

Gruppe III.

Taf. III.

8. **Magnesium.** $Mg = 23,94$. Silberweiss, hämmerbar, wenig zäh, sp. Gew. 1,75, schmilzt bei Rothgluth, verbrennt beim Erhitzen an der Luft mit intensiv weissen Licht zu $Oxyd$; oxydirt sich nicht an trockner, wohl aber an feuchter Luft, löst sich unter H -Entw. leicht in verd. Säuren. Vorkommen: Verbreitet, in Mineralquellen (Bitterwässern, als SO_4Mg), im Meerwasser (als $MgCl_2$), in vielen Mineralien, z. B. als Magnesit (CO_3Mg), Dolomit ($CO_3Mg + CO_3Ca$), als Kieserit ($SO_4Mg + H_2O$), in Silikaten (Talk, Asbest, Meerschaum u. a.). **Oxydationsstufen:** $Oxyd$, MgO , weiss, geschmackloses Pulver, bläut, mit H_2O befeuchtet, Lacmus; $Oxydhydrat$, $Mg(OH)_2$, weiss.

9. **Zink.** $Zn = 64,9$. Bläulichweiss, blättrig krystallinisch, sp. Gew. 7-7,2, bei 120-130° dehnbar, unter 120° und über 200° spröde, schmilzt bei 439°, siedet bei 1040°. Bei Luftzutritt erhitzt, verbrennt es mit bläulichgrüner Flamme, an feuchter Luft wird es nur oberflächlich verdunstet (bildet bas. kohlens. Salz); es löst sich in verd. SO_4H_2 und HCl unter Entw. v. H in conc. SO_4H_2 unter gleichzeitiger Bildung von SO_2 und SH_2 , in NO_2H je nach der Concentration unter Entw. v. NO od. NO_2 (u. Bild. v. NH_3). Alkalien lösen Zn oberflächlich, namentlich in Gegenwart von Fe . Vorkommen: als Zinkblende (ZnS), Rothzinkerz (ZnO), Zinkspath (Galmei, CO_3Zn), Kieselzinkerz ($SiO_2Zn + H_2O$) u. a. **Oxydationsstufen:** $Oxyd$, ZnO , weiss, nicht flüchtig, in der Hitze gelb; $Oxydhydrat$, $Zn(OH)_2$, weiss, in KOH und $NaOH$.

10. **Nickel.** $Ni = 58,6$. Grauweiss, magnetisch, hämmerbar, dehnbar, sehr hart, schwer schmelzbar, sp. Gew. 8,8; an der Luft unveränderlich, in HCl und SO_4H_2 schwer löslich, leicht löslich in NO_2H . Vorkommen: fast immer mit Co ; gelogen im Meteoriten, mit As im Kupfernickel (Ni_2As), Arsenicknickel (Ni_2As_2) u. a. **Oxydationsstufen:** $Oxyd$, NiO , grünlichgrün; $Hydrat$, $Ni(OH)_2$, opfgrün; $Oxyd$, Ni_2O_3 , schwarz; $Oxydhydrat$, $Ni(OH)_3$, schwarz.

11. **Kobalt.** $Co = 58,6$. Dem Ni in allen Eigenschaften sehr ähnlich, aber schwerer schmelzbar. Vorkommen: (vielfach mit Ni), als Speisekobalt, $CoAs_2$, Kobaltkies, Co_2S_2 , Kobaltglanz ($Co_2As_2 + CoS_2$). Kobaltblende ($Co_2As_2 + SH_2O$) u. a. **Oxydationsstufen:** $Oxyd$, Co_2O_3 , schwarz; $Hydrat$, $Co(OH)_2$, schwarz.

