. $S(NH_4)_2$ wieder fällbar.	weisser N. in Säuren lösl., aus saurer Lös. mit NH_4OH od. $S(NH_4)_2$ wieder fällbar.	weisser N. ($C_2O_4Ca + H_2O$ od. $+ 3H_2O$) unl. in H_2O u. Essigs., lösl. in HCl .
Ammonium-Oxalat	in conc. Lös. weisser N. ($C_2O_4Ba + H_2O$)	weisser N.	weisser N.	weisser N.	weisser N. ($C_2O_4Ca + H_2O$ od. $+ 3H_2O$) unl. in H_2O u. Essigs., lösl. in HCl .
Kaliumbichromat	gelber N. (CrO_4Ba).	—	—	—	—
Kieselfluorwasser- stoffsäure	wässr. krystall. N., namentl. b. Schütteln (SiF_6Ba).	—	—	—	—
Farblose Flamme	gelbgrüne Färbung.	carminrothe Färbung.	carminrothe Färbung.	gelbrothe Färbung.	gelbrothe Färbung.
	Geben mit Lös. von SO_4Sr u. SO_4Ca sofort N.—	Geben mit Lös. von SO_4Ca nach etwiger Zeit N.	Geben mit Lös. von SO_4Ca nach etwiger Zeit N.	Kalkwasser wird d. Lös. v. Arseniger Sre. gefällt.	Kalkwasser wird d. Lös. v. Arseniger Sre. gefällt.

1) Wo nicht ausdrücklich das Gegentheil bemerkt ist, können als Reagentien statt der Kaliumverbind. ebensogut d. Natriumverb. angewendet werden.

8. **Magnesium.** $Mg=23.94$. Silberweiss, lämmerbar, wenig ähnl., sp. Gew. 1.75, schmilzt bei Kohlguth, verbrennt beim Erhitzen an der Luft mit intensiv weissem Licht zu Oxid; oxydirt sich nicht an trockener, wohl aber an feuchter Luft, löst sich unter H-Entw. leicht in verd. Säuren. Vorkommen: Vorhölzer, in Mineralquellen (Bitterwassern, als SO, Mg), im Meerwasser (als $MgCl_2$), in vielen Mineralien, z. B. als Magnesit (CO, Mg), Dolomit ($SO, Mg + CO, Ca$), als Kieserit ($SO, Mg + H_2O$), in Silikaten (Talk, Asbest, Meeresschamm u. a.). **Oxydationsstufen:** $Oxyd, MgO$, weiss, geschmackloses Pulver, blüht, mit H_2O hydratisirt, Lacton; **Oxyhydrat, $Mg(OH)_2$** , weiss.
9. **Zink.** $Zn=64.9$. Blauschweiss, blättrig kristallinisch, sp. Gew. 7-7.2, bei 190-110° dehnbar, unter 120° und über 200° spröde, schmilzt bei 439°, siedet bei 1047°. Bei Luftzutritt erhitzt, verbrennt es mit bläulichgrüner Flamme, an feuchter Luft wird es nur oberflächlich verdorrt (bildet bei kohlens. Salz); es löst sich in verd. SO, H_2 und HCl unter Entw. v. H_2 in conc. SO, H_2 unter gleichzeitiger Bildung von SO_2 und SiH_4 , in NO, H_2 in nach der Concentration unter Entw. v. N_2O od. NO (s. Bild. v. NH_3). Alkalien lösen Zn ebenfalls, namentlich k. Gegenwart von Fe. Vorkommen: als Zinkblende (ZnS), Kothinkers (ZnO), Zinkopit ($Galms$, CO, Zn), Kisselinkers ($SiO_2, Zn + H_2O$) u. a. **Oxydationsstufen:** $Oxyd, ZnO$, weiss, nicht flüchtig, in der Hitze gelb; **Oxyhydrat, $Zn(OH)_2$** , löslich in KOH und $NaOH$.
10. **Nickel.** $Ni=58.6$. Grauwweis, magnetisch, schmelzbar, dehnbar, sehr hart, schwer schmelzbar, sp. Gew. 8.8; an der Luft unveränderlich, in HCl und SO, H_2 schwer löslich, leicht löslich in NO, H_2 . Vorkommen: fast immer mit Cu; gediegen im Meteorstein, mit As im Kupfernickel (Ni, As), Arsennickelglanz (Ni, AsS_2), u. a. **Oxydationsstufen:** **Oxydul, NiO** , grünlichgrün; **Hydrat, $Ni(OH)_2$** , opfögrün; **Oxyd, Ni_2O_3** , olivgrün; **Oxyd, Ni_3O_4** , olivgrün; **Hydrat, $Co(OH)_2$** , schmutzgrün, verändertlich; **Oxyd, Co_2O_3** , schwarz; **Hydrat, $Co(OH)_2$** , schwarz.
11. **Eisen.** $Fe=55.9$. Weiss bis grau, sp. Gew. 7.8, bei Weisguth schmelzbar, magnetisch, schwer schmelzbar (über 1500°), durch Beimengungen von Kohle wird es leichter schmelzbar und verleiht seine Eigenschaften (Grauwisen hat 3-6% C, Stahl 0.9-2% C, Schmiedeeisen 0.2-0.6% C); es „roht“ an feuchter Luft, d. h. wird rufroth unter Bildung von $Fe(OH)_2$; beim Erhitzen an der Luft leichter im O-Strahl verbrennt es zu Fe_2O_3 ; durch H aus einem Oxyd reduirtes Eisen ist pyrophor; verd. HCl und SO, H_2 lösen Fe unter H-Entw. (dem H sind reichende C-Verbind. beigemischt, wenn das Fe sehr C-haltig war) zu Oxydul; verb. heisse NO, H_2 unter NO -Entw. zu Oxyduls ($Fe(NO)_2$); in verd. NO, H_2 getaucht wird es „passiv“ d. h. unlöslich in NO, H_2 . Vorkommen: Aemserertheil, selten gediegen (im Meteorstein); als flüchtiger Bestandtheil der grünen Pflanzenstoffe und des Blutes; in sehr zahlreichen Mineralien z. B.: Eisenglanz, Kobaltstein (Fe_2O_3), Braunerzstein ($2Fe_2O_3 + 3H_2O$), Magnetit (Fe_3O_4), Schwefelkies (FeS), Arsenkies ($FeAs_2$), Spatheisenstein (CO, Fe) u. s. f. **Oxydationsstufen:** **Oxydul, FeO** , schwarz, sehr unbeständig; **Hydrat, $Fe(OH)_2$** , weiss, auch sehr unbeständig, wird durch Oxydation schnell grün, dann braun. **Oxyd, Fe_2O_3** , (Colcothar, caput mortuum), braunroth, nach dem Glühen schwer löslich in Säuren; Hydrate sind mehrere bekannt; das normale $Fe(OH)_2$ rothbraun, voluminös, unlöslich in H_2O ; **Oxydul-Oxydul, Fe_2O_3** , schwarz, giebt in Säuren gelöst, Gemenge v. Oxydul u. Oxydul; **Säure, FeO, H_2** , nur bekannt in den Alkalischen trock., entstehen d. Schmelzen von Eisenstahl mit NO, K_2 , sehr unbeständig.
12. **Mangan.** $Mn=54.8$. Grau, spröde, hart, sehr schwer schmelzbar, sp. Gew. 7.2, oxydirt sich an der Luft sofort, zerfällt Wasser. Vorkommen: Verbrüht meist mit Fe, als Braunerzstein oder Pyrolimit (MnO_2), Braunerz (Mn_2O_3), Hummerstein (Mn_2O_3), Manganspath ($MnCO_3$). **Oxydationsstufen:** **Oxydul, MnO** , grünlich, oxydirt sich schnell; **Hydrat, $Mn(OH)_2$** , weiss, wird d. Oxydul, schnell braun; **Oxyd, Mn_2O_3** , braunschwarz; **Hydrat, $Mn(OH)_2$** , bläulich; **Oxydul-Oxydul, Mn_2O_3** , braunschwarz (alle Oxyde des Mn geben beim Glühen an der Luft in diese Verbindung über); **Superoxyd, MnO_2** , grünlichbraun, giebt beim Erhitzen für sich $\frac{1}{2}$, mit conc. SO, H_2 erbitzt die Hälfte seines O ab, unlöslich in NO, H_2 ; **Superoxydhydrat, $MnO_2 \cdot H_2O$** , braunroth, nur in dem grossen Alkalischen bekannt, die schnell in die rothen übermangan. Salze übergehen (Chamaeleon mineral); **MnO, H_2** Uebermanganäure, freie Säure nicht bekannt, Anhydrid, Mn_2O_7 , grünlich, sehr zeretzliches Öl; das K_2 -Salz roth, in H_2O leicht löslich, eines der energichsten Oxydationsmittel. Alle Oxydationsstufen des Mn geben beim Erhitzen mit Säuren Manganoxydul-Verbindungen.
- Die Metalle der Gruppe III lösen sich alle in HCl unter H-Entw. und Bildung von Salzen der Formel MCl (aus denen KOH Oxydulhydrat, $M(OH)_2$, fällt). Dieselben Salze entstehen, wenn man die niedrigste Oxydationsstufe der Metalle (Oxydul oder Oxydulhydrat) in HCl löst. Werden nun Lösungen dieser Chlorverbindungen, nämlich:



der Formel MCl , umgewandelt; man hat dann:



Zu den Verbindungen der Formel MCl_2 (Oxydalsen) oder ähnlichen (siehe $M(NO_3)_2$) kann man noch gelangen, wenn man die höheren Oxyde (M_2O_3 od. MO_2) d. entspr. Metalle in verdünnten kälteren Säuren löst (aus diesen Lösl. fällt KOH, MOH od. $M(OH)_2$). Solche Salze, die sich von der Oxydstufe M_2O_3 herleiten, existiren aber von Mg und Zn überhaupt nicht und von den meisten anderen Metallen dieser Gruppe nur in sehr geringer Lösung. Verweilt man dieselben in festem Zustand abzuscheiden, d. h. erhitzen, so findet Zersetzung statt, aus dem Ver-

Gruppe IV.

Taf. IV.

14. **Eisen.** Fe, nur in den Oxydverbindungen zu dieser Gruppe gehörig. Eigenschaften, Vorkommen, Oxydationsstufen s. Gruppe III, 12.
 15. **Chrom.** Cr=52.4. Grauweiß, spröde, hart, sp. Gew. 6.8, sehr schwer schmelzbar (schwerer als Pb); lösl. in HCl u. heisser SO_2H_2 , unlösl. in NO_2H . Vorkommen: Als Chromosensium $(CrO_3)_2Fe_3$, Rothbleierz (CrO, Pb) . **Oxydationsstufen:** 0, 2, 3, 4, 6. Cr, kann bekannt und ebenso wie seine Derivate küsser unbeständig; $Oxylid$, Cr_2O_3 , grün, nach dem Glühen unlösl. in Säuren; $Oxydhydrat$ sind mikroskopisch kennt, das normale $Cr(OH)_3$, $grünlich$; Säuren: d. $Ampholyt$, Cr_2O_3 , rote Krystalle, leicht lösl. in H_2O , verliert bei 250° Wasserstoff u. geht Cr_2O_3 ; $Hydrate$, $Cr_2O_3 \cdot H_2O$ u. $Cr_2O_3 \cdot 2H_2O$, in freiem Zustand nicht bekannt, aber in Salzen.

16. **Aluminium.** Al=27.2. Weiss, dehnbar, hart, sehr leicht, sp. Gew. 2.56, schmilzt bei etwa 700°, unveränderlich an d. Luft, unlösl. in NO_2H , lösl. in HCl, SO_2H_2 und in Alkalien (unter H-Einwirkung). Vorkommen: Sehr verbreitet. Als Oxyd in amorph. u. krystall. Zustand (Korund, Rubin, Saphir, Smaragd), als Dünner (Al_2O_3), in sehr vielen Silikaten (Feldspat, Glimmer, Kaolin u. s. f.), im Krystall ($AlF_3 \cdot NaF$) u. s. **Oxydationsstufe:** Nur bekannt das $Oxyd$, Al_2O_3 , weiss, nach dem Glühen schwer lösl., in krystall. Zustand unlösl. in Säuren; $Hydrate$, $Al(OH)_3$, u. $Al(OH)_2$, weiss.

Die Metalle der Gruppe IV haben gemeinsam die Form des Oxyds M_2O_3 , u. des zugehörigen Hydrats, beide in H_2O unlösl. Die Schwefelverbindungen M_2S_3 sind auf nassem Wege nicht darstellbar. Vom Al kennt man nur eine einzige Oxydationsstufe und dem entsprechend nur eine Salzsäure. Cr und Fe geben neben Oxydverbindungen (die den Al-Salzen entsprechen) auch Oxydhydrate, von denen die des Cr so unbeständig sind, dass sie analytisch gar keine Berücksichtigung verdienen, die des Fe aber unter Gruppe III schon aufgeführt sind. Fe liefert auch Säuren, von denen umgekehrt nur die Chromsäure so beständig ist, dass sie hier mit ihren ganz besonderen Reaktionen aufgeführt werden muss. Analytisch zusammengehörig sind in ihrem Verhalten zu vergleichen sind somit nur die vom $Oxylid$ M_2O_3 , sich ableitenden Salze der Elemente Fe, Cr, Al, welche die Formeln haben: MCl_3 , $M_2(SO_4)_3$, $M(NO_3)_3$ u. s. f. Die Ähnlichkeit im Verhalten der Oxydhydrate der drei Elemente zeigt sich aber in Folgendem: Die salz-, salpeters-, schwefels-, essigs. Salze sind leicht lösl. in H_2O ; die schwefels. Salze bilden mit schwer lös. Alkalien isomorphe, in Octaedern krystallisierende Doppelsalze (Alumine) der Formel $(SO_4)_2M^+ \cdot M^+ + 12H_2O$ ($M^+ = Fe, Al, Cr$; $M^- = K, Na, NH_4$). — Aus den neutr. Lösungen aller Salze schlägt CO_2 bei die Oxydhydrate der Elemente nieder ($3MCl_3 + 3BeCO_3 + 3H_2O = 2M(OH)_3 + 3BeCl_2 + 3CO_2$), ebenso werden dieselben beim Kochen mit Natriumacetat (od. auch ammoniac. od. bernsteins. Salz) gefällt. — Die Gegenwart organischer Substanzen zu dem Eintreten mancher der unten angeführten Reaktionen hindert.

