

Gruppe VII.

Taf. VII.

26. **Wasserstoff.** $H = I$. Gasförmig, farblos, geruchlos, das leichteste Element (14,435mal 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 reducirt in der Glühhitze viele Metalloxyde. — Vorkommen: Hauptächlich im Wasser, H_2O . — Wasserstoffperoxyd, H_2O_2 , entsteht z. B. b. Uebergießen von BaO_2 mit verd. Säuren) ist ein unbeständiger Körper, der leicht O -abgibt, Cr_2O_3 , K_2O , SO_2 , H_2 geben, mit ihm zusammengebrannt, 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 Flusspath (Fl_2Co), im Kryolith ($AlF_3 + 3NaF$), 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., krystallisiert bei niedriger Temp.). Cl hat grosse Verwandtschaft zu H und den Metallen (Verwandelung Hg sofort in $HgCl_2$); es bleicht Pflanzenfarben (entfärbt Indigo), 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 Zustande; in grösser 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. ($-20^\circ - 25^\circ$) 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 Zustande; 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 violettem 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 reducirend wirkenden Agentien (SO_2 , SH_2 , S_2O_3Na , u. s. f.) dauernd. J verbindet sich mit Cl zu JCl u. JCl_2 ; mit einem Ueberschuss von Cl wird, bei Gegenw. von H_2O , JO_2 , JO_3H 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 Zustande; an Alkalien gebunden in Mineralquellen, im Meerwasser, Chilisalpeter, 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 Bindungskraft der einzelnen Halogene demselben Element gegenüber ist aber nicht gleich gross, sondern steht in den O -freien Verbindungen in umgekehrtem Verhältnisse zu ihrem Atomgewicht, d. h. Fl ist am festesten, J am losesten in seinen Verbindungen gekettet (so sind z. B. FlH u. ClH sehr beständige Verb., JH zersetzt sich freiwillig; conc. SO_2H_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 (Halogenwasserstoffe): 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 , ClO_5H und die Anhydride Cl_2O , Cl_2O_2 , Cl_2O_3 , Cl_2O_4 , Cl_2O_5 , u. d. zugehörigen Anhydride gar nicht bekannt). Das **Brom**: $BrOH$, Br_2O_2H (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 , JO_4H und das Anhydrid J_2O_5 (JOH u. JO_2H unbekannt). Alle diese O -Verbindungen zerfallen leicht und haben daher vorzügliche oxydirende Kraft, die Jodverbindungen sind in diesem Fall die beständigsten.

31. **Fluorwasserstoffsäure, FlH .** Farblos, stark rauchendes, die Athmungsorgane auf's Heftigste angreifendes Gas, unter $+20^\circ$ flüssig, sehr löslich in H_2O ; die wäss. Lös. wirkt stark ätzend, greift fast alle Elemente u. Stoffe, namentlich auch Kieselsäure (Glas) heftig an. Ph wird wenig, Pt , Au , Kautschuk gar nicht durch FlH afficirt. Mit dem Alkalium bildet sie löslich, mit dem alk. Erden unlöslich, farblose Salze. In den wässrigen Lösungen der ersteren bilden Niederschläge: **Baryumchlorid**: weiss, $BaFl_2$, löslich in HCl u. in NO_2H . **Calciumchlorid**: gallertartig, $CaFl_2$, die Abscheid. wird nach Zus. von NH_4OH od. durch Kochen vollständiger. **Bleiacetat**: weiss, löslich in NO_2H . **Mercuronitrat**: gelblich, in überschüssigem $HgNO_3$ löslich. **Silbernitrat** giebt keinen N. — conc. SO_2H_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).

a. Fluorwasserstoffsäure, FlH .

