

Gruppe VI.

Taf. VI.

20. **Silber**. $Ag = 107.66$. Weiss, glänzend, sehr dehnbar, spec. Gew. 10.57; an der Luft unveränderlich, Schmelzp. c. 1040°, nimmt geschmolzen O auf, den es beim Erkalten wieder abgibt (Spratzen). Von HCl und verd. SO_4H_2 sehr schwer angreifbar, wird es von NO_2H (zu NO_2Ag , Höllestein), heisser conc. SO_4H_2 , sowie von conc. JH gelöst. — Vorkommen: Gediegen, als Silberglanz (Ag_2S), Rothglanz (Ag_2S), und As_2Ag_3 , Hornsilber ($AgCl$), im Bleiglanz u. s. w. **Oxydationsstufen**: Silberoxyd, Ag_2O , graubraun, zerfällt beim Erhitzen in Ag u. O , etwas löslich in H_2O zu alkalischer Flüssigkeit. ($AgOH$ nicht bekannt.)

21. **Quecksilber**. $Hg = 199.8$. Silberglanzend, flüssig, bei -40° fest, siedet bei 370°, schon bei gewöhnl. Temperatur flüchtig, spec. Gew. 13.59. An d. Luft unveränderl., nur b. andauerndem Erhitzen bildet sich HgO . Unlös. in HCl u. verd. SO_4H_2 , lös. in heisser conc. SO_4H_2 , in NO_2H (Ge nach den Bedingungen zu Oxydul- oder Oxydsalz), in Königswasser; verbindet sich direct mit Cl (zu $HgCl_2$). — Vorkommen: Gediegen, als Zinnober (HgS), in manchen Fahlzenen. **Oxydationsstufen**: Oxydul, Hg_2O , schwarz, zersetzlich; Oxyd, HgO , gelb (amorph, h_2) oder roth (kristall), wird b. Erhitzen schwarz, zerfällt dann in Hg und O .

22. **Kupfer**. $Cu = 63.6$. Roth, glänzend, sehr dehnbar, spec. Gew. 8.9. Oxydirt sich b. Erhitzen an der Luft zu schwarzem, abblätterndem CuO (Hammerschlag), schmilzt bei c. 1400°; wird auch von feuchter CO_2 -haltiger Luft angegriffen (Grünspan). Bei Luftabschluss in HCl und kalt. SO_4H_2 unlös., bei Luftzutritt langsam aufgelöst. Lös. in conc. warm. SO_4H_2 , in NO_2H , Königsw., Essigsäure, in Ammoniak. — Vorkommen: Gediegen, als Kupferglanz (Cu_2S), als S-Verb. zusammen mit vielen anderen Metallen (Kupferkies, Cu_2Fe , Fahlz. u. s. w.), als Rothkupfererz (Cu_2O), als Malachit ($CuCO_3 + Cu(OH)_2$), Lasur [$2CuCO_3 + Cu(OH)_2$] u. a. **Oxydationsstufen**: Oxydul, Cu_2O , roth, sein Hydrat, $Cu(OH)_2$, blau (verliert bei 100° H_2O und giebt CuO).

23. **Blei**. $Pb = 206.4$. Bläulichgrau, sehr weich, dehnbar, von geringer Festigkeit, abfärbend, sp. Gew. 11.44. Schmelzp. 325°, an der Luft erhitzt oder geschmolzen, überzieht es sich erst mit einer schwarzen Haut (einem Oxydul), verwandelt sich dann in gelbes Oxyd. In Weissgluth flüchtig, oxydirt sich an feuchter Luft. Unlös. in HCl und SO_4H_2 , leicht lös. in NO_2H [$Pb(NO_2)_2$ in conc. NO_2H unlös.]. — Vorkommen: als Bleiglanz (PbS), in vielen Doppelsulfiden (z. B. Bournonit, als Weissbleierz (CO_2Pb), Braunbleierz (od. Pyromorphit, phosphors. u. arsens. $Pb + PbCl_2$), Gelbbleierz (MO, Pb), Rothbleierz (CrO, Pb) u. s. f. **Oxydationsstufen**: Suboxyd, Pb_2O , schwarz, unbeständig, zerfällt mit Säuren in PbO u. Pb ; Oxyd, PbO , gelbroth, beim Erhitzen dunkler, schmelzbar, flüchtig, wenig lös. in H_2O ; Oxydhydrat, $Pb(OH)_2$, weiss; Sesquioxyd, Pb_2O_3 , rothgelb, durch Säuren in PbO u. PbO_2 zerlegt; Superoxyd, PbO_2 , braun, unlös. in NO_2H , entwickelt mit HCl Chlor, giebt b. Erhitzen O , absorbiert SO_2 (zu $PbSO_3$); Mennige, Pb_3O_4 , roth, verhält sich wie $2PbO + PbO_2$.