Ausserdem ist folgendes Specielle zu merken: Chrom- und Aluminium-Oxydhydrate verhalten sich Säuren gegenüber wie Basen, Alkalien gegenüber aber wie Säuren. — Die Chromoxydhydrate existieren in Lösung in zwei isomeren Modifikationen, in einer grünen und einer violetten, nur die Salze letzterer lassen sich in festem Zustand isoliren. — Durch Reduktionsmittel (u. a. auch SH_2) werden die Eisenoxyd-(Fe)-Verb. in Chromoxyd-(Fe)-Verb. überführt, weshalb man bei dem gewöhnlichen Gang der Analyse das Cr immer nur in seinen Oxydverbindungen, nicht als Säure anzutreffen kann.

Verhalten der Oxydsalze von

14. Eisen		15. Chrom		16. Aluminium	
Kali	braunroth, $Fe(OH)_3$, unlösl. in H_2O u. Alkalien, lösl. in Säuren.	gelb, in KOH smaragdgrün lösl., b. Kochen d. Lsg. wieder gefällt.	weiss, $Al(OH)_3$, gallertartig, leicht lösl. in KOH, b. Kochen d. Lösung u. Ueberschuss von NH_4Cl wieder gefällt.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.
Ammoniak	braunroth, $Fe(OH)_3$.	blaugrün od. grünlich, in NH_4OH lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.
Kaliumcarbonat	braunroth (basisch kohlens. Salz).	blaugrün, $Cr(OH)_3$, CO_2 entwickelt, in grossem Ueberschuss des Carbonats lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.
Natriumphosphat	weiss, NO_2Fe , lösl. in HCl, in $FeCl_3$ u. in PO_4Na_2H , unlösl. in Essigs.	grün od. violettblau.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.
Schwefelwasserstoff	niedrig-weiss (Schwefel), die Ferrinialze gehen dabei in Ferrorsalze über.	graugrün, $Cr(OH)_3$ (es wird SH_2 entbunden).	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.
Schwefelammonium	schwarz, Fes (y. d. lösl. sich in Säuren u. $Oxalsäure$).	graugrün, $Cr(OH)_3$ (es wird SH_2 entbunden).	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.
Ferrocyankalium	blau, unlösl. in HCl, lösl. in Oxalsäure, durch KOH unter $Fe(OH)_3$ -Abscheid. zersetzt.	graugrün, $Cr(OH)_3$ (es wird SH_2 entbunden).	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.
Ferricyanbaltium	braune Fällung.	graugrün, $Cr(OH)_3$ (es wird SH_2 entbunden).	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.

Uebersicht

über die Reactionen, durch welche Ferro- und Ferri-Verbindungen sich unterscheiden.

gegen	Oxydul-(Ferro-)Salzen	Oxyd-(Ferri-)Salzen
Alkalien	grünlich weisser, allmählich braun werdender N.	braunrother N.
Ammoniak (bei Gegenwart von Schwefelwasserstoff)	keine Fällung.	braunrother N.
Baryumcarbonat	keine Veränderung.	Abscheid. von Schwefel.
Natriumacetat	keine Fällung (nur aus SO_4Fe Lsg. Fällung).	Vollkommene Fäll. als $Fe(OH)_3$.
Rhodankalium	auch beim Kochen keine Fällung.	rothbraune Lsg. (rothbraune Farbe verschwindet durch HCl, beim Kochen vollständige Fällung).
Ferrocyanbaltium	keine Veränderung.	Multrathe Färb. (verschwindet bei Zusatz von $HgCl_2$).
Ferricyanbaltium	weisser, sich schnell bläuender N. ($FeCN_6$ + CNK).	blauer N. (Berliner Blau $3Fe(CN)_6 + 4Fe(CN)_6$).
Oxalsäure	blauer N. ($Fe(CN)_6$ + $2Fe(CN)_6$).	kein N., dunkelbraune Färb.
Gerbsäure	gelber N. (Fe_2O_3), lösl. in HCl, keine Fällung.	keine Fällung.

Verhalten neutralisierter Lösungen von

gegen	Chromsäure
Baryumchlorid	gelb, CrO_3 , Ba, unlösl. in HCl u. NO_2H , unlösl. in Essigs.
Bleiacetat	gelb, CrO_3 , Pb, lösl. in KOH, in NO_2H schwer lösl.
Silbernitrat	rothbraun, CrO_3 , Ag, lösl. in NO_2H u. in NH_4OH .
Mercurinitrat	steigend, CrO_3 , Hg, giebt b. Glühen Cr_2O_3 .
Schwefelwasserstoff	Abscheidung von Schwefel; die vorher gelbe od. rothe Lösung wird grün.
Wasserstoffsauerstoff	Aus der mit SO_2H_2 angesäuerten Lösung nimmt Aether beim Schütteln eine tiefbraune Verbind. (CrO, H_2) auf.

Die Lsg. chromic Säure sind gelb od. roth. Alle Reduktionsmittel ($SO_2, H_2, SnCl_2, Fe$, Alkoh. u. s. f.) färbt die entsprechenden Lösungen in grüne Oxydhydrate über. — Mit $MgCl_2$ oder $CaCl_2$ erwärmt, geben d. trübren Salze rothe, leicht schmelzbare Cr_2O_3 , das mit H_2O in HCl u. Chromsäure übergeht. — Conc. HCl entwickelt u. chrom. Säure Chlor.

Chromsäure bildet auch bei HCl über NO_2H ein gelbes CrO_3 , von dem bei NO_2H mit NO_2H über NO_2H ein gelbes CrO_3 entsteht, welches beim Erhitzen in Cr_2O_3 übergeht. — Mit $MgCl_2$ oder $CaCl_2$ erwärmt, geben d. trübren Salze rothe, leicht schmelzbare Cr_2O_3 , das mit H_2O in HCl u. Chromsäure übergeht. — Conc. HCl entwickelt u. chrom. Säure Chlor.

Gruppe V.

Taf. V.

17. **Arsen.** $As = 74,9$. Stahlgrün, metall. glänzend, spröde, blättrig kristallinisch, sp. Gew. 5,7—5,9; an d. Luft wird es durch Oxydation grau-schwarz (Suboxyd); in unten geschlossenen Glasrohr erhitzt, verflüchtigt es sich ohne zu schmelzen und setzt sich im kalten Theil des Rohrs als „Spiegel“ an; b. Erhitzen an der Luft verbrennt es unter Knoblanchgeruch mit fahler Flamme zu As_2O_3 . In HCl unl., wird es v. NO_2H zu arseniger Säure oder Arsensäure, von $HCl + ClO_2K$ od. Königswasser zu $HCl + ClO_2K$ od. Königswasser oxydirt. Im Chlorstrom verbrennt es zu flüchtigem $AsCl_3$. Vorkommen: (Verbreitet) Geadigen (Schieberkobalt, Fliegenstein), als Realgar (As_2S_3), Auripigment (As_2S_3), Arsenstein ($FeAs_2$), in vielen Fe-, Co-, Ni-haltigen Mineralien (n. a. Spieskobalt ($CoNiFeAs_3$)) u. s. f.

18. **Antimon.** $Sb = 122$. Weiss, glänzend, spröde, blättrig kristall., sp. Gew. 6,7—6,86; leicht schmelzbar (Susp. 420°), an d. Luft unveränderlich, verbrennt b. Erhitzen mit weissem, geruchlosem Rauch zu Sb_2O_3 . Unlös. in HCl , lös. in heisser conc. SO_3H_2 (zu $Sb_2(SO_3)_4$), leicht lös. in $HCl + ClO_2K$ u. Königswasser; von NO_2H zu unlös. Sb_2O_3 , Sb_2O_4 , oder Sb_2O_5 oxydirt. Verbrennt in Cl zu flüchtigem $SbCl_3$. — Vorkommen: in Selt. gediegen, vorzugsweise als Graupiesglanzers (Sb_2S_3), in andern Mineralien meist in Begleitung von As (Bournonit, Rothglühiger u. s. w.).

19. **Zinn.** $Su = 117,8$. Bläulich weiss, sehr glänzend, weich, dehnbar (Stanniol), beim Biegen knirschend (Gerschrei des Su), sp. Gew. 7,29, bei 200° spröde (pulverbar), schmilzt b. 233°, schwer flüchtig (in Weisgluth); bei starker Kälte zerfällt es zu kristall. Pulver. An der Luft unveränderlich, in geschmolzenem Zustand oxydirt es sich (Zinnasche). Leicht lös. in HCl (u. HNO_3), schwerer in SO_3H_2 ; verd. NO_2H löst es zu Oxidul, conc. NO_2H oxydirt es zu unl. Zinnoxid. Verbrennt in Cl zu flücht. $SuCl_4$. — Vorkommen: Meist als Zinnstein (SuO_2) löst es angedehnt werden. Es leitet sich von ihnen sowohl basische Oxide, als auch Sauerstoffverbindungen ab, welche ausgeprägte Stannatur haben. As und Sb stehen sich besonders dadurch aus, dass sie flüchtig sind, mit H sehr charakteristische Verbindungen einzugehen. Von allen drei Elementen kommt man je zwei scharf unterscheidene Verbindungen zu. Ihre nahe analytische Beziehung wird durch die auch in mehreren Stufen existirenden, den O -Verbindungen vollkommen analog zusammengesetzten Schwefelverbindungen bedingt. Diese zeigen sich unlös. in H_2O und verd. Säuren, lös. in Alkalien und namentlich Schwefelalkalien. — Durch Zusammenwechseln mit **Selpter** und **Soda** kann man alle Verbind. von As , Sb , Su in die Alkohole über höchsten **Oxydationsstufe** überführen, andererseits werden durch Zusammenwechseln mit **Cyanidkalkium** und **Soda** die Elemente in metallischer Form aus ihren Verbindungen reduziert. Folgendes sind etwa die wichtigsten Verbindungen von

Arsen.

AsH_3 , **Arsenwasserstoff**, gasförmig, überriechend, äußerst giftig; zerfällt bei Rothgluth in H u. leicht flüchtiges met. Arsen (Arsenospiegel); verbrennt an d. Luft zu As_2O_3 u. H_2O ; zersetzt Lös. v. NH_4Ag unter Abscheid. v. Ag u. Bild. v. As_2O_3 . Durch Zn u. SO_2H_2 (od. HCl) können alle As -Verb., die **Sulfide** ausgenommen, in AsH_3 übergeführt werden, die Gegenwart von NO, H, Cl, Hg ; organ. Substanzen ist dabei hinderlich.

$AsCl_3$, **Arsenichlorid**, flüchtig, (auch mit H_2O -Dämpfen), Siedep. 134°, sehr giftig, zerfällt in H_2O (As_2O_3 u. HCl). As_2O_3 , **Arsenigsaure-Anhydrid** (weisser Arsenik, Giftmehl), amorph, glasartig (sp. G. 3,75), wird allmählich kristall. vorzunehmend (sp. G. 3,69); sublimirt leicht, geruchlos, wenig löslich in H_2O (schwarzlich in 20 Th., porcellanartig in 50 Th.), löslicher in HCl , leicht lös. in Alkalien.

AsO_2H_3 , **Ortho-Arsenige Säure**, 20 Th., porcellanartig in 50 Th.), löslicher in HCl , leicht lös. in Alkalien.

AsO_2H_2 , **Ortho-Arsenige Säure**, 20 Th., porcellanartig in 50 Th.), löslicher in HCl , leicht lös. in Alkalien.

AsO_2H , **Meta-Arsenige Säure**, 20 Th., porcellanartig in 50 Th.), löslicher in HCl , leicht lös. in Alkalien.

Antimon.

SbH_3 , **Antimonwasserstoff**, gasförmig, zerfällt bei Rothgluth in H und in schmelzendes, schwer flüchtiges met. Sb (Antimonspiegel); verbrennt an der Luft zu Sb_2O_3 u. H_2O ; scheidet aus Lös. v. NO_4Ag schwarzes Sb_2Ag_3 ab, dem $S(NH_4)_3$ od. hause Weimars $As Sb$ entspricht.

$SbCl_3$, **Antimontrichlorid**, stark rauchend, leicht flüchtige Flüssigkeit, zerfällt durch H_2O zersetzt in Sb_2O_3 u. HCl . **Antimontrichlorid**, gelb, unlöslich in H_2O u. NO_2H , löslich in HCl u. Alkalien, zerfällt beim Glühen zu Sb_2O_3 u. HCl .

SbO_2H_2 , **Antimontrichlorid**, gelb, unlöslich in H_2O u. NO_2H , löslich in HCl u. Alkalien, zerfällt beim Glühen zu Sb_2O_3 u. HCl .

SbO_2H , **Antimontrichlorid**, gelb, unlöslich in H_2O u. NO_2H , löslich in HCl u. Alkalien, zerfällt beim Glühen zu Sb_2O_3 u. HCl .

SbO_2H , **Antimontrichlorid**, gelb, unlöslich in H_2O u. NO_2H , löslich in HCl u. Alkalien, zerfällt beim Glühen zu Sb_2O_3 u. HCl .

Zinn.