Farblos, stark rauchendes, die Athmungsorgane auf's Heftigste angreifendes Gas, unter $+20^\circ$ flüssig, sehr löslich in H_2O ; die wäss. Lös. wirkt stark ätzend, greift fast alle Elemente u. Stoffe, namentlich auch Kieselsäure (Glas) heftig an. Ph wird wenig, Pt , Au , Kautschuk gar nicht durch FlH afficirt. Mit dem Alkalium bildet sie löslich, mit dem alk. Erden unlöslich, farblose Salze. In den wässrigen Lösungen der ersteren bilden Niederschläge:

Baryumchlorid: weiss, $BaFl_2$, löslich in HCl u. in NO_2H .
Calciumchlorid: gallertartig, $CaFl_2$, die Abscheid. wird nach Zus. von NH_4OH od. durch Kochen vollständiger.
Bleiacetat: weiss, löslich in NO_2H .
Mercuronitrat: gelblich, in überschüssigem $HgNO_3$ löslich.

Silbernitrat giebt keinen N. — conc. SO_2H_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 .	Ueberschlorsäure, ClO_4H .
Silbernitrat	Farblos, stechend riechendes, an der Luft stark rauchendes Gas, sehr löslich in H_2O (900 Vol. bei 0°). Löst viele Metalle (Fe , Zn , Su unter H -Entw.) und die meisten Metalloxyde. Superoxyde der schweren Metalle u. NO_2H liefern mit ihr erwärmte Cl ; sie treibt CO_2 aus deren Salzen aus. Die meisten ihrer Salze (Chloride) sind löslich in H_2O .	D. Hydrat ist nur in wässr. Lös., bekannt. D. Anhydrid, Cl_2O , ist ein rötlich gelbes, dem Cl ähnlich riechendes, explosibles Gas; es löst sich in H_2O , die Lös. zerfällt am Licht (in Cl_2H , Cl , H_2O). Kräftiges Oxyd.-Mittel (schmelzt aus Fe -Salzen b. Kochen PhO_2 ab). — Die (nur in Verb. mit Chloriden bekannten) Alkalisalze sind leicht löslich in H_2O .	D. Hydrat nur in wässr. Lös., bekannt. D. Anhydrid, Cl_2O_2 , grüngelbes, sehr stechend riechendes, bei starker Abkühlung zu sehr explosibler Flüssigkeit verdichtbares Gas; löst sich mit tief gelber Farbe in H_2O . Die Salze zerfallen leicht in chlorsaurer Salze und Chlorometall.	Nur in wässriger Lös. bekannt. D. Salze sind in H_2O löslich, enthalten b. Glühen O (indem sie zuerst in überchlors. Salze, dann in Chlorometall übergehen). Versetzen b. Erhitzen auf Kohle, erplodiren heftig b. Erhitzen mit CNS od. Schwefel.	An d. Luft rauchendes, gelbliche Flüssigkeit, die in Berührung mit C od. Papier u. beim Aufbewahren heftig erplodirt. — D. wässrige Lös. ($ClO_3H + H_2O$) ist eine beständige, ölige, bei 90° siedende Flüssigkeit. — Das K -Salz ist schwer löslich in H_2O (in 88 Th. b. 25°), die anderen Salze leicht löslich; alle geben b. Erhitzen O .
Mercuronitrat	weiss, $AgCl$, b. Erwärm. küssig, eig. s. Ag. 20.	weiss, ($AgCl$)	weiss, in viel H_2O u. in NO_2H löslich.	—	—
Bleinitrat	weiss, $HgCl_2$ wird durch NH_4OH schwarz.	weiss, ($HgCl_2$)	weiss, in heissem H_2O löslich.	—	—
Chlorwasserstoffsäure	weiss, $PbCl_2$, löslich in heissem H_2O .	weiss, $PbCl_2$, b. Kochen braun; PbO_2 .	bei Gegenw. v. freier ClO_2H gelb; $Pb(ClO_2)_2$.	—	—
conc. Schwefelsäure	—	Chlor wird frei.	—	b. Erwärm. wird Chlor frei.	—
Indigolösung	macht HCl frei (b. Gegenw. v. MnO_2 ; Chlor; Cr_2O_3 , K_2 ; CrO_2Cl_2).	Chlor wird frei.	gelbgrünes Gas.	Bildung v. dunkelbraunem, b. Erwärmen stark explosivem ClO_2 .	—
	keine Veränderung.	bleicht, auch in alk. Lös.	bleicht (auch nach Zus. von As_2O_3).	in neutr. u. alk. Lös. keine Veränd.; bleicht aber n. Zus. v. SO_2 od. conc. HCl .	keine Veränderung.