24. **Wismuth**. $Bi = 210$. Röthlichweiss, blättrig kristallinisch, spröde, sp. Gew. 9.8. Schmelzp. 270°, an der Luft unveränderlich, überzieht sich b. Schmelzen mit irrisirender Haut v. Oxyd, nur b. hoher Temperatur flüchtig, verbrennt b. Weissgluth mit bläulicher Flamme. Unlös. in HCl u. verd. SO_4H_2 , lös. in heisser conc. SO_4H_2 , in NO_2H u. Königsw. — Vorkommen: Gediegen, als Glanz (Bi_2S_3 , Ocker (Bi_2O_3), [Säure $Bi(OH)_3$, roth]. Oxydationsstufen: Oxydul, Bi_2O , braunschwarz; Oxyd, Bi_2O_3 , gelb, heiss dunkler, schmelzbar, unlös. in H_2O ; Oxydhydrat, $Bi(OH)_3$, [Säure $Bi(OH)_3$, roth].

25. **Cadmium**. $Cd = 112.6$. Dem Zink ähnlich, weich, dehnbar, sp. Gew. 8.55. Schmelzp. 315°, Siedep. 860°, an d. Luft wenig veränderlich, verbrennt bei starkem Erhitzen (zu CdO). In verd. HCl u. SO_4H_2 schwer lös., leicht lös. in NO_2H . — Vorkommen: Begleiter des Zinks, in Zinkblende (Cadmiumblende), als Greenockit (CdS). **Oxydationsstufen**: Oxyd, CdO , braun, unschmelzbar, nicht flüchtig; Oxydhydrat, $Cd(OH)_2$, weiss, niedergeschlagen, aus ihren Oxyden durch H (Ag u. Hg schon beim Erhitzen der Oxyde f. sich) reducirt; ihre analytische Zusammensetzung wird dadurch bedingt, dass ihre S-Verbindungen in H_2O verd. Säuren u. mehrfach Schwefelalkalien unlös. sind. Die sonst zwischen den Verbindungen der sechs Elemente obwaltenden Aehnlichkeiten u. Verschiedenheiten treten in der folgenden Reactionstabelle ausreichend hervor. Nur bezüglich des Verhaltens der Salze verdient etwa Folgendes noch besonders hervorgehoben zu werden:

Hg u. Cu bilden je zwei verschiedene Salzreihen (Oxyd- u. Oxydhydrate); die Hg -Oxyd-(Mercuri-)Verbind. geben ganz andere Reactionen als die Hg -Oxydul-(Mercuri-)Verbind. Die Cu -Oxydul-(Cupro-)Verbind. sind sämmtlich in H_2O unlös., und gehen durch Oxydation sehr schnell in Oxyd-(Cupri-)Salze über. Das Verhalten der (stets sauren od. alkal.) Lös. d. Cupro-Salze gegen flüssige Reagentien ist daher hier gar nicht aufgeführt, wohl aber wird d. Cu z. Characterisirung häufig in Form einer unlös. Cupro-Verbind. aus den Cupri-Verbind. abgeschieden (z. B. als Cu_2Cl , Cu_2CNS). cf. d. Tab. Durch Unlöslichkeit in H_2O zeichnen sich unter den analytisch wichtigen Salzen der sechsten Metallgruppe ferner aus: 1) folgende Chloride: $AgCl$ (schmilzt bei 260° zu hornartiger Masse, Hornsilber), in NH_4OH lös.; $HgCl$ (Calomel) geht d. Kochen mit Königswasser oder HCl in $HgCl_2$ über, wird durch NH_4OH schwarz; $PbCl_2$, durch NH_4OH nicht verändert. 2) die basischen Bi -Salze, namentlich $BiOCl$, lös. in HCl u. NO_2H , unlös. in Weine. (Unterschied von Sb -Verb.). 3) das Sulfat des Pb ($PbSO_4$). 4) die Cyanide (ausgenommen das $Hg(CN)_2$, weil über dasselbe bekannte $Cu(CN)_2$). Diese Cyanide werden, wie Salze von Ag , durch CNK in HCN und HCN zerlegt.