$SuCl_4 + 2H_2O$, **Stannochlorid** (Zinnsäure), kristallinisch, b. hoher Temp. flüchtig; ungeschmolzenes Zinnoxid, absorbirt O (unter Bild. v. H_2O unlöslich, in HCl löslich) $SuCl_2O$.

SuO , **Zinnoxid**, schwarzlich, schwerlöslich.

$SuOH_2$, **Zinnoxid**, schwerlöslich, zerfällt in H_2O u. NO_2H .

$SuOH$, **Zinnoxid**, schwerlöslich, zerfällt in H_2O u. NO_2H .

$SuOH$, **Zinnoxid**, schwerlöslich, zerfällt in H_2O u. NO_2H .

Gruppe VII.

Tab. VII.

26. **Wasserstoff.** $H = 1$. Gasförmig, farblos, geruchlos, das leichteste Element (14,435 mal leichter als Luft), wenig löslich in H_2O ; leicht entzündlich, verbrennt mit O zu Wasser. Gemenge von Wasserstoff mit O oder mit Cl sind sehr explosiv (Knallgas); er reduziert in der Glühhitze viele Metalloxyde. — Vorkommen: hauptsächlich im Wasser, H_2O . — Wasserstoffperoxyd, H_2O_2 , entsteht z. B. b. Uebergang von BoO_3 mit verd. Säuren) ist ein unbeständiger Körper, der leicht O abgibt, C_2O_2 , K_2 u. SO_2 , H_2 geben, mit ihm zusammengebracht, eine Verbindung (CrO_2H_2), die sich mit intensiv blauer Farbe in Aether löst. Bei Gegenw. v. SO_2 , H_2 entfärbt H_2O_2 Kaliumpermanganat.
27. **Fluor.** $Fl = 19$. In freiem Zustande nicht bekannt. — Vorkommen: im Flussspath (Fl_2Co), im Kryolith ($AlFl_3 + 3NaFl$), in dem Knochenschmelze, verbrannt mit O zu Wasser. Wasserstoff, sp. Gew. 2,44; Wasser löst gegen 2 Vol. (Chlorwasser, versetzt sich am Lichte unter O -Entw., krystallisiert bei niedriger Temp.). Cl hat grosse Verwandtschaft zu H und den Metallen (verwandelt Hg sofort in $HgCl_2$); es bleicht Pflanzenfarben (entfärbt Indigo), wirkt stark oxydirend, daher zerstörend auf organ. Gebilde (Desinfektionsmittel); macht Jod aus JK frei, giebt im Uebrigen alle Reactionen der HCl . — Vorkommen: nur in freiem Zustande; in grösser Menge als $NaCl$ (Steinsalz, Kalksalz, im Meerwasser, als KCl , $MgCl$, u. s. w.).
28. **Chlor.** $Cl = 35,5$. Gelblich grünes, erstickend riechendes Gas, verflüchtbar, nicht brennbar, sp. Gew. 2,44; Wasser löst gegen 2 Vol. (Chlorwasser, versetzt sich am Lichte unter O -Entw., krystallisiert bei niedriger Temp.). Cl hat grosse Verwandtschaft zu H und den Metallen (verwandelt Hg sofort in $HgCl_2$); es bleicht Pflanzenfarben (entfärbt Indigo), wirkt stark oxydirend, daher zerstörend auf organ. Gebilde (Desinfektionsmittel); macht Jod aus JK frei, giebt im Uebrigen alle Reactionen der HCl . — Vorkommen: nur in freiem Zustande; in grösser Menge als $NaCl$ (Steinsalz, Kalksalz, im Meerwasser, als KCl , $MgCl$, u. s. w.).
29. **Brom.** $Br = 79,75$. Braunrothe, sehr flüchtige Flüssigkeit von starkem, reizendem Geruch, bei niedriger Temp. (-20° bis -25°) fest. Siedep. 63° , sp. Gew. 3,19. In Chloroform und in CS_2 ist es mit rothbrauner Farbe leicht löslich, löslich in etwa 30 Th. H_2O . Wirkt, wie Chlor, oxydirend und bleichend, färbt Stärke gelb. — Vorkommen: nicht in freiem Zustande; gebunden an K , Na , Mg u. s. f. (im Meerwasser, in Salzwasser, in Salzwasser, in Salzwasser).
30. **Jod.** $J = 126,53$. Grauschwarze, glänzende Krystalle, weich, spec. Gew. 4,95, sehr flüchtig, stark riechend, färbt die Haut braun. Beim Erhitzen schmilzt es zuerst (bei 113°) und verflüchtigt sich dann mit violettem Dampf (Siedep. gegen 200°). In Chloroform und in CS_2 ist es leicht löslich, in Aether, Alkohol, Jodkaliumlösung, mit warmer Farbe leicht löslich, in H_2O schwer löslich (braun). Stärkekleister wird durch Jod blau gefärbt; die blaue Farbe verschwindet beim Erwärmen vorübergehend, bei Gegenw. von $HgCl_2$ und reduzierend wirkenden Agentien (SO_2 , SH_2 , SO , Na , u. s. f.) dauernd. J verbindet sich mit Cl zu JCl u. JCl_3 ; mit einem Ueberschuss von Cl wird, bei Gegenw. von H_2O , J_2O_5 gebildet, welche Stärke nicht blau färbt. JO_2 entsteht auch b. Behandlung von J mit NO_2 . Mit NH_4OH übergossen giebt J explosiven Dampf. Im sonstigen Verhalten ähnelt J dem Cl u. Br , zeigt aber schwächere Verwandtschaft zu den Metallen. — Vorkommen: nicht in freiem Zustande; an Alkalien gebunden in Mineralquellen, im Meerwasser, Chlorkalium, in Seefaugen, aus deren Aesche (Kelp od. Varec) man es gewinnt.