	Bromwasserstoffsäure, HBr .	Bromsäure, BrO_3H .	Jodwasserstoffsäure, JH .	Jodsäure, JO_3H .	Ueberschlorsäure, JO_4H .
Silbernitrat	Der ClH in Eigenschaften u. Salzen sehr ähnlich, Cl macht aus letzterem Br frei.	Nur in wässriger Lösung bekannt, die sich bei 100° od. mit HCl unter Br -Abscheid. zersetzt. Die Salze sind meist löslicher als die der Chlorsäure, sonst letzteren im Verhalten ähnlich.	Der ClH u. BrH ähnlich, wässrige Lös. färbt sich schnell (durch J -Abscheid.) braun. Die Salze zerfallen dem Chloriden u. Bromiden ähnlich; Cl , Br , H_2O u. nicht. Oxydant. den N machen aus ihrem Jod frei. CaJ u. PbJ_2 sind in H_2O ganz unlöslich.	Farblos, in H_2O löslich. Krystall. bei $200^\circ J$ b. höherer Temp. $J + O$; ebenso zers. sich d. Salze b. Glühen in JH u. O . Bildet leicht saure Salze. Die Salze sind in H_2O löslich, die Basen schwerer löslich. — Die Salze verplühen b. Erhitzen auf C ; reduc. Agentien (SO_2 , F_2) machen J frei, ebenso HCl b. Gegenw. eines löslichen Jodides.	Weisse krystall. Masse, glebt bei $190^\circ 0$ ab (u. glebt J_2O_5), zerfällt schliesslich ganz in J und O . Die Salze werden b. Glühen zersetzt (und gehen vor vollständigem Zerfall oft in basische über); auf Kohle schmilzt verpuffen sie.
Mercuronitrat	gelbliches, $AgBr$, unlöslich in NO_2H , schwer löslich in NH_4OH , leicht löslich in CNS .	weiss, in NO_2H fast unlöslich; in NH_4OH löslich; aus d. Lös. durch NO_2H nicht sof. wieder gefällt.	gelb, AgJ , unlöslich in NO_2H , sehr schwer löslich in NH_4OH , löslich in CNS .	weiss, JO_2Ag , wenig löslich in NO_2H , löslich in NH_4OH ; aus d. Lös. d. SO_2 als AgJ gefällt.	braun, in NO_2H löslich, balt sich b. Erwärmen und wird schwarz.
Mercurichlorid	gelblich weiss, $HgBr$, unlöslich in verd. NO_2H , löslich in HCl .	weiss, unlöslich in NO_2H , löslich in HCl .	grün-gelb, löslich in JK .	weiss, löslich in HCl ; wird durch KOH schwarz.	gelb, in NO_2H löslich.
Bleinitrat	weiss, $PbBr_2$, schwer löslich in H_2O , löslich in NO_2H .	nur in conc. Lös., zersetzt N.	roth, Hg_2J_2 , löslich in JK u. in $HgCl_2$.	—	—
conc. Schwefelsäure	macht HBr u. Br frei.	Br wird frei.	gelb, PbJ_2 , löslich in heissem H_2O .	weiss, unlöslich in H_2O .	weiss, in NO_2H löslich.
			J wird frei.	keine Veränd.; nach Zus. v. kryst. $FeSO_4$ Abscheid. v. J .	keine Jod-Abscheidung.

Gruppe VIII.

Taf. VIII.