12. **Eisen.** $Fe = 55,9$. Weiss bis grau, sp. Gew. 7,5, bei Weissgluth schmelzbar, magnetisch, schwer schmelzbar (über 1600°), durch Beimengungen von Kohle wird es leichter schmelzbar und verändert seine Eigenschaften (Gusseisen hat 3-6% C, Stahl 0,9-2% C, Schmiedeseisen 0,2-0,6% C); es rostet an feuchter Luft, d. h. wird zerfressen unter Bildung von $Fe(OH)_2$; beim Erhitzen an der Luft (leichter im O-Strahl) verbrennt es zu Fe_3O_4 ; durch H aus einem Oxyd reducirtes Eisen ist pyrophor; verd. HCl und SO_4H_2 lösen Fe unter H -Entw. (dem H und reichende C-Verbind. beigemischt, wenn das Fe sehr C-haltig war) zu Oxyd-Verb., heisse NO_2H unter NO -Entw. zu Oxydide (Fe_2O_3); in rauch. NO_2H getaucht wird es "passiv" d. h. unlöslich in NO_2H . Vorkommen: in sehr zahlreichen Mineralien z. B.: Eisenglanz, Rothbleierz (Fe_2O_3), in fehlender Bestandtheil der grünen Pflanzenstoffe und des Bluts; in sehr zahlreichen Mineralien z. B.: Eisenglanz, Rothbleierz (Fe_2O_3), in Brauneisenerz ($2Fe_2O_3 + 3H_2O$), Magnetit (Fe_3O_4), Schwefelkies (FeS), Arsenkies ($FeAs_2$), Spatheisenstein (CO_3Fe) u. a. **Oxydationsstufen:** $Oxyd$, FeO , schwarz, sehr unbeständig; $Hydrat$, $Fe(OH)_2$, weiss, auch sehr unbeständig, wird durch Oxydation schnell grün, dann braun. $Oxyd$, Fe_2O_3 , (Colothar, 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 ; $Oxyd-Oxyd$, Fe_2O_3 , schwarz, gibt in Säuren gelöst, Gemenge v. Oxyd- u. Oxydulenz; Säure, FeO , H_2 , nur bekannt in dem Alkalischen roth, entstehen d. Schmelzen von Eisenstaub mit Na_2K , sehr unbeständig.

13. **Mangan.** $Mn = 54,8$. Grau, spröde, hart, sehr schwer schmelzbar, sp. Gew. 7,2, oxydirt sich an der Luft sofort, zerfällt Wasser. Vorkommen: Verbreitet (meist mit Fe), als Brauneisenerz oder Pyrolut (MnO_2), Braunit (Mn_2O_3), Hausmannit (Mn_2O_3), Manganspath ($MnCO_3$), **Oxydationsstufen:** $Oxyd$, MnO , grünlich, oxydirt sich schnell; $Hydrat$, $Mn(OH)_2$, weiss, wird d. Oxyd, schnell braun; $Oxyd$, Mn_2O_3 , braunschwarz, $Hydrat$, $Mn(OH)_2$, weiss, wird d. Oxyd, schnell braun; $Oxyd$, Mn_2O_3 , braunschwarz (alle Oxyde des Mn gelben beim Glühen an der Luft in diese Verbinde über); $Superoxyd$, MnO_2 , grauschwarz, gibt beim Erhitzen für sich $1/2$, mit conc. SO_4H_2 erhitzt die Hälfte seines O ab, unlöslich in NO_2H ; $Superoxydhydrat$, $dinkubran$; Säuren, MnO_2 , H_2 , Mangansäure, nur in den grünen Alkalischen bekannt, die schnell in der rothen übergehen (Chamaedon, minérale); MnO_2H Uebermangansäure, freie Säure nicht bekannt, Anhydrid, Mn_2O_7 , grünes, sehr zerstückliches Öl; das Kieselroth, in H_2O leicht löslich, eines der energigehaltigsten Oxydationsmittel. Alle Oxydationsstufen des Mn geben beim Erhitzen mit Säuren Manganoxysulph-Verbindungen.