Die Elemente der Gruppe VII sind einwerthig. Fl , Cl , Br , J bilden eine durch ihr chemisches Verhalten eng zusammengehörige Gruppe; man fasst sie unter dem Namen Halogene oder Halogene Säuren (Salzbildner) zusammen. Alle vier zeichnen sich durch ihre Verwandtschaft zu H und dem Metall aus, die Bindungskraft der einzelnen Halogene demselben Element gegenseitig ist aber nicht gleich gross, sondern steht in dem O -freien Zustande in umgekehrtem Verhältnis zu ihrem Atomgewicht, d. h. Fl ist am festesten, J am löstesten in seinen Verbindungen gebildet (so sind z. B. FlH u. ClH sehr beständige Verb., JH zerfällt sich freiwillig; conc. SO_3 , H_2 greift FlH u. ClH gar nicht an, BrH wird zum Theil, JH leicht u. vollkommen durch dieselbe zerlegt; die niederen Oxidationsstufen des Stickstoffs zerlegen Fl , Cl , Br -Verbind. nicht, aus J -Verbind. entstehen wie J u. s. w.) und es macht daher Fl das Cl , Cl das Br , Br das J aus seinen Verbindungen frei. — Alle vier Halogene bilden Säuren, aber lediglich einbasische und zwar entstehen durch Vereinig. mit H sauerstofffreie Säuren (Halogenwasserstoffsäuren: FlH , ClH , BrH , JH), als deren normale Salze die Fluoride, Chloride, Bromide, Jodide der Metalle aufzufassen sind, welche z. Th. durch direkte Vereinigung der Elemente dargestellt werden können. — Cl , Br , J bilden auch O -haltige, saure Säuren (vom Fl sind keine O -Verbind. bekannt), nämlich das Chlor: $ClOH$, ClO_2 , ClO_3 , ClO_4 , ClO_5 , ClO_6 , ClO_7 , ClO_8 , ClO_9 , ClO_{10} , ClO_{11} , ClO_{12} , ClO_{13} , ClO_{14} , ClO_{15} , ClO_{16} , ClO_{17} , ClO_{18} , ClO_{19} , ClO_{20} , ClO_{21} , ClO_{22} , ClO_{23} , ClO_{24} , ClO_{25} , ClO_{26} , ClO_{27} , ClO_{28} , ClO_{29} , ClO_{30} , ClO_{31} , ClO_{32} , ClO_{33} , ClO_{34} , ClO_{35} , ClO_{36} , ClO_{37} , ClO_{38} , ClO_{39} , ClO_{40} , ClO_{41} , ClO_{42} , ClO_{43} , ClO_{44} , ClO_{45} , ClO_{46} , ClO_{47} , ClO_{48} , ClO_{49} , ClO_{50} , ClO_{51} , ClO_{52} , ClO_{53} , ClO_{54} , ClO_{55} , ClO_{56} , ClO_{57} , ClO_{58} , ClO_{59} , ClO_{60} , ClO_{61} , ClO_{62} , ClO_{63} , ClO_{64} , ClO_{65} , ClO_{66} , ClO_{67} , ClO_{68} , ClO_{69} , ClO_{70} , ClO_{71} , ClO_{72} , ClO_{73} , ClO_{74} , ClO_{75} , ClO_{76} , ClO_{77} , ClO_{78} , ClO_{79} , ClO_{80} , ClO_{81} , ClO_{82} , ClO_{83} , ClO_{84} , ClO_{85} , ClO_{86} , ClO_{87} , ClO_{88} , ClO_{89} , ClO_{90} , ClO_{91} , ClO_{92} , ClO_{93} , ClO_{94} , ClO_{95} , ClO_{96} , ClO_{97} , ClO_{98} , ClO_{99} , ClO_{100} , ClO_{101} , ClO_{102} , ClO_{103} , ClO_{104} , ClO_{105} , ClO_{106} , ClO_{107} , ClO_{108} , ClO_{109} , ClO_{110} , ClO_{111} , ClO_{112} , ClO_{113} , ClO_{114} , ClO_{115} , ClO_{116} , ClO_{117} , ClO_{118} , ClO_{119} , ClO_{120} , ClO_{121} , ClO_{122} , ClO_{123} , ClO_{124} , ClO_{125} , ClO_{126} , ClO_{127} , ClO_{128} , ClO_{129} , ClO_{130} , ClO_{131} , ClO_{132} , ClO_{133} , ClO_{134} , ClO_{135} , ClO_{136} , ClO_{137} , ClO_{138} , ClO_{139} , ClO_{140} , ClO_{141} , ClO_{142} , ClO_{143} , ClO_{144} , ClO_{145} , ClO_{146} , ClO_{147} , ClO_{148} , ClO_{149} , ClO_{150} , ClO_{151} , ClO_{152} , ClO_{153} , ClO_{154} , ClO_{155} , ClO_{156} , ClO_{157} , ClO_{158} , ClO_{159} , ClO_{160} , ClO_{161} , ClO_{162} , ClO_{163} , ClO_{164} , ClO_{165} , ClO_{166} , ClO_{167} , ClO_{168} , ClO_{169} , ClO_{170} , ClO_{171} , ClO_{172} , ClO_{173} , ClO_{174} , ClO_{175} , ClO_{176} , ClO_{177} , ClO_{178} , ClO_{179} , ClO_{180} , ClO_{181} , ClO_{182} , ClO_{183} , ClO_{184} , ClO_{185} , ClO_{186} , ClO_{187} , ClO_{188} , ClO_{189} , ClO_{190} , ClO_{191} , ClO_{192} , ClO_{193} , ClO_{194} , ClO_{195} , ClO_{196} , ClO_{197} , ClO_{198} , ClO_{199} , ClO_{200} , ClO_{201} , ClO_{202} , ClO_{203} , ClO_{204} , ClO_{205} , ClO_{206} , ClO_{207} , ClO_{208} , ClO_{209} , ClO_{210} , ClO_{211} , ClO_{212} , ClO_{213} , ClO_{214} , ClO_{215} , ClO_{216} , ClO_{217} , ClO_{218} , ClO_{219} , ClO_{220} , ClO_{221} , ClO_{222} , ClO_{223} , ClO_{224} , ClO_{225} , ClO_{226} , ClO_{227} , ClO_{228} , ClO_{229} , ClO_{230} , ClO_{231} , ClO_{232} , ClO_{233} , ClO_{234} , ClO_{235} , ClO_{236} , ClO_{237} , ClO_{238} , ClO_{239} , ClO_{240} , ClO_{241} , ClO_{242} , ClO_{243} , ClO_{244} , ClO_{245} , ClO_{246} , ClO_{247} , ClO_{248} , ClO_{249} , ClO_{250} , ClO_{251} , ClO_{252} , ClO_{253} , ClO_{254} , ClO_{255} , ClO_{256} , ClO_{257} , ClO_{258} , ClO_{259} , ClO_{260} , ClO_{261} , ClO_{262} , ClO_{263} , ClO_{264} , ClO_{265} , ClO_{266} , ClO_{267} , ClO_{268} , ClO_{269} , ClO_{270} , ClO_{271} , ClO_{272} , ClO_{273} , ClO_{274} , ClO_{275} , ClO_{276} , ClO_{277} , ClO_{278} , ClO_{279} , ClO_{280} , ClO_{281} , ClO_{282} , ClO_{283} , ClO_{284} , ClO_{285} , ClO_{286} , ClO_{287} , ClO_{288} , ClO_{289} , ClO_{290} , ClO_{291} , ClO_{292} , ClO_{293} , ClO_{294} , ClO_{295} , ClO_{296} , ClO_{297} , ClO_{298} , ClO_{299} , ClO_{300} , ClO_{301} , ClO_{302} , ClO_{303} , ClO_{304} , ClO_{305} , ClO_{306} , ClO_{307} , ClO_{308} , ClO_{309} , ClO_{310} , ClO_{311} , ClO_{312} , ClO_{313} , ClO_{314} , ClO_{315} , ClO_{316} , ClO_{317} , ClO_{318} , ClO_{319} , ClO_{320} , ClO_{321} , ClO_{322} , ClO_{323} , ClO_{324} , ClO_{325} , ClO_{326} , ClO_{327} , ClO_{328} , ClO_{329} , ClO_{330} , ClO_{331} , ClO_{332} , ClO_{333} , ClO_{334} , ClO_{335} , ClO_{336} , ClO_{337} , ClO_{338} , ClO_{339} , ClO_{340} , ClO_{341} , ClO_{342} , ClO_{343} , ClO_{344} , ClO_{345} , ClO_{346} , ClO_{347} , ClO_{348} , ClO_{349} , ClO_{350} , ClO_{351} , ClO_{352} , ClO_{353} , ClO_{354} , ClO_{355} , ClO_{356} , ClO_{357} , ClO_{358} , ClO_{359} , ClO_{360} , ClO_{361} , ClO_{362} , ClO_{363} , ClO_{364} , ClO_{365} , ClO_{366} , ClO_{367} , ClO_{368} , ClO_{369} , ClO_{370} , ClO_{371} , ClO_{372} , ClO_{373} , ClO_{374} , ClO_{375} , ClO_{376} , ClO_{377} , ClO_{378} , ClO_{379} , ClO_{380} , ClO_{381} , ClO_{382} , ClO_{383} , ClO_{384} , ClO_{385} , ClO_{386} , ClO_{387} , ClO_{388} , ClO_{389} , ClO_{390} , ClO_{391} , ClO_{392} , ClO_{393} , ClO_{394} , ClO_{395} , ClO_{396} , ClO_{397} , ClO_{398} , ClO_{399} , ClO_{400} , ClO_{401} , ClO_{402} , ClO_{403} , ClO_{404} , ClO_{405} , ClO_{406} , ClO_{407} , ClO_{408} , ClO_{409} , ClO_{410} , ClO_{411} , ClO_{412} , ClO_{413} , ClO_{414} , ClO_{415} , ClO_{416} , ClO_{417} , ClO_{418} , ClO_{419} , ClO_{420} , ClO_{421} , ClO_{422} , ClO_{423} , ClO_{424} , ClO_{425} , ClO_{426} , ClO_{427} , ClO_{428} , ClO_{429} , ClO_{430} , ClO_{431} , ClO_{432} , ClO_{433} , ClO_{434} , ClO_{435} , ClO_{436} , ClO_{437} , ClO_{438} , ClO_{439} , ClO_{440} , ClO_{441} , ClO_{442} , ClO_{443} , ClO_{444} , ClO_{445} , ClO_{446} , ClO_{447} , ClO_{448} , ClO_{449} , ClO_{450} , ClO_{451} , ClO_{452} , ClO_{453} , ClO_{454} , ClO_{455} , ClO_{456} , ClO_{457} , ClO_{458} , ClO_{459} , ClO_{460} , ClO_{461} , ClO_{462} , ClO_{463} , ClO_{464} , ClO_{465} , ClO_{466} , ClO_{467} , ClO_{468} , ClO_{469} , ClO_{470} , ClO_{471} , ClO_{472} , ClO_{473} , ClO_{474} , ClO_{475} , ClO_{476} , ClO_{477} , ClO_{478} , ClO_{479} , ClO_{480} , ClO_{481} , ClO_{482} , ClO_{483} , ClO_{484} , ClO_{485} , ClO_{486} , ClO_{487} , ClO_{488} , ClO_{489} , ClO_{490} , ClO_{491} , ClO_{492} , ClO_{493} , ClO_{494} , ClO_{495} , ClO_{496} , ClO_{497} , ClO_{498} , ClO_{499} , ClO_{500} , ClO_{501} , ClO_{502} , ClO_{503} , ClO_{504} , ClO_{505} , ClO_{506} , ClO_{507} , ClO_{508} , ClO_{509} , ClO_{510} , ClO_{511} , ClO_{512} , ClO_{513} , ClO_{514} , ClO_{515} , ClO_{516} , ClO_{517} , ClO_{518} , ClO_{519} , ClO_{520} , ClO_{521} , ClO_{522} , ClO_{523} , ClO_{524} , ClO_{525} , ClO_{526} , ClO_{527} , ClO_{528} , ClO_{529} , ClO_{530} , ClO_{531} , ClO_{532} , ClO_{533} , ClO_{534} , ClO_{535} , ClO_{536} , ClO_{537} , ClO_{538} , ClO_{539} , ClO_{540} , ClO_{541} , ClO_{542} , ClO_{543} , ClO_{544} , ClO_{545} , ClO_{546} , ClO_{547} , ClO_{548} , ClO_{549} , ClO_{550} , ClO_{551} , ClO_{552} , ClO_{553} , ClO_{554} , ClO_{555} , ClO_{556} , ClO_{557} , ClO_{558} , ClO_{559} , ClO_{560} , ClO_{561} , ClO_{562} , ClO_{563} , ClO_{564} , ClO_{565} , ClO_{566} , ClO_{567} , ClO_{568} , ClO_{569} , ClO_{570} , ClO_{571} , ClO_{572} , ClO_{573} , ClO_{574} , ClO_{575} , ClO_{576} , ClO_{577} , ClO_{578} , ClO_{579} , ClO_{580} , ClO_{581} , ClO_{582} , ClO_{583} , ClO_{584} , ClO_{585} , ClO_{586} , ClO_{587} , ClO_{588} , ClO_{589} , ClO_{590} , ClO_{591} , ClO_{592} , ClO_{593} , ClO_{594} , ClO_{595} , ClO_{596} , ClO_{597} , ClO_{598} , ClO_{599} , ClO_{600} , ClO_{601} , ClO_{602} , ClO_{603} , ClO_{604} , ClO_{605} , ClO_{606} , ClO_{607} , ClO_{608} , ClO_{609} , ClO_{610} , ClO_{611} , ClO_{612} , ClO_{613} , ClO_{614} , ClO_{615} , ClO_{616} , ClO_{617} , ClO_{618} , ClO_{619} , ClO_{620} , ClO_{621} , ClO_{622} , ClO_{623} , ClO_{624} , ClO_{625} , ClO_{626} , ClO_{627} , ClO_{628} , ClO_{629} , ClO_{630} , ClO_{631} , ClO_{632} , ClO_{633} , ClO_{634} , ClO_{635} , ClO_{636} , ClO_{637} , ClO_{638} , ClO_{639} , ClO_{640} , ClO_{641} , ClO_{642} , ClO_{643} , ClO_{644} , ClO_{645} , ClO_{646} , ClO_{647} , ClO_{648} , ClO_{649} , ClO_{650} , ClO_{651} , ClO_{652} , ClO_{653} , ClO_{654} , ClO_{655} , ClO_{656} , ClO_{657} , ClO_{658} , ClO_{659} , ClO_{660} , ClO_{661} , ClO_{662} , ClO_{663} , ClO_{664} , ClO_{665} , ClO_{666} , ClO_{667} , ClO_{668} , ClO_{669} , ClO_{670} , ClO_{671} , ClO_{672} , ClO_{673} , ClO_{674} , ClO_{675} , ClO_{676} , ClO_{677} , ClO_{678} , ClO_{679} , ClO_{680} , ClO_{681} , ClO_{682} , ClO_{683} , ClO_{684} , ClO_{685} , ClO_{686} , ClO_{687} , ClO_{688} , ClO_{689} , ClO_{690} , ClO_{691} , ClO_{692} , ClO_{693} , ClO_{694} , ClO_{695} , ClO_{696} , ClO_{697} , ClO_{698} , ClO_{699} , ClO_{700} , ClO_{701} , ClO_{702} , ClO_{703} , ClO_{704} , ClO_{705} , ClO_{706} , ClO_{707} , ClO_{708} , ClO_{709} , ClO_{710} , ClO_{711} , ClO_{712} , ClO_{713} , ClO_{714} , ClO_{715} , ClO_{716} , ClO_{717} , ClO_{718} , ClO_{719} , ClO_{720} , ClO_{721} , ClO_{722} , ClO_{723} , ClO_{724} , ClO_{725} , ClO_{726} , ClO_{727} , ClO_{728} , ClO_{729} , ClO_{730} , ClO_{731} , ClO_{732} , ClO_{733} , ClO_{734} , ClO_{735} , ClO_{736} , ClO_{737} , ClO_{738} , ClO_{739} , ClO_{740} , ClO_{741} , ClO_{742} , ClO_{743} , ClO_{744} , ClO_{745} , ClO_{746} , ClO_{747} , ClO_{748} , ClO_{749} , ClO_{750} , ClO_{751} , ClO_{752} , ClO_{753} , ClO_{754} , ClO_{755} , ClO_{756} , ClO_{757} , ClO_{758} , ClO_{759} , ClO_{760} , ClO_{761} , ClO_{762} , ClO_{763} , ClO_{764} , ClO_{765} , ClO_{766} , ClO_{767} , ClO_{768} , ClO_{769} , ClO_{770} , ClO_{771} , ClO_{772} , ClO_{773} , ClO_{774} , ClO_{775} , ClO_{776} , ClO_{777} , ClO_{778} , ClO_{779} , ClO_{780} , ClO_{781} , ClO_{782} , ClO_{783} , ClO_{784} , ClO_{785} , ClO_{786} , ClO_{787} , ClO_{788} , ClO_{789} , ClO_{790} , ClO_{791} , ClO_{792} , ClO_{793} , ClO_{794} , ClO_{795} , ClO_{796} , ClO_{797} , ClO_{798} , ClO_{799} , ClO_{800} , ClO_{801} , ClO_{802} , ClO_{803} , ClO_{804} , ClO_{805} , ClO_{806} , ClO_{807} , ClO_{808} , ClO_{809} , ClO_{810} , ClO_{811} , ClO_{812} , ClO_{813} , ClO_{814} , ClO_{815} , ClO_{816} , ClO_{817} , ClO_{818} , ClO_{819} , ClO_{820} , ClO_{821} , ClO_{822} , ClO_{823} , ClO_{824} , ClO_{825} , ClO_{826} , ClO_{827} , ClO_{828} , ClO_{829} , ClO_{830} , ClO_{831} , ClO_{832} , ClO_{833} , ClO_{834} , ClO_{835} , ClO_{836} , ClO_{837} , ClO_{838} , ClO_{839} , ClO_{8

Gruppe VIII.

Taf. VIII.

31. **Sauerstoff, O = 15,96.** Gasförmig, farblos, geruchlos, sp. Gew. 1,1037, etwas löslich in H_2O , wird von pyrogallensaurem Kalium, heissam met. Ca, fochtem P u. v. verschiedenen Oxidulösen (z. B. denen d. Cu u. Fe) absorbiert, verbindet sich mit NO direct zu N_2O , unterhält löhlich die Verbrennung. — Vorkommen: Das verbreitetste Element. Wasser enthält davon 88,97 %; findet sich in den meisten Gesteinen, in allen Organismen u. s. f. **Activer Sauerstoff** oder **Ozon** ist eine in ganz reinem Zustand noch nicht dargestellte Modifikation des O (in welche sich dieser verwandelt u. s. unter dem Einfluss der Electricität, bei langwieriger Ozon- u. s. f. schneller Verdunstung u. s. f. Ozon ist ein farbloses, eigenthümlich riechendes Gas, greift in concentrirtem Zustand die Schleimhäute an, wirkt stärker oxydirend als O, macht J aus JK frei, bleicht Indigo, gelb, über 250° erhitzt, wieder in concentrirtem Zustand die Schleimhäute O über.

32. **Schwefel, S = 31,98.** Existirt in verschiedenen allotropen Zuständen. Der gewöhnliche S (1. Modifikation) ist geruchlos, spröde, gelb, krystallirt in rhomboischen Octaedern, sp. Gew. 2,06, ist unlöslich in H_2O , leicht löslich in CS_2 , schmilzt bei 114° 5' zu einer gelben, beweglichen Flüssigkeit, die beim Erkalten zu langen **spongiösen**, in CS_2 löslichen Prismen (2. Modif.) erstarrt, welche sich allmählich in kleine rhomboische Krystalle (1. Modif.) verwandeln. Ueber seinen Schmelzpunkt erhitzt ist der S erst dünnflüssig und hell, wird dann dunkler und dicker und bildet bei 250° eine rotbraune, ganz zähe Flüssigkeit; noch höher erhitzt wird er wieder dünnflüssiger. Wird der über 250° erhitzte S schnell abgekühlt (in kaltes Wasser gegossen), so verwandelt er sich in eine durchscheinende, amorphe, elastische, in Fäden ausziehbar, in CS_2 nur theilweise lösliche Masse (**plastischer Schwefel**, 3. Modif.), die beim Aufbewahren wieder spröde wird. Der S schmilzt bei 440°; sein rothbrauner Dampf verdichtet sich bei schnellem Abkühlen zu lockerem gelbem Pulver (**Schwefelblumen**). Aus Polymulden kann man den Schwefel als sehr fein vertheiltes **weisses Pulver** fällen (**Schwefelmehl**). Alle Modifikationen des S sind leicht mit blauer Flamme brennbar und liefern dabei SO_2 . — Vorkommen: Verbreitet. Als freier S und SO_2 (Produkte vulkanischer Thätigkeit); als SH_2 , Fäulnis-Product Schädlicher organ. Substanzen (des Eiweiss); Zinnober (H_2S); Graupfingerglanz (S_8, S_8); Bismut (As_2S_3); Kupferkies (Cu_2FeS_4) u. s. w. In schwefelsauren Salzen (**Sulfaten**) z. B. Schwefelspath (SO_4Ba); Anhydrit (SO_4Ca); Gyps ($SO_4Ca + 2aq$); Glaserkies ($SO_4Na_2 + 10aq$) u. s. f.