31. Sauerstoff. O = 15.96. Gasförmig, farblos, geruchlos, sp. Gew. 1,1057, etwas löslich in H_2O , wird von pyrogallussäurem Kalium, heissem met. Ca , feuchtem P u. v. verschiedenen Oxydantien (z. B. denen d. Cu u. Fe) absorbiert, verbindet sich mit NO direct zu N_2O_2 , unterhält lebhaft die Verbrennung. — Vorkommen: Das verbreitetste Element. Wasser enthält davon 88,67 % Luft etwa 21 %; 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 Modification des O (in welche sich dieser verwandelt u. a. unter dem Einfluss der Electricität, bei langamer Oxyd. des P , schneller Verdunstung u. s. f.). Ozon ist ein farbloses, eigenthümlich riechendes Gas, greift in concentrirtem Zustand die Schleimhäute an, wirkt stärker oxydierend als O , macht J aus JK frei, bleicht Indigo, gelbt, über 250° erhitzt, wieder in gewöhnlichem O über.

32. Schwefel. S = 31.98. Existirt in verschiedenen allotropen Zuständen. Der gewöhnliche S (1. Modification) ist geruchlos, spröde, gelb, krystallirt in rhombischen Octaedern, sp. Gew. 2,06, ist unlöslich in H_2O , leicht löslich in CS_2 , schmilzt bei 114° zu einer gelben, beweglichen Flüssigkeit, die beim Erkalten zu langen Monoklinen, in CS_2 löslichen Prismen (2. Modif.) erstarrt, welche sich allmählich in kleine rhombische 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 rothbraune, 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 Siedepunkt des S liegt bei 440° ; sein rothbrauner Dampf verlichtet sich bei schnellem Abkühlen zu lockerem gelben Pulver (*Schwefelblumen*). Aus Polysulfiden kann man den Schwefel als sehr fein vertheiltes weisses Pulver fallen (*Schwefelmilch*). Alle Modificationen des S sind leicht mit blauer Flamme brennbar und liefern dabei SO_2 . — Vorkommen: Verbreitet. Als freier S und SO_2 (Producte vulkanischer Thätigkeit); als SH_2 , Fäulnis-Product S-haltiger organ. Substanz (des Eiweisses). In vielen Schwefelmetallen (*Sulfiden*, od. s. g. Kiesen, Glanzen, Blendern) z. B. Schwefelkies (FeS_2); Bleiglanz (PbS); Zinkblende (ZnS); Zinnor (Hgs); Graupiesglanz (Sb $_2$ S $_3$); Realgar (As_2S_3); Kupferkies ($CuFeS_2$) u. s. w. In schwefelsauren Salzen (*Sulfaten*) z. B. Schwefelsäure ($SO_4Na_2 + 10aq$); Glaubersalz ($SO_4Na_2 + 10aq$) u. s. f.

Sauerstoff und Schwefel weisen beziehungsmässig Verwandtschaft zu den Metallen u. verbinden sich mit den meisten derselben direct. In vielen Verbindungen wechselseitig vertreten, beide haben grosse Verwandtschaft zu den Metallen u. verbinden sich mit d. meisten Metalloiden. Der O liefert dabei die Oxyde, der S die ganz analog zusammengesetzten Sulfide. Beide Elemente verbinden sich auch mit d. 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_2H , HCl u. ClO_2K , Königsw., Zusammenschmelzen m. $NO_2K + CO_2Na_2$) in SO_4H_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 b. 15°), die Lös. röhrt Lacmusf. u. zerfällt sich allmählich u. d. Luft u. Abscheid. v. S . Oxydierend wirkende Agentien (u. a. J -Lös., Ferrisäure, Chromsäure), ebenso wie conc. SO_4H_2 zerlegen den SH_2 gleichfalls unter S-Ausscheidung. Unter bestimmten Bedingungen (Zersetzung v. *Perisulfiden* mit HCl) lassen sich Wasserstoffpersulfide gewinnen: S_2H_2 , S_3H_2 u. s. f., gelbe, stinkende, sehr zersetzliche Oele.