gegen	20. Silber	21. Quecksilber in der a. Oxydulreihe	b. Oxydreihe	22. Kupfer	23. Blei	24. Wismuth	25. Cadmium
Kali	graubraun, (Ag_2O), in NH_4OH lös.	schwarz, l. zersetzlich (Hg_2O).	gelb, HgO , b. man gelnd. Alkalibromath (bas. Verb.).	blau, $Cu(OH)_2$, b. Kochen mit Ueberschuss v. KOH schwarz (CuO).	weiss, $Pb(OH)_2$, in KOH löslich.	weiss, $Bi(OH)_3$, in KOH unl., n. Zus. v. $NaCl_2$ schwarz (Bi_2O_3).	weiss, $Cd(OH)_2$, in KOH unl.
Ammoniak	graubraun, (Ag_2O), in NH_4OH lös.	schwarz (Amid).	weiss (Amid).	blau, $Cu(OH)_2$, in NH_4OH tiefblau löslich.	weiss, $Pb(OH)_2$, in NH_4OH unl.	weiss, $Bi(OH)_3$, in NH_4OH unl.	weiss, $Cd(OH)_2$, in NH_4OH lös.
Natriumcarbonat	grau, lös. in NH_4OH .	schwarz (direct od nach d. Kochen).	braunroth.	blau (basisch Salz, lös. in NH_4OH).	weiss (bas. Salz).	weiss, (basisch. Salz).	weiss.
Natriumsulfat	—	weiss.	—	—	weiss, löslich in KOH .	—	—
Natriumphosphat	gelb, lös. in NO_2H und in NH_4OH .	weiss.	weiss [$a.Hg(NO_3)_2$ Lös.; aus $HgCl_2$ Lös. kein N.].	blauweiss, in viel Cu -Salz löslich.	weiss, in NO_2H löslich.	weiss, in HCl löslich.	weiss, in Cd -Salz löslich.
Kaliumchromat	braunroth, lös. in NO_2H u. in NH_4OH .	roth (giebt b. Glüh. Cr_2O_3).	rothgelb (in conc. Lösung).	bräunlichroth in NH_4OH leicht löslich.	gelb, lös. i. KOH , unl. in Essigsäure, b. Erw. NO_2H .	—	—
Kaliumchlorid (od. HCl)	weiss, in Säuren unlös., lös. in NH_4OH , CNK , SO_3Na_2 , wird am Licht violett, schmilzt unzerlegt.	weiss, $HgCl$ unl., in Säuren wird b. Kochen mit HCl lös., $HgCl_2$ durch NH_4OH schwarz.	weiss, $HgCl$ unl., in Säuren wird b. Kochen mit HCl lös., $HgCl_2$ durch NH_4OH schwarz.	kein N. — Nach Zusatz v. einem Reducionsmittel (SO_3 , $SnCl_2$, ...) entsteht $CuCl$, weiss lös. in HCl .	weiss, i. heissem H_2O lös., kry. stallirt daraus in Nadeln.	—	—
Kaliumjodid	gelb, in Säuren unlös., in NH_4OH schwer löslich, lös. in CNK u. SO_3Na_2 .	grün (Jodür-Jodid), lös. in JK .	roth, HgJ_2 , lös. in JK u. in $HgCl_2$.	Ausscheid. v. J bei Gegenwart von Reducionsmitteln N. v. Cu , weiss.	gelb, in heissem H_2O löslich, in JK leicht löslich.	—	—
Kaliumcyanid	weiss, in NO_2H schwer lös., lös. in CNK u. in NH_4OH , giebt b. Glühen $(CN)_2$ + Ag .	grau, $Ag(CN)_2$.	—	gelbgrün [$Cu_2(CN)_2$], lös. in CNK , SH_2 fällt aus d. Lösung kein CuS .	weiss, unlös. in CNK , löslich in HCl .	weiss, unlös. in CNK , SH_2 fällt aus d. Lös. CdS .	weiss, löslich in CNK , SH_2 fällt aus d. Lös. CdS .
Rhodankalium	weiss, unlös. in NO_2H , schwer lös. in NH_4OH .	weiss, verbrennt u. stark. Aufblähung.	—	braunroth (selbst in sehr verdünnter Lösung).	weiss.	—	—
Ferrocyankalium	weiss, in NH_4OH unlös.	weiss, gallertartig.	weiss, mit der Zeit blau.	gelbgrün, in HCl unlös.	weiss.	weiss, in HCl unlöslich.	gelbweiss, i. HCl löslich.
Ferricyankalium	rothbraun.	braun.	—	—	—	gelbweiss, i. HCl unlöslich.	gelb, in HCl lös.
Schwefelwasserstoff	schwarz Ag_2S , in NO_2H löslich.	gleichschwarz (HgS + Hg).	erst weiss, dann orange, b. Uebersch. von SH_2 schwarz (HgS), unlös. in NO_2H , lös. in K_2S -Lösungswasser und in (KSH + KOH).	schwarz CuS , löslich in CNK , unlös. in SO_4H_2 , etwas lös. in $S(NH_4)_2$ oxyd. sich (feucht) leicht an der Luft (zu $CuSO_4$).	schwarz PbS , lös. in verd. NO_2H , v. conc. NO_2H , SO_4H_2 , Pb verwandelt.	braunschwarz, Bi_2S_3 , in NO_2H löslich.	gelb, CdS , unlös. in CNK , lös. in SO_4H_2 und in NO_2H .
	Die farblosen Salze schwächen sich am Licht (Ag-Auscheidung); fast alle lösen sich leicht in NH_4OH ; SO_3Na_2 reducirt aus ihnen Ag ; Cu überzieht sich in der Lösung mit (nicht flüchtigem) metallischem Ag .	Die Lös. Salze reagiren sauer, gehen mit H_2O leicht in unlös. (basische) über, durch Kochen mit NO_2H in Oxydsalze. Bedeckung mit Hg ab (grau). Mit trockenem CO_2 , N_2 gesaugt u. erhitzt, zersetzen sich alle Hg -Verb. unter Abscheidung von Hg (das mit Jod-Ämphen gelb wird). In Hg -Salzlösungen überzieht sich Cu mit (beim Erhitzen flüchtigen) met. Hg .	Die H_2O -freien Salze sind weiss, die H_2O -haltigen blau. Lös. röthlen Laccmus Organ. Subst. (Traubenzuck. Weiss.) hindern die Fällung des Cu (z. B. durch KOH ; beim Kochen fällt dann roth Zn_2O_3) — Fe scheidet mit Cu ab. Die Flamme wird v. d. Veilblau od. grün gefärbt, d. Boraxperle in der Oxydflamme blau, in d. Reducionsflamme roth.	Salze meist farblos, die H_2O -haltigen blau, röthlen Laccmus, zersetzen sich (ausser den Haloidverb.) beim Glühen. H_2O setzt sie unter Bildung von unl. bas. Soda auf. Mit Soda auf erhitzt geben sie (weiche) Metallkorn und gelben Beschlag.	Salze meist farblos, röthlen Laccmus, zersetzen sich (ausser den Haloidverb.) beim Glühen. H_2O setzt sie unter Bildung von unl. bas. Soda auf. Mit Soda auf erhitzt geben sie (weiche) Metallkorn und gelben Beschlag.	Salze meist farblos, röthlen Laccmus, zersetzen sich (ausser den Haloidverb.) beim Glühen. H_2O setzt sie unter Bildung von unl. bas. Soda auf. Mit Soda auf erhitzt geben sie (weiche) Metallkorn und gelben Beschlag.	Salze meist farblos, röthlen Laccmus, zersetzen sich (ausser den Haloidverb.) beim Glühen. H_2O setzt sie unter Bildung von unl. bas. Soda auf. Mit Soda auf erhitzt geben sie (weiche) Metallkorn und gelben Beschlag.