Sauerstoff und **Schwefel** weisen bezugnehmend der Verbindungsformen, welche sie eingehen, manche Aehnlichkeit auf; sie können sich in vielen Verbindungen wechselseitig vertreten, beide haben grosse Verwandtschaft in den Metallen u. verbinden sich mit den meisten derselben direct. Der O liefert dabei die Oxyde, der S die ganz analog zusammengesetzten Sulfide. Beide Elemente verbunden sich auch mit d. meisten Metallen. Während die Verb. des O in unseren Tabellen an den verschiedenen Stellen aufgeführt werden müssen, werden die wichtigsten Verb. des S in Folgendem behandelt.

Alle S-Verbindungen ausnahmslos können d. Zusammenschmelzen mit Soda im Reductionsfeuer auf Kohle in Schwefelalkali (**Hepar**) übergeführt werden, d. Oxydation (mit NO_2, H, HCl u. $ClO, K, Königsw.$, Zusammenschmelzen mit $NO, K + CO, NO_2$ in SO_4, H_2 **Schwefelwasserstoff, SH_2** ; ist ein farbloses, höchst widerwärtig riechendes, sehr giftiges, unter Druck zu einer Flüssigkeit verdichtbares Gas von sp. Gew. 1,18, wenig löslich in H_2O (3,23 Vol. in 1 Vol. H_2O bei 15°), die Lös. röhrt Leuchtgas u. d. Luft u. Abscheid. v. S. Oxydierend wirkende Agentien (u. a. J-Lös., Ferrisulfat, Chromsäure); ebenso wie conc. SO_4, H_2 zerlegen den SH_2 gleichfalls unter S-Abscheidung.

Unter bestimmten Bedingungen (**Zersetz.** v. **Perisulfaten** mit HCl) lassen sich Wasserstoffperoxyd gewinnen: S_2, H_2, S, H_2 u. s. f., gelbe, stickende, sehr zersetzliche Oele.

Der SH_2 giebt zwei Reihen von **Salzen**, saure (**Sulfhydrate**) u. neutrale (**Sulfide**). Die Salze mit Alkalien (z. B. $KHS, K_2S, NH_4SH, (NH_4)_2S$) u. alkali. Erden sind farblos u. leicht löslich in Wasser, die mit d. schweren Metallen meist unlöslich in H_2O u. charakteristisch gefärbt (s. d. entspr. Metalle). Zur Erkennung des freien SH_2 bedient man sich vorzugsweise d. Bismut-, welche schon v. den kleinsten Mengen SH_2 braun, von grösseren schwarz gefärbt werden. **Leichte SH_2 -Verb.** erkennt man daran, dass sie auf **Mangan-Silber** einen schwarzen Fleck (Ag_2S) hervorbringen. Die in H_2O löslichen SH_2 -Salze u. auch viele in H_2O unlösliche (Sb_2S_3, FeS, MoS_3, ZnS) werden d. HCl unter SH_2 -Entw. zerlegt. Die in H_2O unlöslichen Salze nehmen beim Digestiren mit Schwefel S auf und liefern Polysulfide, welche auch als Salze der Wasserstoffperoxyd aufgefasset werden können. Die Alkalipolysulfide (die Ammoniumverbind. $S_2(NH_4)_2, S_3(NH_4)_3, S_4(NH_4)_4$ u. s. f. **nobis** od. gelbes Schwefelammonium genannt) sind meist gelb gefärbt u. unterscheiden sich von den entsprechenden Sulfiden ferner dadurch, dass sie durch Säuren unter Entwehung von SH_2 u. gleichzeitiger Abscheidung von S (Schwefelblume) zerlegt werden.

Als in H_2O löslich SH_2 -Verb. enthält aber freier SH_2 , heisst d. **Eigensch.** **Lös.** S-Nitrosylverbindungen eine **intensive purpurrothe Färb.** aufzuweisen.

Schweflige Säure: Das Hydrat SO_2, H_2 ist nur in wässriger Lös. bekannt, es zerfällt schon k. Erwärmen in H_2O u. **Schwefligsaure-Anhydrid, SO_2** , farblos, sehr erstickend riechendes, zum Husten reizendes, bei -10° verflüchtb. Gas von spec. Gew. 2,21. Es verbindet sich mit PbO_2 direct zu $PbSO_3$, ist leicht löslich in H_2O (1 Vol. H_2O löst b. 0° 8 Vol. SO_2), die wässr. Lös. reagirt stark sauer. Die schweflige Säure nimmt leicht O auf (unter Verwandel. in SO_3, H_2), weicht also stark redirend (MeO, K wird entfärbt, Chromsäure in Cr_2O_3 , Ferrisulfat in Ferrisulfat verwandelt u. v. w.), auch bleibend und fäulnisswidrig. **Mit Zn und HCl liefert sie SH_2** , mit $SnCl_2$ und HCl erweist SnS_2 .

Die durch Reduktion der schwefligen Säure mittelst Zn erhält man eine sauerstoffarme Säure, die Hydrothionweilige Säure, SO, H_2 , (noch wenig bekannt), welche sich d. besonders energisches Reductionsvermögen auszeichnet: Indigo wird durch Auflösl. ders. sofort entfärbt, Oxidation übergehen. Schwefel löst sich darin zu blau-grünem SO_2 . Das SO_2 raucht stark an der Luft, zieht mit grosser Begierde Feuch- tigkeit an und löst sich in H_2O mit explosionsartiger Heftigkeit zu SO_3, H_2 .

Schwefelkohlenstoffhydrat, SO_2, H_2 , ist eine farblose bei $10,6^\circ$ erstarrende Flüssigkeit von 1,840 sp. Gew. bei 15° , giebt beim starken Erhitzen z. Th. SO_2 ab und siedet bei $33,3^\circ$. SO_2, H_2 absorbiert logierig H_2O u. mischt sich mit H_2O unter Erhitzung. $SO_2, H_2 + 11H_2O$ bildet bei $7^\circ 5'$ schmelzende Krystalle. Auch anderen Substanzen entzieht die Schwefelkohlenstoffhydrat Wasser, organischen Stoffen (z. B. Zucker) od. unter Verkohlung. Die meisten Metalle werden von Schwefelkohlenstoff gelöst (ausgenommen Au u. Pt), entweder von verdünnter unter H-Entwicklung, oder von concentrirter heisser saurer SO_2 -Entwicklung. Die **Salze** der Schwefelkohlenstoffhydrat sind meist in H_2O löslich.

Pyroschwefelsäure, S_2O_7, H_2 , (auch **Schwefelsäure**, **Nordhäuser Vitriol**) entsteht durch Vereinigung von SO_2 mit SO_3, H_2 und ist eine stark rauchende, bei 35° zu öliger Flüssigkeit schmelzende Krystallmasse, welche beim Erwärmen SO_2 abgibt.

Polythionsäuren: Unterschweifliche-(Dithionige)-Säuren, S_2O_4, H_2 ; Unterschweifliche-(Dithion)-Säuren, S_3O_6, H_2 ; Trithionsäuren, S_3O_6, H_2 ; Tetrathionsäuren, S_4O_{10}, H_2 ; sind weder in freiem Zustande noch als Anhydride, sondern nur in ihren Salzen, z. Th. auch in wässr. Lös., bekannt.

Vergleichende Reaktionen der O-haltigen Säuren des Schwefels

gegen	Schweflige Säure SO_2, H_2	Schwefelsäure SO_3, H_2	Unterschweifliche Säure S_2O_4, H_2	Dithionsäure S_2O_4, H_2	Trithionsäure S_3O_6, H_2	Tetrathionsäure S_4O_{10}, H_2
Baryumchlorid	weiss, löslich in HCl	weiss, unlöslich in Säuren	nur in conc. Lös. weis.	—	—	—
Silbernitrat	weiss, SO_2, Ag_2 zerfällt b. Kochen unter Schwärz. (in Ag_2, SO_2, Ag_2, SO_3)	—	weiss, in S_2O_4, Na_2 löslich, nach einiger Zeit u. b. Erhitzen schwarz.	—	weiss, schwärzt sich schnell.	gelb, beim Kochen schwarz.
Mercurchlorid	b. Kochen weis ($HgCl_2$)	—	weiss, b. Erhitze schwarz.	—	weiss, schwärzt sich.	gelb.
Mercurnitrat	grün (Hg)	weiss.	schwarz.	—	schwarz.	gelb, beim Kochen schwarz.
Bleiacetat	weiss.	weiss.	weiss, b. Erhitze schwarz; b. Ueberschuld. unterweiss. Salzen kein Niederschlag.	—	weiss.	weiss.
Salzsäure	Entwicklung von SO_2 .	—	nach kurz. Zeit Abscheid. von S u. Entw. von SO_2 .	b. Kochen Entw. von SO_2 (ohne Abscheid. v. S); in d. Lös. findet sich dann SO_2, H_2 .	Abscheid. von S.	Abscheid. von S.
	Wirden d. Salze m. Essigs. angedaut u. m. SO_2 versetzt, dann Nitrosylammonium gebildet, so färbt sich d. Lös. scharf rot oder nach dem Zusatz von Ferrorydrat.	—	S_2O_4, Na_2 mit $AgCl, AgI, HgCl_2, HgI_2$ u. s. w. färbt, werden durch u. d. Bildung v. Nitrosylammonium. — $FeCl_2$ Lös. wird scharf rot-rot gefärbt, d. Farbh. verschw. bald.	weissliche Salze sind löslich in Wasser, beim Kochen od. NO_2 zerfällt in SO_2 u. SO_3 (besonders bei Erhitzen).	Mit Kupfer-Salzen geben beim Trithionat beim Kochen schwarze S.	Kupfer-Salze werden beim Kochen mit Trithionat unter Abscheid. von langsam vertheilt.

33. **Stickstoff**, $N = 14.01$. Farbloses geruchloses Gas, spec. Gew. 0,9713, wenig löslich in H_2O , unterhält die Verbrennung nicht und ist nicht brennbar, geht mit wenigsten Elementen direct Verbindung ein. — Vorkommen: In der atmosphärischen Luft (79 Vol.-%); in Form salpêtresaurer und salpetersaurer Salze (s. B. Chilisalpeter, NO_3Na); in organischen Körpern.
34. **Phosphor**, $P = 30.96$. Kommt in verschiedenen Modificationen vor: 1) *Geröthlichter Phosphor*, schwach gelbe durchsichtige Masse, bei niedriger Temperatur spröde, bei 15° weich, spec. Gew. 1,8; schmilzt bei 44°, siedet bei 290°, schon bei gewöhnl. Temperatur flüchtig, leuchtet an der Luft (indem er sich oxydirt) rüchlich, riecht ekelhaft, ist giftig, sehr entzündlich, verbrennt an der Luft zu P_2O_5 , oder (bei unzureichendem O) zu P_2O_4 ; kann löslich in H_2O , wenig in Aether u. in Alkohol, leicht löslich in CS_2 (1 Th. CS_2 löst 18 Th. P_5), krystallisirt daraus in Octaedern. P vereinigt sich direct mit Cl , Br , J , S ; von NO_2H wird er zu PO_2H_3 oxydirt, mit KOH gekocht liefert er PH_3 ; auf 340° erhitzt geht er in rothen P über. 2) *Rother Phosphor*, rothbraune Masse, sp. Gew. 2,106; geruch- u. geschmacklos, nicht leuchtend, nicht giftig, unlöslich in CS_2 , nicht selbstentzündlich, verwandelt sich über 260° in gewöhnlichen Phosphor. 3) *Metallischer (rhombischer) Phosphor*. Glänzende Krystallblätter, sp. Gew. 2,31, verwandelt sich bei 360° in gewöhnl. P . — Vorkommen: Vertheilt im Ackerboden, in Pflanzen, in thierischen Organen (in den Knochen als Calciumphosphat). Als Mineral im Phosphorit; Apatit ($3P_2O_5Ca + CaCl_2$ oder $+ CaF_2$); Pyromorphit ($3P_2O_5Pb + PbCl_2$) u. s.
35. **Bor**, $Bo = 11$. Existirt in zwei Modificationen: 1) *amorphes Bor*. Dunkelgrünes Pulver, bei Weisgluth nicht schmelzbar, verbrennt beim Erhitzen auf hohe Temperatur zu Bo_2O_3 . Verbindet sich mit Cl zu $BoCl_3$, mit N in Weisgluth zu Bo_3N_3 ; wird durch NO_2H in Borsäure übergeführt. 2) *Krystallisiertes Bor*. Bisher nur Aluminium-balg bekannt, von Diamant-Glanz u. Härte, sp. Gew. 2,08, wird von NO_2H nicht angegriffen, glüht beim Glühen mit KOH borsaures Salz. — Vorkommen: Als Borsäure u. als Borax (Thinal), $Bo_2O_3Na_2 + 10 H_2O$; Borsäure. Die Verbindungen des N und P zeigen manche Aehnlichkeit mit denen des As und Sb und sind mit diesen zu vergleichen.

Verbindungen des Stickstoff.

- NH_3 , Ammoniak, s. o. Gruppe I, 4. Durch Einw. von Cl auf NH_4Cl bildet sich NCl_3 , Chlorstickstoff, mit furchtbarer Heftigkeit explosiv, rothes Oel; durch Einw. von J auf NH_4OH entsteht NJ_3 , schwarzes, in trockenem Zustand äusserst explosibles Pulver.
- N_2O , Stickoxyd, farbloses schwach riechendes, äusserlich schmeckendes Gas, bei -88° (unter 30 Atm. Dr. bei 0°) flüssig, sp. Gew. 1,52, etwas löslich in H_2O (1,3 Vol. in 1 Vol. H_2O bei 0°); unterhält die Verbrennung wie O ; bewirkt b. Einathmen Bausch (Lustgas).
- NOH , Untersalpêtre od. Nitrosylwasser, nur in Salzen bekannt, NO_2Ag gelb, unlöslich in H_2O , bei -110° (od. b. 50 Atm. Dr.) flüssig, giftig, unlöslich in H_2O , mit tieferer Farbe löslich in SO_2Fe , verbindet sich direct mit O der Luft zu rothbraunem N_2O_5 , oder N_2O_4 . Cl gibt damit $NOCl$, Nitrosylchlorid, gelbes Gas, bei -8° gelbrothen Flüssigkeit).