Die Metalle der Gruppe III lösen sich alle in HCl unter H -Entw. und Bildung von Salzen der Formel MCl , (aus denen KOH Oxydhydrat, $M(OH)_2$, fällt). Dieselben Salze entstehen, wenn man die niedrigste Oxydationsstufe der Metalle (Oxyd oder Oxydulhydrat) in HCl löst. Werden nun Lösungen dieser Chlorverbindungen, nämlich:



der Formel MCl , umgewandelt; man hat dann:

Zu den Verbindungen der Formel MCl , (Oxydalsalze) oder löslichen (etwa $M(NO_3)_2$) kann man auch gelangen, wenn man die höheren Oxyde (M_2O_3 od. MO_3) d. entspr. Metalle in verdünnten kalten Säuren löst (aus diesen Lsg. fällt H_2PO_4 oder $M(OH)_2$). Solche Salze, die sich von der Oxydstufe H_2O herleiten, existiren aber von Mg und Zn überhaupt nicht und von den meisten anderen Metallen der Gruppe nur in sehr geringer Lösung. Versucht man dieselben in festem Zustand abzuscheiden, ja, erwärmt man nur die wässrige Lösung, so findet Zersetzung statt; aus dem Verbindungen MCl , z. B. entwickelt sich Chlor und man behält:



Dieselbe Rückwandlung in Oxydulverbindungen tritt auch ein, wenn man die höheren Oxyde der entsprechenden Metalle dieser Gruppe mit Säuren erwärmt. **Einzig und allein das Oxydsalz des Fe ist unter allen angegebenen Bedingungen beständig.** lässt sich isoliren und stellt eine wohlcharakterisirte Verbindung vor, welche sich gegen Reagentien sehr ähnlich dem Verbind. des Cr und M (Gruppe IV) zeigt, während selbst die höchsten Oxydationsstufen des Mn beim Kochen mit HCl in $MnCl_2$ übergehen. Demnach kann man das Eisen seinen **Redoxionen** nach zwei verschiedenen Gruppen von Elementen theilen, indem die anderen Elemente, wiewohl sie gleichfalls z. Th. Oxyde bilden, wegen der grossen Unbeständigkeit der Oxydsalze in Bezug auf das Verhalten gegen Reagentien nicht zweimal aufgeführt zu werden brauchen [abgesehen von der analytisch wichtigen Uebermangansäure, von der einige besondere Reactionen mitzuteilen sind].

Was nun die analytische Zusammengehörigkeit der Elemente der Gruppe III sonst betrifft, so wird sie durch folgende Momente bedingt: Alle bilden eine in H_2O unlösliche Oxydationsstufe MO , beständige Salze, welche dieser Oxydationsstufe entsprechen u. sich denselben Reagentien gegenüber oft sehr ähnlich verhalten. — Die Schwefel-Verbindungen besitzen die Formel MS u. von ihnen ist nur MgS löslich in H_2O , alle lösen sich in Säuren zu Oxydalsalzen (jedoch ist ZnS in Essigs., CoS u. NiS auch in verd. HCl unlöslich). — Die salpetersauren $[M(NO_3)_2]$, salzsauren $[MCl_2]$, essigsäuren $[M(C_2H_3O_2)_2]$, schwefelsauren $[MSO_4]$ Salze sind sämmtlich in Wasser löslich, die Alkalien krystallisiren meist mit 7 oder 6 Mol. H_2O und sind z. Th. isomorph; alle bilden leicht Ammoniumdoppelsalze, aus denen durch fixe Alkalien das Oxydulhydrat nur unvollständig, durch NH_4OH gar nicht gefällt wird. — **Natriumacetat fällt auch in der Siedhitze die Oxydalsalze der Gruppe nicht.** — Durch H_2CO_3 werden die Chloride, Nitrate, Acetate nicht, wohl aber die Sulfate z. Th. niedergeschlagen ($MSO_4 + CO_2 + H_2O = CO_3M + SO_4$). — Die Anwesenheit organ. Verbindungen (Weisse, Citronensä., Zucker u. s. w.) verhindert viele sonst eintretende Reactionen.