Gruppe VII.

Taf. VII.

26. **Wasserstoff.** $H=1$. Gasförmig, farblos, geruchlos, das leichteste Element (14,435 mal leichter als Luft), wenig lösl. in H_2O ; leicht entzündlich, verbrennt mit O zu Wasser. Gemenge von Wasserstoff mit O oder mit Cl sind sehr explosiv (Knallgas); er reducirt in der Glühhitze viele Metalloxyde. — Vorkommen: Hauptsächlich im Wasser, H_2O . — Wasserstoffsuperoxyd, H_2O_2 ; entsteht z. B. b. Uebergessen von BaO_2 mit verd. Säuren) ist ein unbeständiger Körper, der leicht O abgibt. Cr_2O_3 , K_2O , K_2O_2 geben, mit ihm zusammengebracht, eine Verbindung (CrO_4H_2), die sich mit intensiv blauer Farbe in Aether löst. Bei Gegenw. v. SO_4H_2 entfärbt H_2O_2 Kaliumpermanganat.

27. **Fluor.** $Fl=19$. In freiem Zustande nicht bekannt. — Vorkommen: im Flussspath (Fl_2Ca), im Kryolith ($AlFl_3+3NaFl$), in den Knochen.

28. **Chlor.** $Cl=35,37$. Gelblich grünes, erstickend riechendes Gas, verdichtbar, nicht brennbar, sp. Gew. 2,44; Wasser löst gegen 2 Vol. (Chlorwasser, zersetzt sich am Licht unter O -Entw., krystallisirt bei niedriger Temp.). Cl hat grosse Verwandtschaft zu H und den Metallen (verwandelt Hg sofort in $HgCl_2$); es bleicht Pflanzenfarben (entfärbt Indigoles), wirkt stark oxydierend, daher zerstörend auf organ. Gebilde (Desinfectionsmittel), macht Jod aus JK frei, giebt im Uebrigen alle Reactionen der HCl . — Vorkommen: nie in freiem Zustand; in grösster Menge als $NaCl$ (Steinsalz, Kochsalz, im Meerwasser), als KCl , $MgCl_2$ u. s. w.

29. **Brom.** $Br=79,75$. Braunrothe, sehr flüchtige Flüssigkeit von starkem, reizendem Geruch, bei niedriger Temp. (-20° — -25°) fest. Siedep. 63° , sp. Gew. 3,19. In Chloroform und in CS_2 ist es mit rothbrauner Farbe leicht löslich, lösl. in etwa 30 Th. H_2O . Wirkt, wie Chlor, oxydierend und bleichend, färbt Stärke gelb. — Vorkommen: nicht in freiem Zustand; gebunden an K , Na , Mg u. s. f. (im Meerwasser, in Salzquellen.)