- N_2O_5 , Untersalpêtre-Anhydrid, braunrothes Gas, bei -20° tief blaue Flüssigkeit, giftig, in H_2O blau od. grün löslich, zerfällt damit leicht zu $2NO_2H + NO$, macht J aus JK frei.
- NO_2H , Salpêtre-Säure, nur in Lös.-u. Salzen bekannt. Diese (Nitrite) sind starke Reducensmittel (gehen in Nitrate über, indem sie z. B. Li_2S , v. MnO_2K entfarben, Chromsäure in Cr_2O_3 überführen; verpuffen b. Erhitzen auf Kohle; entw. in Säuren überoxigen, rothe Dämpfe; d. anisodure Lösung wird J aus JK frei, färbt SO_2Fe -Lös. dunkelroth. — Die meisten Salze sind löslich in H_2O , NO_2Ag gelblich, schwerlöslich, -9° zu Krystallen erstarrende farbloses Flüssigkeit, die bei 15° orange wird, bei 22° siedet u. rothbraun, b. Erhitzen dunkler werdende Dämpfe bildet. Zerfällt bei etwa 150° in 2 Mol. NO ; zersetzt sich mit H_2O zu NO_2H oder zu NO u. NO_2H .
- N_2O_3 , Salpêtre-Anhydrid, farblos, bei $+90^\circ$ schmelzende Krystalle, explodirt beim Aufbewahren, löst sich in H_2O zu NO_2H .
- NO_2H , Salpêtresäure, farblos (bei Gegenwart von N_2O_5 , rothgelb), an d. Luft reaktionslos, hygroskopische Flüssigkeit, zerfällt in Glühhitze (zu N_2O_5 , H_2O , O) wirkt ätzend u. furchtbar organ. Substanzen gelb. Mischbar mit H_2O (Scheidewasser). Energisches Oxydationsmittel; greift d. meisten Metalle unter NO -Entstehung an, b. Gegenwart v. conc. SO_2H_2 wirkt sie auf Li_2S v. $FeSO_4$ gleichfalls unter NO -Entw. (das NO löst sich dabei im Eisen als braunroth, s. o.) oxydierend; mit HCl erwärmt, entbietet sie Cl_2 ; Indigoblaue wird b. Erwärmen gelb gefärbt. Brause wird durch NO_2H roth gefärbt. Die neutr. Salze d. NO_2H (N Nitrate) sind alle löslich in H_2O , b. Erhitzen auf Kohle verpuffen sie, werden b. Glühen zersetzt (Oxydationsmittel); liefern m. KCl u. Zn (od. Al) arabisches NH_3 ; d. SO_2H_2 u. Zn werden sie zu Nitriten reducirt.

Remerkung: Schwache organische Substanzen geben beim Glühen mit conc. Salzen $CXNa$ (Schwefel u. C Thyl.) beim Erhitzen mit Natriumalkali XH_3 .

Verbindungen des Phosphor.

- PH_3 , Phosphorwasserstoff, farbloses, höchst widerwärtig riechendes, sehr giftiges Gas, leicht entzündlich, b. Gegenwart sehr kleiner Mengen P_2H_4 (flüssiger Phosphorwasserstoff), selbstentzündlich. Selbst sehr geringe Mengen arthellen d. inneren Keget einer H -Flamme eine orangefarbene Färbung. Giebt m. Ag , Pb , Cu -Lös., schwarzen, m. $HgCl_2$ gelbes Niederschlag. Verbindet sich mit HJ zu schön krystallisirendem Jodphosphonium, PH_4J .
- PCl_3 , Phosphortrichlorid, flüssig, zerfällt mit H_2O in PO_2H_3 u. HCl .
- PCl_5 , Phosphorpentachlorid, fest, gelb, zerfällt mit Wasser in $POCl_3$ (Phosphorylchlorid, bei 110° sied. Oel), mit warmem Wasser direct in PO_2H_3 und HCl .
- PO_2H_3 , Unterphosphorige Säure, zerfällt b. Erhitzen zu PO_2H_2 u. PH_3 . Die wässr. Lös. fällt aus Ag -u. As -Salzen d. Metalle, u. SO_2 , Ca b. 60° rothbraunen N ; färbt SO_2H_2 b. Zeh. in SO_2H_2 , diese in S über. Die Hypophosphite sind alle in H_2O löslich, haben stark red. Eigenschaften, gehen bei Luftzutritt schnell in Phosphite über.
- P_2O_5 , Phosphorige Säure, weisse Flocken, verbrennt zu P_2O_5 .
- PO_2H_2 , Phosphorige Säure, bei 70° schmelz. Krystalle, hygroskopisch, zerfällt b. Erhitzen in PO_2H_3 u. PH_3 ; d. wässr. Lös. absorb. O u. giebt PO_2H_3 , färbt b. Erw. $HgCl_2$ in $HgCl$ über (ist ein Kraftiges Reducensmittel); m. Zn u. SO_2H_2 liefert sie PH_3 . Die Phosphite d. Alkalien sind l. löslich, die d. übrige Met. schw. lösl. od. unlöslich in H_2O .
- P_2O_3 , Phosphordure-Anhydrid, weisses, flockiges, sehr hygroskopisches Pulver, löst sich in H_2O zu PO_2H_2 .

- PO_2H_2 , Ortho-Phosphorsäure, krystall. Masse, Schmp. 39° , geht b. Glühen in $P_2O_5H_2$, dann in PO_2H_2 über, coagulirt Eisweiss nicht. Von d. Phosphaten sind nur d. Alkalischen in H_2O löslich, d. übrigen lösen sich in HCl od. NO_2H ; d. Salze d. Formel PO_2M , blausch b. Glühen anverändert (Vorzugsgegenstand, dass d. Base festerbestandig ist, die der Formel PO_2M_2H liefern dabei Pyrophosphate, die der Formel $PO_2M_2H_2$ Metaphosphate. Aus neutr. Salzen d. PO_2H_2 fällt essigs. Urin in H_2O u. Essigs. unlöslich N . — Aus salpêtres. Lös. fällt molybdäus. Ammon. b. schwachem Erw. gelbes N . $[PO_2(NH_4)]_2 + 20 MoO_3$, unlöslich in H_2O und Säuren, löslich in Alkalien.
- $P_2O_5H_2$, Pyrophosphorsäure, glasartige Masse, wässrige Lösungen coaguliren Eisweiss nicht, verwandeln sich beim Kochen mit Säuren in PO_2H_2 . Die Alkalischen allein sind in H_2O (mit alkal. Reaction) löslich. Ammoniumpolyphosphat wird nicht gefällt.
- PO_2H , Metaphosphorsäure, serflossliche Masse, coagulirt Eisweiss (d. d. Salzen auf Zus. v. Essigs.), liefert b. Kochen m. Wasser PO_2H_2 .

Verhalten neutraler Salzlösungen von

Phosphoriger Säure	Ortho-Phosphorsäure	Pyrophosphorsäure	Metaphosphorsäure
gegen			
Baryumchlorid	weiss, lösl. in Essigs.	weiss, lösl. in Säuren.	weiss, löslich in HCl .
Magnesiumchlorid	—	weiss ($PO_2MgH_2 + 7H_2O$); nach Zus. v. NH_4Cl u. NH_4OH krystallinisch ($PO_2MgNH_4 + 6H_2O$).	weiss, löslich in überschüss. Pyrosalze, beim Kochen gefärbt.
Silbernitrat	weiss, b. Erwärmen schwarz/Abseheid von Ag .	gelb, lösl. in NO_2H u. in NH_4OH .	weiss, löslich in NH_4OH u. NO_2H .
Mercurinitrat	weiss, d. Erhitzen grau (Hg).	weiss, lösl. in NO_2H .	weiss, in überschüssigem Pyrosalze löslich.
Mercurichlorid	b. Erwärmen weiss, krystallin. ($HgCl_2$).	—	nach einiger Zeit rother N . (Oxychlorid).
Bleiacetat	weiss, unlöslich in Essigsäure.	weiss, unlöslich in NH_4OH u. in Essigs., löslich in NO_2H u. in KOH .	weiss, gallertartig, in überschüss. Pyrosalze löslich.
Ferrichlorid	—	weiss, lösl. in HCl u. in $FeCl_3$.	weiss, in überschüssigem Pyrosalze leicht löslich, d. Lös. nicht d. NH_4OH , aber d. KOH löslich.

Remerkung: Die nicht stehende F-Verb. geben b. Glühen mit conc. NH_3 Phosphor-Saprasen, das beim Aufnehmen Geruch nach PH_3 entwickelt.

50. **Zirkonium.** $Zr = 90$. Amorph u. dann leicht entzündlich od. kristallin, dann schwer brennbar, schwer auflösbar v. Säuren, lösl. i. Könige. u. FHl . — Vorkommen: Als SiO_2 , Zr i. Zirkon (Hydratid). Das $Oxyd$, ZrO_2 , weiss; $Zr(OH)_2$ in der Kälte gefällt lösl. i. Alkalien. Von dem meist farblosen Sätzen ist das *Carbonat* lösl. in Ammoniumcarbonat, b. Kochen der Lös., wieder fällbar; ZrF_2 , K_2 schwer lösl.; $(SO_4)_2$, $Zr + 3SO_4$ in Kaliumlauge unlöslich; das *Oxalat* unlöslich in H_2O u. in Oxalsäure, lösl. in HCl u. in Ammoniumoxalat. $ZrCl_3$ weiss, kristall., unvers. flüchtig. SO_2 , NO , fällt Zirkonoxal. CO , Na fällt sie nur unvollständig. Beim Zusammenmischen mit Alkalien liefert das ZrO_2 Zirkonate (z. B. ZrO_2 , Na_2).

51. **Titan.** $Ti = 48$. Graues Pulver, verbrennt b. Erhitzen an der Luft, zersetzt H_2O b. 100° lösl. in Säuren, verbindet sich b. höherer Temperatur direct mit N (im TiN_3). — Vorkommen: Als TiO_2 im Ilmenit, Anatas, Brookit; als Titanstein (Etern; $Ti_2O_3 + Fe_2O_3$); in manchem Magnetstein, Feldspat u. s. f.

Das *Oxyd*, TiO_2 , weiss, beim Erhitzen gelb, in H_2O unlöslich, löslich in FHl und (schwierig) in conc. SO_4 , beim Eindampfen mit FHl und SO_4 verflüchtigt sich b. TiF_4 (Unterschied von SiO_2); giebt Verbindungen mit Säuren und Basen (Titanate, von TiO_2 , H_2 sich ableitend); $Ti(OH)_4$, Titanoxide, in 2 Modif. bekannt: a) (durch Fällen mit Alkalien erhalten) voluminös, in Säuren lösl.; b) (durch Kochen saurer Lös. abgeschieden) in Säuren (ausser conc. SO_4 , H_2) u. Alkalien unlöslich. — Salze: $TiCl_3$ ist flüssig, Siedep. 190° ; TiF_4 , K_2 schwer lösl. (in 96 Th. H_2O); in conc. Lös. des Ti erzeugt $FeCl_3$, K_2 , $rubroranum$, Oxalsäure, weiss. N. — Saure Lös. werden beim Kochen mit SO_2 , NO , vollständig gefärbt.

Das Ti ist ennerweis dem Sn , unterweits dem Sn ähnlich (lässt sich aber nicht auf Kohle aus sauren Verb. reduzieren). — Mit Phosphorern geben die Verb. in der Red.-Flamme gelbe, in d. Kälte eisen-letzte Perle, die bei Gegenw. von Fe Matrath wird; in der Oxyd-Flamme farblose Perle. — Salze. Lösungen werden durch Zn violett gefärbt, in conc. Lös. entsteht violetter N , der allmählich weiss wird. Zur Trennung von Fe wird. vord. saure Lös. mit SO_2 , NO , gelaucht. N.: TiO_2 , $Oxide$; Man fällt die Lös. mit SNH_4 . N.: $FeS + Ti(OH)_4$, wässrige SO_4 , H_2 löst daraus Eisen.

52. **Tantal.** $Ta = 189$. Schwames Pulver, verbrennt b. Erhitzen an der Luft; nur lösl. in FHl . Vorkommen: Grösstenz. mit $Niob$ im Tantalit, Columbit, Ercinit, in kleinen Mengen auch im Zinnstein, Wolframit, Usmephorit. — *Oxyd*, Ta_2O_5 (Tantaloxid), weiss, amorph, giebt sich Säuren und Basen Verb. d. Tantalat mit weis. unlöslich, in H_2O . Die Verbindungen mit Wasserstoff, verhalten sich wie gelbes gelbes X . — Saure Lösungen werden durch Fe nur schwarz und verdünnt gelblich $Urea$.

53. **Niob.** $Nb = 94$. Beim Ta ähnlich, kommt mit diesem gemischt vor. — *Hydrate*, Nb_2O_5 , verbindet sich mit Säuren u. Basen. Lösungen d. Niobats werden durch *Ferrisulphat* u. HCl in Fe u. Na , durch *Urmantel* orange gelblich, saure Lösungen werden mit Fe erst blau, dann braun. Die Verb. geben Phosphorsäure in der Red.-Flamme rotrot, bei NO , NO_2 , bei $Oxyd.$ von Fe verb.

Ad Gruppe V.