Verhalten der Oxydalsalze von

gegen	8. Magnesium	9. Zink	10. Nickel	11. Kobalt	12. Eisen	13. Mangan
Kali	weiss, $Mg(OH)_2$ unlöslich, in KOH , löslich in NH_4Cl .	weiss, gallertartig, $Zn(OH)_2$ unlöslich, im Uebersch. d. Alkalien, d. Kochen d. verd. Lsg. widerfallbar.	opfergrün, $Ni(OH)_2$ unlöslich, in KOH , löslich in NH_4OH .	blau, bald grünlich werdend, $Co(OH)_2$ unlöslich, in KOH , löslich in NH_4OH .	weiss, $Fe(OH)_3$ wird schnell grün, dann braunroth durch Oxydation, unlöslich in KOH , löslich in $NaOH$.	weiss, $Mn(OH)_2$ wird schnell braun w. $[Mn(OH)_3]$. Bei Gegenw. v. NH_4Cl Salz aufsteigt kein NH_3 .
Ammoniak	weiss, $Mg(OH)_2$ b. Gegenw. von NH_4Cl Salz. kein NH_3 .	weiss, $Zn(OH)_2$ b. Gegenw. von NH_4Cl Salz. kein NH_3 .	grün, in NH_4OH violett färbend, bei Gegenw. v. NH_4Cl Salzen kein NH_3 .	blau, in NH_4OH braunroth, Lsg. wird an der Luft dunkler durch Oxydation.	weiss, schnell grün und braun werdend. Bei Gegenw. von NH_4Cl Salzen aufsteigt kein NH_3 .	weiss, $Mn(OH)_2$ schnell braun w. $[Mn(OH)_3]$. Bei Gegenw. v. NH_4Cl Salz aufsteigt kein NH_3 .
Kaliumcarbonat	weiss, bas. kohlens. Salz, löslich in NH_4Cl .	weiss (basisches Salz), unlöslich in CO_2 , aber löslich in KOH und NH_4OH .	hell opfergrün (bas. Salz), unlöslich in CO_2 , NH_4Cl .	roth, in CO_2 (bas. Salz), d. Kochen violett od. blau, bei Luftzutritt grün, wenig löslich in KOH .	weiss, CO_2 Mn , wird an der Luft braun; unlöslich in CO_2 , K_2 , etw. löslich in NH_4Cl Salzen.	weiss, CO_2 Mn , wird an der Luft braun.
Ammoniumcarbonat	beim Kochen weiss (b. Abwesenheit von NH_4Cl).	weiss, in NH_4Cl Salzen löslich.	grünlich, in CO_2 (bas. Salz), blau löslich.	roth, in CO_2 (bas. Salz), roth färbend.	weiss, löslich in NH_4Cl Salz, an d. Luft braun.	weiss, CO_2 Mn .
Natriumphosphat	in conc. Lsg. weiss (PO_4MgH_2), b. Abwesenheit von NH_4OH auch in sehr verd. Lsg. krystallin. N. von PO_4MgNH_4 .	weiss, löslich in Alkalien und NH_4Cl Salzen.	grünlich, im Ueberschuss des NH_4Cl Salzes löslich.	blau, im Ueberschuss des Co -Salzes in der Kälte löslich.	weiss, wird an d. Luft blau, in überschüssigem Fe -Salz in d. Kälte löslich.	weiss, im Uebersch. d. Mn -Salzes in d. Kälte löslich, bräunt sich nur b. Gegenw. v. NH_4OH an der Luft.
Kaliumoxalat	weiss, b. Abwesenheit von NH_4Cl Salz.	weiss.	hellgrün, in NH_4OH löslich, fällt aus d. Lsg. bald als Doppelsalz vollständig aus.	weiss, in NH_4OH roth löslich, fällt beim Stehen an d. Luft nur sehr langsam aus d. Lsg.	gelb, in Säuren löslich.	weiss.
Schwefelwasserstoff	—	aus sauren Lsg. kein NH_3 ; aus neut. od. essigs. weiss (ZnS).	aus sauren Lsg. kein NH_3 ; aus neut. od. essigs. namentlich b. Erwärmen, men schwarz (NiS).	schwarz, in $SiNH_4$, etwas (braun) löslich, in verd. HCl fast unlöslich.	schwarz, FeS , an der Luft leicht oxydirb., löslich in Säuren.	fleischfarbig, MnS , oxyd. sich an d. Luft, leuchtend löslich in Essigs.
Schwefelammonium	weiss, $Mg(OH)_2$ in NH_4Cl löslich.	weiss, in CO_2 löslich.	grünlich, in CO_2 (bas. Salz), durch wenig HCl wieder färbend.	rothbraun, $Co(NH_4)_2$, in CO_2 (bas. Salz), durch wenig HCl wieder färbend.	schwarz, FeS , an der Luft leicht oxydirb., löslich in Säuren.	fleischfarbig, MnS , oxyd. sich an d. Luft, leuchtend löslich in Essigs.
Cyanalkalium	weiss (nur in conc. Lösungen).	weiss, in CO_2 löslich.	grünlich, in CO_2 (bas. Salz), durch wenig HCl wieder färbend.	rothbraun, $Co(NH_4)_2$, in CO_2 (bas. Salz), durch wenig HCl wieder färbend.	schwarz, FeS , an der Luft leicht oxydirb., löslich in Säuren.	fleischfarbig, MnS , oxyd. sich an d. Luft, leuchtend löslich in Essigs.
Ferrocyankalium	weiss (nur in conc. Lsg., auf Zusatz v. NH_4OH auch in verdünnter).	weiss, gallertartig, in HCl unlöslich.	weiss, in HCl unlöslich.	grün, in HCl unlöslich, an der Luft blau.	weiss, in HCl unlöslich, wird schnell blau.	fleischfarbig, MnS , oxyd. sich an d. Luft, leuchtend löslich in Essigs.
Ferricyankalium	—	gelbroth, in HCl löslich.	gelbroth, in HCl unlöslich.	braunroth, in HCl unlöslich, wird grün.	blau, in HCl unlöslich.	braun, in HCl unlöslich.