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 verdunstet sich dann mit violetter Dampf (Siedep. gegen 200°). In Chloroform und in CS_2 ist es mit violetter, in Aether, Alkohol, Jodkaliumlös. mit brauner 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 reducierend wirkenden Agentien (SO_2 , SH_2 , $S_2O_3Na_2$ u. s. f.) dauernd. J verbindet sich mit Cl zu JCl u. JCl_4 ; mit einem Ueberschuss von Cl wird, bei Gegenw. von H_2O , JO_2H gebildet, welche Stärke nicht blau färbt. JO_2H entsteht auch b. Behandeln von J mit NO_2H . Mit NH_4OH übergossen giebt J explosiblen J_2N . Im sonstigen Verhalten ähnelt J dem Cl u. Br , zeigt aber schwächere Verwandtschaft zu den Metallen. — Vorkommen: nicht in freiem Zustand; an Alkalien gebunden in Mineralquellen, im Meerwasser, Chlorsalpeten, in Seetangen, aus deren Asche (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 (Salzbildner) zusammen. Alle vier zeichnen sich durch ihre Verwandtschaft zu H und den Metallen aus, die Bindekraft der einzelnen Halogene derselben Element gegenüber ist aber nicht gleich gross, sondern steht in den O -freien Verbindungen in umgekehrtem Verhältniss zu ihrem Atomgewicht, d. h. Fl ist am festesten, J am löstesten in seinen Verbindungen gekettet (so sind z. B. FlH u. ClH sehr beständige Verb., JH zersetzt sich freiwillig; conc. SO_4H_2 greift FlH u. ClH gar nicht an, BrH wird zum Theil, JH leicht 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 directe Vereinigung der Elemente dargestellt werden können. — Cl , Br , J bilden auch O -haltige, einbas. Säuren (vom Fl sind keine O -Verbind. bekannt), nämlich das Chlor: $ClOH$, ClO_2H , ClO_3H , ClO_4H , und die Anhydride Cl_2O , Cl_2O_2 , Cl_2O_3 , Cl_2O_4 (beide nur in wässriger Lösung und in Salzen. die Verb. BrO_2H , BrO_3H , u. d. zugehörigen Anhydride gar nicht bekannt). Das Jod: JO_2H , JO_3H und das Anhydrid J_2O_5 (JO_2H u. JO_3H unbekannt). Alle diese O -Verbindungen zerfallen leicht und haben daher vorzügliche oxydierende Kraft, die Jodverbindungen sind in diesem Fall die beständigsten.

Nur das Jod bildet ein Salz, welches eine Uebersäure bildet, die die wichtigsten Eigenschaften des Jodsäures hat.

a. Fluorwasserstoffsäure, FlH .

Farbloses, stark rauchendes, die Athmungsorgane aufs Heftigste angreifendes Gas, unter $+20^\circ$ flüssig, sehr lösl. in H_2O ; die wässr. Lös. wirkt stark ätzend, greift fast alle Elemente u. Stoffe, namentlich auch Kieselsäure (Glas) heftig an. Pb wird wenig, Pt , Au , Kautschuk gar nicht durch FlH afficirt. Mit den Alkalien bildet sie lösl., mit den alkal. Erden unlösl. farblose Salze. In den wässrigen Lösungen der ersten bilden Niederschläge:

Baryumchlorid: weiss, $BaFl_2$, lösl. in HCl u. in NO_3H .

Calciumchlorid: gallertartig, $CaFl_2$, die Abscheid. wird nach Zus. von NH_4OH od. durch Kochen vollständiger.

Bleiacetat: weiss, lösl. in NO_3H .

Mercuronitrat: gelblich, in überschüssigem $HgNO_3$ lösl.

Silbernitrat giebt keinen N. — conc. SO_4H_2 macht aus allen Salzen FlH frei (erkennbar an d. Fähigkeit Glas zu ätzen), bei Gegenw. von Glas (od. sonstiger Kieselsäure-Verb.) $SiFl_4$ (zersetzt sich mit H_2O unter Abscheidung von Kieselsäuregallert; s. u. Si).

Chlorwasserstoffsäure, HCl .	Unterechlorige Säure, $ClOH$.	Chlorige Säure, ClO_2H .	Chlorsäure, ClO_3H .	Uebersäure, ClO_4H .
-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------	---------------------------	---------------------------