54. **Gold.** $Au = 196,5$. Gelb, glänzend, kristallin regulär, weich, das dehnbarste Metall (seine Blättchen lassen d. Licht grün hindurchfallen), sp. Gew. 19,36; in Glühhitze unveränderlich, schmilzt bei 1200° , unlöslich in HCl , NO , H_2 , conc. SO_4 , H_2 , lösl. in Königswasser (zu $AuCl_3$). — Vorkommen: Goldstein (i. Quarz), als Amalgam, i. Schmelz, spez. schwerer in vielen Gängen u. Gängen. Man kennt zwei Arten von Verbindungen. a) *Oxydul*-(*Auro*-)Verb.: Au_2O , violettes Pulver; zerfällt b. 350° in Au u. O , mit HCl in Au u. $AuCl_3$; $AuCl$, gelbliches Pulver, zerfällt mit H_2O in Au u. $AuCl_3$; Au_2S , schwarz, wasserhaltig, löst sich erst in H_2O , löst in mehrfach Schwefelalkalium u. in Königsw. unlöslich, in NO , H_2 — b) *Oxyd*-(*Auri*-)Verb.: Au_2O_3 , schwarzer, zerfällt bei 100° ; $Au(OH)_3$, gelb od. grünlich braun, schwarzes Base, lösl. in Alkalien, wird am Licht zersetzt; $AuCl_2$, gelbes, zerfällt in H_2O , lösl. in Alkalien.

Alle Goldverb. zersetzen sich b. Glühen unter Abscheid. von Au . SH_2 fällt aus kaltem Lös. Au_2S od. Au_2S_3 (lösl. in Schwefelalkalium), aus heissem Au ; *Reductionsmittel* (SO_2 , Fe , SO , Zn , Fe , Ca , CO , H_2 u. s. w.) fallen Au als braunes Pulver. $SuCl_2$ erzeugt purpurrothen N . (Goldpurpur, s. Gr. V.) Vor dem Lötlöth werden d. Verb. leicht zu Metall reducirt.

55. **Platin.** $Pt = 196,7$. Zinnweiss, massiv od. schwammig (Platin schwarz), fein vertheilt, ein schwarzes Pulver (Platin schwarz, Mohr), sehr dehnbar, sp. Gew. 21,46, bei Weissglüh hitze schwerlöslich, im Knallgas unlöslich (bei 2000°) schmelzbar, dabei unveränderlich, von HCl , NO , H_2 , SO_4 , H_2 , FHl unangreifbar, lösl. in Königswasser (zu $PtCl_4$); Pt , As , Cu , KOH , Schwefelalkalium greifen Pt b. Erhitzen an, Gemenge von SO_2 , u. C machen es dabei spröde, leicht reducirt. Me-

alle legiren sich damit; absorbiert bei Rothglüh H_2 , condensirt nennlich in fein vertheiltem Zustand O auf seiner Oberfläche. — Vorkommen: Mit ähnlichen Metallen in den Platinen. Pt liefert zwei Verbindungen. a) *Oxydul*verb.: sind sehr erztzlich (z. B. PtO , $Pt(OH)_2$) u. unlöslich in H_2O ($PtCl_2$, grünliches Pulver, b) *Oxyd*verb.: PtO_2 , schwarzes; $Pt(OH)_4$, gelblich, lösl. in Alkalien u. verd. Säuren; $PtCl_2$, rubroranum, zerfällt in Alkohol-Verb. lösl. Kristalle; PtS_2 , schwarzes, zerfällt, lösl. in mehrfach-Schwefelalkalium in Königswasser.

Die Salze zerfallen b. Glühen leicht zu Metall reducirt, Lös. durch Zn u. Fe (durch SO_2 , Fe nur bei anhaltendem Kochen). SH_2 fällt PtS_2 (langsam in der Kälte, schnell b. Erhitzen) lösl. in Schwefelalkalium u. in Königswasser. — Besonders charakteristisch sind die Doppelverb. von $PtCl_2$ mit Chloriden: $(PtCl_2 + 2NaCl)$ ist lösl. in H_2O u. in Alkohol-Aether. ($PtCl_2 + 2KCl$) u. ($PtCl_2 + 2NH_4Cl$) sind schwerer lösl. in H_2O , unlöslich in Alkohol-Aether. — Die Doppelverbindungen zeichnen sich durch prachtvolle Fluoreszenz aus.

56. **Iridium.** $Ir = 192,7$. Weiss, spröde, spec. Gew. 22,40, schwerer schmelzbar als Pt , wird selbst in Königswasser in fein vertheiltem Zustand nur etwas angegriffen. Verunigt sich mit Cl bei Rothglüh, wird beim Schmelzen von SO_4 , KH u. von $NaOH$ angegriffen. — Vorkommen: Wie Platin, meist verbunden mit Os .

Sauerstoffstufen: Ir_2O_3 , schwarz; $Ir(OH)_3$, gelblich; IrO_2 , schwarz; $Ir(OH)_4$, blau. — Ir bildet zwei Reihen von Salzen, die den O -Stufen entsprechen und im Allgemeinen den Pt -Salzen ähnlich. Ammoniumiridiumchlorid, $IrCl_3 + 2NH_4Cl$, ist ämlicher als d. entsprechende Pt -Salz gefärbt u. schwerer löslich SH_2 fällt aus Ir -Lös. unter S-Abscheidung nach einiger Zeit Ir_2S_3 , braun, lösl. in mehrfach Schwefelalkali.

Die Gegenwart von Au , Pt od. Ir in d. Gruppe des As , Sb , Sn wird b. der Analyse daran leicht erkannt, dass der in mehrfach Schwefelalkalium gelöste Sublimatverbleib beim Ausfällen mit Säuren nicht hell, sondern dunkel gefärbt ist.

57. **Molybdän.** $Mo = 97,8$. Weiss, hart, sehr schwer schmelzbar, sp. Gew. 10,2, lösl. in NO , H_2 , heisser conc. SO_4 , H_2 , Königswasser; unlöslich in HCl u. FHl . — Vorkommen: Im Molybdänit (MoS_2), Gelbbiller (MoO_3 , Pb).

Es sind mehrere Oxydationsstufen bekannt: MoO , Mo_2O_3 , MoO_2 ; diese drei gehen b. Erhitzen oder mit NO , H_2 allmählich über in das analytisch allein wichtige MoO_3 , Molybdäntrioxyd, welches Pulver, b. Erhitzen gelb, in Rothglüh, schmelzbar sublimirt, lösl. in H_2O , lösl. in 9000 Th. heissem H_2O , lösl. in Alkalien, Säuren scheiden aus d. alk. Lös. ab: MoO , $H_2 + 2H_2O$, kristall. Krusten, in H_2O , Säuren u. Alkalien löslich; in sauren Lös. erzeugt FeO_3 , K_2 , rubroranum N . Die Molybdate der Alkalien sind in H_2O lösl., liefern sich z. Th. von Pyrosulfaten her (z. B. Ammoniummolybdät $Mo_7O_{21}(NH_4)_6$). Phosphormolybdänat, PO_4 , $H_2 + 10MoO_3$, gelb, in H_2O lösl., fällt N -haltige organ. Basen (Alkalöle) als schwerer lösl. Niederschläge. Ammoniumphosphormolybdät, PO_4 , $(NH_4)_6 + 10MoO_3 + 10$ schmilzt sich aus einer mit NO , H_2 angesäuerten Lös. von Ammoniummolybdät b. Gegenw. v. PO_4 , H_2 als orangefarbener Pulver ab, leicht lösl. in Alkalien, unlöslich in H_2O u. verd. Säuren (Ueberschuss von PO_4 , H_2 , Chloride, HCl , manche organ. Säuren hindern die Reaction *Arsenure* verhält sich der PO_4 , H_2 entsprechend.

SH_2 fällt aus Mo -Lösungen langsam braunes MoS_2 (d. Nieder- schl. entsteht schnell nach Zusatz von SNH_4 u. übersch. HCl , lösl. in Schwefelalkalium (z. B. zu $MoS_2(NH_4)_6$), Säuren scheiden aus d. Lös. MoS_2 ab. — Salze. Mo -Lösungen werden durch Zn blau, dann grün, schliesslich schwarzes — Molybdät-Lös. mit HCl u. $CNSK$ versetzt färben sich carmoisin, Aether nimmt die Farbe auf (siehe u. einführliche Notizen). — MoO_3 färbe die Flamme gelblich, D. Phosphorsäure färbt sich durch Mo in d. Red.-Fl. grün, in d. Oxyd-Fl. wird sie gelblich od. farblos.

58. **Wolfram.** $W = 183,5$. Stahlgrün, schwer schmelzbar, sp. Gew. 19,31, an feuchter Luft unveränderlich, unlöslich in HCl u. SO_4 , H_2 , wird von NO_2 , H_2 u. schneller durch Königswasser in W_6O , verwandelt. Theilw. mit Fe legirt, diesem eine sehr harte, aber auch sehr spröde Beschaffenheit mit. — Vorkommen: Wolframit (WO_3 , $Fe + WO_3$, Mo); Scheelit (Tungsten) WO_3 , Ca ; Schmelzitzer, WO_3 , Pb . Verbindungen: Man kennt 4 Chloride: $WOCl_2$, WO_2Cl_2 , $WOCl_3$, WO_2Cl_4 , u. 2 Oxyde: WO_2 , braun, in HCl u. SO_4 , H_2 lösl. in conc. KOH ; WO , *Wolframsäureoxydhydrat*, gelb, löst sich am Licht grünlich, unlöslich in H_2O , lösl. in Alkalien zu Wolframsäuren von sehr verschiedener Zusammensetzung, deren Verb. mit W_6O , z. Th. sehr schöne Bronzefarbe besitzen. — W_6O u. WO_2 , verhalten sich nach wechselnden Verhältnissen zu blasseren Oxyden. — Phosphorwolframsäure (PO_4 , $H_2 + 10WO_3$) verhält sich wie Phosphormolybdänure.

Alle W_6 -Verb. gehen b. Schmelzen mit Alkalien (vor. nach Zusatz v. NO , K) in lösliche Wolframate über; die Lös. mit HCl u. Zn versetzt wird blau. SH_2 fällt nach angesäuert W_6 -Lös., nur schwer, lösl. in Schwefelalkalium. (Die überschüssige Flüssigkeit ist meist blau gefärbt.) — Phosphorsäure (sammelt b. Gegenw. v. Sn) wird durch W_6 in d. Reductionslösung blau, bei Gegenw. von Fe Matroth; in d. Oxydationsflamme farblos.

60. Vanadin. V = 51,5. Metallisches Pulver, oxydirt sich langsam an der Luft, verbrennt beim Erhitzen. sp. Gew. 6,1. in HCl u. verd. H_2SO_4 unlöslich. NO_2 löst es zu Wasser. SO_2 zu grüner Flüssigkeit. V nimmt bei Rothgluth direct S auf. — Vorkommen: Als vanadinsaures B in Brasilien u. a. — Verbindungen: Man kennt fünf Oxyde: V_2O_5 , V_2O_4 , V_2O_3 , V_2O_2 , V_2O , von denen nur d. letzteres, V_2O , einbestimmbar ist, in analytischer Hinsicht wichtig ist. V_2O_5 ist gelbroth, wenig löslich in H_2O , in Salzen mit gelber Farbe löslich. In V_2O_5 (99,8) in Alkalien zu $Vanadates$, von verschiedener Zusammensetzung (Vanadins, Barium unlöslich in H_2O , Ammoniumvanadat unlöslich in NH_4Cl).

Als Färb. können durch Säuren od. Alkalien lösl. gemacht werden, die ausser Lösung wird durch Zn lösl. andere Best.-Mittel sind durch SO_2 bzw. Uebergang in Oxyd. Wird die ungelöste Lösung eines Vanadats mit H_2O_2 -Lös. und Aether geschüttelt, so nimmt die Flüssigkeit eine dunkelrothe Farbe an, der Aether löst farblos (cupulidische Base), CrO_3 giebt schwarze Färbung. $Ferrosulfat$ gelbes, $Prus. weiches S.$ — SNH_4 giebt mit V_2O_5 Lösung braunes S., das sich mit $Ammoniumvanadat$ färbt in $Schmelzfärbung$ löst und durch HCl wieder abzuscheiden wird. — Mit Phosphors. geben V-Verb. in d. hoch-P. braune, beim Erhitzen chromgrün, in d. Oxyd-P. gelbe od. farblose Verh.

60. Selen. Se = 79. Dem Schwefel ähnliches Element; in zwei Modificationen bekannt: a) roth, amorph oder schwarz, krystall., lösl. in CS_2 , sp. Gew. 4,5; ohne bestimmten Schmelzpunkt, erweicht beim Erhitzen. Wird geschmolzen Se schnell auf 210° abgekühlt u. einige Zeit bei dieser Temp. erhalten, bekommt man b) schwarze krystall. Masse. sp. Gew. 4,23, unl. in CS_2 , Schmelzpt. 217° . — Se scheidet bei etwa 700° löst sich in conc. NO_2 od. Königswasser zu SeO_3 , verbunden mit blauer Flamme u. unangenehmem Geruch in SeO_2 . — Vorkommen: als Selenarsenid; in einigen seltenen Mineralen (Kiesen, daher hiezuweilen im Schwefelkies-Kammerschlamm). — Die Verbindungen des Se sind denen des S ähnlich und vergleichbar. SeH_2 , Selenwasserstoff, gasförmig, wirkt sehr schädlich, die Lös. röthet Laemuspapier, färbt die Haut braun, aersetzt sich allmählich an der Luft unter Se -Abscheid. SeH_4 fällt viele Metalle. SeO_3 , Selenopure-Anhydrid, weisses Nadeln, ohne zu schmelzen flüchtig. SeO_2 , Selenige Säure, weiss, krystallinisch, aus der salz. Lös. wird durch SO_2 Se abgeschieden. Von dem Salzen des Se (Selenite) sind nur die der Alkalien lösl. in H_2O ; SO_2 (auch $SnCl_2$) aersetzt sie bei Gegenwart v. HCl unter Se -Abscheid. (SeO_2 nicht bekannt.) SeO_3 , Selenoäure, nur in wässriger Lös. bekannt, liefert b. Kochen mit HCl; SeO_2 u. Cl_2 . Die Selenite ähneln d. Sulfaten (SeO_3 Ba unlöslich in H_2O), sie werden aber durch HCl beim Kochen in Selenide umgewandelt, die dann weiter Se abscheiden. — Beim Einleiten von SH_2 in SeO_3 fällt SeS_2 roth, lösl. in Schwefelammonium. Die Selenverh. enthalten d. Flusssäure eine blaue Färbung.