Verhalten der Uebermangansäure und ihrer Salze.

Die Lösungen derselben sind intensiv roth gefärbt. Reduktionsmittel ($FeSO_4$, $SnCl_2$, SO_2 , SH_2 , u. s. w.) entfärben sie sofort (SH_2 unter Abscheid. von S) u. werden dabei oxydirt, während eine entsprechende Manganoxysulphverbindung gebildet wird. — Mit HCl gekocht giebt die MnO_2H Chlor, gleichfalls unter Entfärb. u. Bildung v. $MnCl_2$.

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_4H_2 , unlösl. in NO_3H . Vorkommen: Als Chromerzstein $[(CrO_2)_3Fe_2]$, Kalkbleierz (CrO_2Pb) . **Oxydationsstufen:** Oxydul, CrO , kaum bekannt und ebenso wie seine Derivate äusserst unbeständig; Oxyd, Cr_2O_3 , grün, nach dem Glühen unlösl. in Säuren; **Oxydhydrate** sind mehrere bekannt, das normale, $Cr(OH)_3$, grünlich; d. **Anhydrid**, CrO_2 , rothe Krystalle, leicht lösl. in H_2O , verliert bei 250° Sauerstoff u. gleicht Cr_2O_3 ; **Hydrate**, CrO_2H_2 u. $Cr_2O_3H_2$, in freiem Zustand nicht bekannt, aber in Salzen.

16. **Aluminium.** Al=27,3. Weiss, dehnbar, hart, sehr leicht, sp. Gew. 2,86, schmilzt bei etwa 700°, unveränderlich an d. Luft, unlösl. in NO_3H , lösl. in HCl, SO_4H_2 und in Alkalien (unter H-Entwicklung). Vorkommen: Sehr verbreitet. Als Oxyd in amorph. u. krystall. Zustand (Korund, Rubin, Sapphir, Smaragd), als Diaspor $(Al_2O_3H_3)$, in sehr vielen Silikaten (Feldspath, Glimmer, Granat, Kaolin u. s. f.), im Kryolith (AlF_3Na_3) u. u. **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. $Al(OH)_2O$, 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 MS_2 sind auf nassem Wege nicht darstellbar. Von Al kennt man nur eine einzige Oxydationsstufe und dem entsprechend nur eine Salzreihe. Cr und Fe geben neben Oxydverbindungen (die den Al-Salzen entsprechen) auch Oxydulsalze, 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. Cr sowohl wie Fe liefern auch Säuren, von denen umgekehrt nur die Chromsäure so beständig ist, dass sie hier mit ihren ganz besonderen Reactionen aufgeführt werden muss. Analytisch zusammengehörig und in ihren Reactionen so vergleichen sind somit nur die vom Oxyd M_2O_3 sich ableitenden Salze der Elemente Fe, Cr, Al, welche die Formeln haben: MCr_2 , $M_2(SO_4)_3$, $M(NO_3)_3$ u. s. f. Die Ähnlichkeit im Verhalten der Oxydsalze 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 schwefels. Alkalien isomorphe, in Octaedern krystallisierende Doppelsalze (Alaune) der Formel $(SO_4)_2M^{III}M^{III} + 12H_2O$ ($M^{III} = Fe, Al, Cr$; $M = K, Na, NH_4$). Aus den neutr. Lösungen aller Salze schlägt CO_2 Ba die Oxydhydrate der Elemente nieder ($2MCl_3 + 3BaCO_3 + 3H_2O = 2M(OH)_3 + 3BaCl_2 + 3CO_2$), ebenso werden dieselben beim Kochen mit Natriumacetat (od. auch ameisens. od. bernsteins. Salz) gefällt. — Die Gegenwart organischer Substanzen ist dem Eintreten mancher der unten angeführten Reactionen hinderlich.

Ausserdem ist folgendes Specielle zu merken: Chrom- und Aluminium-Oxydhydrat verhalten sich Säuren gegenüber wie Basen, Alkalien gegenüber aber wie Säuren. — Die Chromoxydsalze existiren in Lösung in zwei isomeren Modificationen, in einer grünen und einer violetten, nur die Salze letzterer lassen sich in festem Zustand isoliren. — Durch Reductionsmittel (u. a. auch SH_2) werden die Eisenoxyd-(Ferri-)Verb. in Oxydul-(Ferro-) Verbind., die Chromsäure-Verbind. aber in Chromoxydverbindungen übergeführt, wesshalb man bei dem gewöhnlichen Gang der Analyse das Cr immer nur in seinen Oxydverbindungen, nicht als Säure antreffen kann.

Verhalten der Oxydsalze von

14. Eisen		15. Chrom		16. Aluminium	
gegen		gegen		gegen	
Kali	braunroth, $Fe(OH)_2$, unlösl. in H_2O u. Alkalien, lösl. in Säuren.	grün, in KOH anaraggrün lösl., b. Kochen d. Lsg. wieder gefällt.	weiss, $Al(OH)_3$, gallertartig, leicht lösl. in KOH, b. Kochen d. Lösung m. Ueberschuss von NH_4Cl wieder gefällt.	weiss, $Al(OH)_3$, gallertartig, leicht lösl. in KOH, b. Kochen d. Lösung m. Ueberschuss von NH_4Cl wieder gefällt.	
Ammoniak	braunroth, $Fe(OH)_2$.	Maugrün od. grauoliv, in NH_4OH roth lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, in NH_4OH wenig lösl.	
Kaliumcarbonat	braunroth (basisch kohlens. Salz).	hellgrün, $Cr(OH)_3$ (CO_2 entweicht), in grossem Ueberschuss des Carbonats lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, (CO_2 entweicht), im Ueberschuss v. CO_2K , wenig lösl.	weiss, $Al(OH)_3$, (CO_2 entweicht), im Ueberschuss v. CO_2K , wenig lösl.	
Natriumphosphat	weiss, PO_4Fe_2 , lösl. in HCl, in $FeCl_3$ u. in PO_4Na_2H , unlösl. in Essigs.	grün od. violettblau.	weiss, $Al(OH)_3$, dem $Al(OH)_3$ im Verhalten äusserst ähnlich.	weiss, $Al(OH)_3$, dem $Al(OH)_3$ im Verhalten äusserst ähnlich.	
Schwefelwasserstoff	milchig-weiss (Schwefel), die Ferrisalze gehen dabei in Ferrosalze über.	—	—	—	
Schwefelammonium	schwarz, FeS (t. S.), lösl. sich in Säuren u. Oxydationsmittel.	—	—	—	
Ferrocyanokattum	blau, unlösl. in HCl, lösl. in Oxalsäure, durch KOH unter $Fe(OH)_3$ -Abscheid. zersetzt.	graugrün, $Cr(OH)_3$ (es wird SH_2 entbunden).	gelblich	gelblich	
Ferriocyanokattum	braune Fällung.	—	—	—	
	Die Salze sind gelblich, gelb oder braun, röthen Lackmus, werden d. Reductionsmittel in Oxydulverb. übergeführt. Mit CNSA geben sie blaue (durch $HgCl_2$ verschwindende), mit Galliumblau blauebraune Färbung.	15. Salze sind violettroth od. grau (d. Kochen werden d. violetten grün, die grünen d. Kochen mit NH_4H violett). — Beim Schmelzen mit Na_2K u. CaH_2 geben sie gelbes chromsaures Salz; beim Kochen mit KOH u. Na_2O gelbes CrO_2 (in KOH gelöst, mit Essigs. fällbar). — Mit Phosphorsäure oder Borax geschmolzen liefern sie anaraggrünes Glas.	nach einiger Zeit farblos, gallertartig, N. Säurelösliche Salze sind farblos, gehen mit $Cr(NO_3)_3$ befeuchtet und gelöst klar, nach Schmelzen in Na_2O u. CaH_2 (Alaun).	nach einiger Zeit farblos, gallertartig, N. Säurelösliche Salze sind farblos, gehen mit $Cr(NO_3)_3$ befeuchtet und gelöst klar, nach Schmelzen in Na_2O u. CaH_2 (Alaun).	