Mit Soda auf Kohle erhitzt geben sie einen unangenehmen Geruch nach faulem Rettig u. hinterlassen einen Rückstand, der Ag schwärzt u. mit Säuren SeH_4 liefert.

61. Tellur. Te = 128. Weiss, metallisch glänzend, sehr spröde, sp. Gew. 6,24, Schmelzpt. gegen 500° , verbrennt nicht hellblauer, grünesäurer Flamme (zu TeO_2), unlöslich in CS_2 , cold. SO_2 , H_2 löst es roth, H_2O fällt es wieder aus. — Vorkommen: Gediegen, in Begleitung von S; im Schieferer (Sylvanit Te_2As_2); Bittererz; Tellurid mit Te_2Bi_2 . — Verbindungen sind denen des S ähnlich. TeH_2 , Tellurwasserstoff, farblos, dem SH_2 ähnlich riechendes Gas, in H_2O lösl., die Lös. zerstört, braunlich, fällt viele Metalle. TeO_2 , weiss, krystallin., fast unl. in H_2O , lösl. in HCl, beim Verdünnen d. Lös. fällt TeO_2 , Tellurige Säure, weiss, wenig löslich in H_2O , lösl. in Alkalien. Die Tellurite der Alkalien sind lösl. in H_2O , die der schweren Metalle darin unl., aber meist lösl. in HCl, durch SO_2 wird Te gefällt. TeO_3 , orangegelb, krystallin., verbindet

sich nicht direct mit H_2O , TeO_2 , H_2 , wasserhaltige in H_2O lösl. Präparaten. Die Tellurite ähneln dem Sulfaten u. Selenaten. Durch Kochen mit HCl wird unter Chlor-Entw. TeO_2 , H_2 gebildet. Durch Einleiten von SH_2 in salz. Tellurid-Lös. fällt dunkelbraunes TeS_2 , lösl. in Schwefelkohlenstoff (im Salzen TeS_2 , M_2). — Reduktionsmittel scheiden aus d. Verb. Te ab. Te-Verb. geben, auf Kohle in d. Reduktionsflamme erhitzt, weissen Beschlag (wird durch $SnCl_2$ schwarz).

Ad Gruppe VI.

62. Palladium. Pd = 106,2. Dem Pt ähnliches Metall, leichter schmelzbar als Pt, sp. Gew. 11,4; läuft b. Erhitzen in Rothgluth violett u. blau an, b. Erhitzen im Knallgasgebläse fängt es an zu sieden und verbrennt. Löslich in N_2O_5 -haltiger heisser NO_2 , H_2 u. in Königswasser; in Schwammform bei Luftzutritt auch in HCl lösl., in SO_2 , H_2 unl., verbindet sich direct mit H (im PdH, enthält auf 1 Vol. Pd e. 600 Vol. H). — Vorkommen: in Platinerz. — Die Verbindungen des Pd sind denen des Pt ähnlich. Von den (den Oxyden PdO u. Pd_2O_3 , entsprechende) Salzen sind die Oxydalsalze die beständigsten. $PdCl_2$ ist unlöslich, in H_2O lösl. (CO scheidet a. d. Lös. Pd ab). $PdCl_4$ verliert sehr leicht Cl_2 u. geht in $PdCl_2$ über. In dem Oxydalsalze, bringen hervor: JK schwarzen, in JK lösl. N. v. Pd_2Cl_4 ; $Hg(CN)_2$ gelbes, in NH_4OH u. in CNK lösliches $Pd(CN)_2$; SH_2 schwarzes PdS , unl. in SNH_4 , leicht lösl. in Königswasser; NH_4OH flüchtbares Amidverb., lösl. in NH_4OH . — Reduktionsmittel scheiden Pd aus d. Lös. ab.

63. Rhodium. Rh = 104,5. Weiss, schwerer schmelzbar als Pt, sp. Gew. 12,1; in Säuren unlöslich, wird aber leicht durch Cl angegriffen u. löst sich, wenn es mit einigen anderen Metallen (z. B. Cu, Pt) legirt ist, auch in Königswasser, ebenso wird es durch Schmelzen mit SO_2 lösl. (als SO_2 , SO_3). — Vorkommen: in Platinerz. — Die geschichtlichen Salze löten sich von dem Rh_2Cl_4 , Rh_2O_3 , ab u. sind sehr od. od. gelblich. Aus ihnen rüthet $Alkalien$ gelbes Oxydhydrat, lösl. in Alkalien. Rh fällt Rh_2S_3 braun, unlöslich in Schwefelsäure, lösl. in NO_2 .

64. Ruthenium. Ru = 101,5. Hart, spröde, schwer schmelzbar, oxydirt sich b. Schmelzen, sp. Gew. 12,8; selbst in Königswasser unlöslich; angreifbar durch Cl und durch Schwefelsäure KNO_3 ($1:100$). — Vorkommen: in Platinerz. Ru löst wie das Pt in Mischung von SO_2 . Man löst Rh_2Cl_4 und Rh_2O_3 . — Die Verbindungen sind wenig unterseht. SO_2 färbt die RuO_3 aersetzt das, dann braun u. es tritt RuO_2 vor. RuO_3 rot, unlöslich in KNH_4 ; SNH_4 erzeugt in dem sauren, rotte, CNS b. Erhitzen eine schiefe Färbung.

65. Osmium. Os = 198,6. Sehr hart, der schwerste Körper, sp. Gew. 22,45, unerschmelzbar, verdampft bei höherer Temp. u. oxydirt sich dabei, sowie bei der Behandl. mit NO_2 , H_2 od. Königswasser zu OsO_4 . Die Legirung von Osmium-Iridium ist sehr widerstandsfähig. — Vorkommen: in Platinerz. — Von dem Oxydationsstufen ist die wichtigste OsO_4 , Osmiumtetroxydhydrat, farblose Krystalle, stabilisierbar, leicht schmelzbar, wasserweich, siedet gegen 100° , die stechend riechenden Dämpfe wirken höchst gefährlich auf die Athmungsorgane u. Schleimhäute; verpufft bei Erhitzen auf Kohle, lösl. in H_2O , die Lös. entfärbt Indigo, oxydirt Alkohol, scheidet J aus JK aus; die alkal. Lös. giebt mit ammoniak. Salz braunes Niederschlag; SO_2 fällt die wässrige Lös. erst gelb, dann braun, grün, dann. SH_2 fällt auf Zusatz einer Säure braunes Sulfid.

Reactionen der wichtigsten Alkaloide.

Taf. XIV.

Die Alkaloide sind N-haltige organische Basen, welche, dem NH_3 ähnlich, mit $PiCl_4$ und $AuCl_3$ Doppelsalze geben. Aus ihren Salzlösungen werden sie durch folgende Reagentien gefällt: *Phosphorwolframsäure*, *Phosphormolybdänsäure*, *Quecksilberchlorid*, *Kaliumquecksilberjodid*, *Kaliumcadmiumjodid*, *Kaliumarsenmethyljodid*, *Gerbsäure* u. a. Den so entstandenen Niederschlägen können sie direct oder nach der Behandlung mit Alkali durch Lösungsmittel entzogen werden. Auch *Thierkohle* nimmt die meisten Basen beim Schütteln ziemlich leicht auf und giebt sie beim Kochen mit Alkohol an diesen wieder ab.

Aus einem Gemenge mit fremden organischen Stoffen (Speisebrei, Fäcalmassen u. a.) können die Alkaloide durch Ausziehen mit Lösungsmitteln (z. B. *Chloroform*, *Amylalkohol*, *Aether*) oder, als Krystalloidsubstanzen, durch *Dialyse* getrennt werden.

Coniin. $C_8H_{17}NH$ (im Schmelzpunkt). Flüssig, sp. Gew. 0,886, Siedep. 168°, in kaltem H_2O löslicher als in warmem, mit Wasserdämpfen flüchtig, leicht lösl. in Alkohol u. in Aether. Die Salze sind leicht lösl. in H_2O u. Alkohol.

Nicotin. $C_{10}H_{14}N_2$ (im Tabak). Flüssig, sp. Gew. 1,048, Siedep. 250°, lösl. in H_2O , Alkohol, Aether, mit Wasserdämpfen flüchtig. Die Salze lösen sich in Alkohol.

Morphin. $C_{17}H_{19}NO_3$ (im Opium). Farblose Prismen von schwach bitrem Geschmack, unlösl. in Chloroform u. Benzol; schwer lösl. in H_2O (in 500 Th. heissem) u. in Aether, leicht lösl. in Alkohol, Amylalkohol, fixen Alkalien, wenig in NH_4OH . M. wird mit conc. NO_3H erst *blatrot*, dann *gelb*; in conc. SO_4H_2 ist es ohne Färbung löslich, wird aber die Lös. einige Zeit auf 100° erhitzt u. nach dem Erkalten in einem Tropfen NO_3H (von 1,2) oder mit $NaOCl$ versetzt, wird sie intensiv *blauviolett*, allmählich *roth*. Mit neutralem $FeCl_3$ versetzt, wird Morphin in conc. Lös. *dunkelblau*, dann grün u. blau (freie Säure hindert d. Reaction). — JO_3H bewirkt in den Lösungen unter J-Abscheidung gelbe, nach Zusatz von NH_4OH braune Färbung.

Atropin. $C_{17}H_{23}NO$ (in d. Tollkirsche u. im Stechapfel). Weisse, bitter schmeckende Prismen, lösl. in 30 Th. heissem Wasser, in Alkohol u. Aether. Die Lös. in conc. SO_4H_2 färbt sich beim Erhitzen braun. Bewirkt starke Pupillenerweiterung.

Strychnin. $C_{31}H_{42}N_2O_2$ (in den Krähenaugen, den Ignatiusbohnen). Weisse Krystalle, wenig lösl. in H_2O u. in Aether; lösl. in Chloroform, heissem Benzol, Amylalkohol; furohbar bitter. Die Lösung in

conc. SO_4H_2 mit einigen Körnchen $Cr_2O_3 \cdot K_2$ (od. MnO_4K od. PbO_2 od. MnO_2 od. $FeCl_3 \cdot K_3$) versetzt giebt *tiefblaue*, dann *purpuroviolette* Färbung, welche bei Zusatz von H_2O roth, dann gelb wird. (Die Gegenwart von Chloriden u. Nitraten kann die Reaction hindern, auch Morphin verdeckt sie.) Bewirkt Starrkrampf.

Brucin. $C_{23}H_{35}N_3O_4$ (in Strychnosarten). Krystallin. Pulver, schwer, aber leichter als Strychnin in H_2O lösl., wenig lösl. in Aether, leicht lösl. in Alkohol u. Amylalkohol. Aeusserst bitter. Wird mit conc. NO_3H *dunkelroth*, b. Erwärmen *orange* u. gelb. Die gelbe Farbe wird auf Zusatz von $SnCl_2$ *violett*. Geht beim schwachen Erwärmen mit verd. NO_3H in Strychnin über.

Colchicin. $C_{21}H_{25}NO_6$ (in d. Herbstzeitlose). Geruchlose, sehr bittere, amorphe Masse, lösl. in H_2O , Alkohol, Aether. Färbt sich mit SO_4H_2 *braungelb*, mit NO_3H *blau* od. *violett*, dann grün u. gelb.

Chinin. $C_{20}H_{21}NO_5$ (in d. Chinarinde). Weiss, sehr schwer lösl. in H_2O , lösl. in Alkohol u. Aether. (Das dem Chinin ähnliche u. gleichzeitig vorkommende Cinchonin löst sich nicht in Aether.) Die Salzlösungen schmecken bitter, zeigen, namentlich mit SO_4H_2 angesäuert, schöne *Fluorescenz*, werden durch Oxalsäure gefällt, mit Chlorwasser versetzt bleiben sie farblos, werden aber nach Zusatz v. NH_4OH *grün*, von Ferrocyankalium und Alkali *tiefroth* (die Farbe verschwindet durch Säuren).

Veratrin. $C_{33}H_{51}NO_9$ (im Sabadillsamen). Farbloses Krystallpulver, schwer lösl. in H_2O , leicht lösl. in Alkohol u. Aether, färbt sich mit SO_4H_2 erst gelb, dann *carminroth*; löst sich in conc. HCl farblos, d. Lös. wird b. Kochen rothviolett. Reizt zum Niesen.

Caffein. $C_8H_{10}N_4O_2$ (im Caffee u. Thee). Schwach bitter, weisse Prismen, lösl. in 74 Th. H_2O b. 15°, wenig lösl. in Aether. — In Chlorwasser gelöst u. verdunstet, hinterlässt es braunrothen Fleck, der sich in NH_4OH *violettroth* löst.

Digitalin (im Fingerhut). Bitter, farblose Krystalle, wenig lösl. in H_2O , lösl. in Alkohol u. Chloroform, färbt sich b. Erwärmen mit HCl schön *grün*, die Säure wird gelb. Spaltet, mit verd. SO_4H_2 erwärmt, Zucker ab.

Solanin (im Nachtschatten). Schwer lösl. in H_2O , Alkohol, Aether. Färbt sich mit conc. NO_3H u. mit HCl gelb; mit SO_4H_2 gelb, dann violett, zuletzt braun.