Uebersicht

über die Reactionen, durch welche Ferro- und Ferri-Verbindungen

sich unterscheiden.

Verhalten der möglichst neutralen Oxydul-(Ferro-)Salzen		Lösungen von Oxyd-(Ferri-)Salzen	
gegen		gegen	
Alkalien	grünlich weisser, allmählich braun werdender N.	Baryumchlorid	gegen
Ammoniak bei Gew. von Schwefelwasserstoff	keine Fällung.	Bleiacetat	gelb, CrO_2Pb , lösl. in KOH, in NO_3H schwer lösl.
Baryumcarbonat	keine Veränderung.	Silbernitrat	rothbraun, CrO_2Ag , lösl. in NO_3H u. in NH_4OH .
Natriumacetat	keine Fällung (nur aus SO_4Fe Lsg. Fällung).	Mercuronitrat	ziegelroth, CrO_2Hg , giebt b. Glühen Cr_2O_3 .
Rhodankalium	nach beim Kochen keine Fällung.	Schwefelwasserstoff	Abscheidung von Schwefel, die vorher gelbe od. rothe Lösung wird grün.
Ferrocyanokattum	keine Veränderung.	Wasserstoffsuperoxyd	Aus der mit SO_4H_2 angesäuerten Lösung nimmt Aether beim Schütteln eine tiefblone Verbind. (CrO, H_2O) auf.
Ferriocyanokattum	weisser, sich schnell bläuernder N. ($FeCN$), + CNSK]		
Ferriocyanokattum	tiefblauer N. (Turnbull's Blau, $3Fe(CN)_6 + 2Fe(CN)_6$).		
Oxalsäure	gelber N. (C_2O_4Fe), lösl. in HCl.		
Gerbsäure	keine Fällung.		

Chromoxydhydrate machen beim Kochen mit H_2O ein gelbes Cr_2O_3 (im H_2O unlöslich) frei, welches in H_2O mit Wasserstoff peroxid (oder H_2O_2) zu CrO_5 (gelblich) oxydirt wird, welches in H_2O unlöslich ist. Chromoxydhydrate machen beim Kochen mit H_2O ein gelbes Cr_2O_3 (im H_2O unlöslich) frei, welches in H_2O mit Wasserstoff peroxid (oder H_2O_2) zu CrO_5 (gelblich) oxydirt wird, welches in H_2O unlöslich ist.