Der SH_2 giebt zwei Reihen von Salzen, saure (*Sulphydrate*) u. neutrale (*Sulfide*). Die Salze mit Alkalien (z. B. KHS , K_2S , NH_4SH , $(NH_4)_2S$) u. alkal. 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. *Bleisalze*, welche schon v. den kleinsten Mengen SH_2 braun, von grösseren schwarz gefärbt werden. Lösliche SH_2 -Verb. erkennt man daran, dass sie auf blankem 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 , MnS , ZnS) werden d. HCl unter SH_2 -Entw. zerlegt. Die in H_2O löslichen Salze nehmen beim Digeriren mit Schwefel S auf und liefern Polysulfide, welche auch als Salze der Wasserstoffpersulfide aufgefasst werden können. Die Alkalipolysulfide (die Ammoniumverbind. $S_2(NH_4)_2$, $S_3(NH_4)_3$ u. s. f. mehrfach od. gelbes Schwefelammonium genannt) sind meist gelb gefärbt u. unterscheiden sich von den entsprechenden Sulfiden ferner dadurch, dass sie durch Säuren unter Entwicklung von SH_2 und gleichzeitiger Abscheidung von S (Schwefelmilch) zerlegt werden.

Alle in H_2O löslichen SH_2 -Verb. mit abweichender SH_2 -Löslichkeit, z. B. SO_4H_2 , SO_3H_2 , SO_2H_2 , SOH_2 , SOH_2 u. s. f., sind nur in wässriger Lös. bekannt, es zerfällt schon b. Erwärmen in H_2O u. Schwefelwasserstoff-Anhydrid, SO_2 , farblos, sehr erstickend riechendes, zum Husten reizendes, bei -10° verdichtb. Gas von spec. Gew. 2,21. Es verbindet sich mit PbO_2 direct zu $PbSO_4$, ist leicht löslich in H_2O (1 Vol. H_2O löst b. 0° 80 Vol.), die wässr. Lös. reagirt stark sauer. Die schweflige Säure nimmt leicht O auf (unter Verwandel. in SO_4H_2), wirkt also stark reducierend (MnO_2K wird entfärbt, Chromsäure in Cr_2O_3 , Ferrisalze in Ferrosalze verwandelt u. s. w.), auch bleichend und flusswidrig. Mit Zn und HCl liefert sie SH_2 , mit $SnCl_2$ und HCl erwärmt SnS_2 .

Von den Salzen der schwefl. Säure (*Sulfiten*) sind die der Alkalimetalle in H_2O löslich, die der schweren Metalle meist unlöslich. Durch Reduction der schwefligen Säure mittelst Zn erhält man eine sauerstoffarme Säure, die Hydrochschweflige Säure, SO_2H_2 (noch wenig bekannt), welche sich d. besonders energisches Reducationsvermögen auszeichnet; Indigo wird durch Auflösl. ders. sofort entfärbt. Schwefelsäure: Das Anhydrid, SO_3 , bildet weisse, bei 16° schmelzende, bei 46° siedende Nadeln, die leicht in eine über 50° schmelzende Modification übergehen. Schwefel löst sich darin zu blau-grünem S_2O_3 . Das SO_3 raucht stark in der Luft, zieht mit grosser Begierde Feuchtigkeit an und löst sich in H_2O mit explosionsartiger Heftigkeit zu SO_4H_2 .

Schwefelsäurehydrat, SO_4H_2 , ist eine farblose bei $10,5^\circ$ erstarrende Flüssigkeit von 1,840 sp. Gew. bei 15° , giebt beim starken Erhitzen z. Th. SO_3 ab und siedet bei 333° . SO_4H_2 absorbiert begierig H_2O u. mischt sich mit H_2O unter Erhitzung. $SO_4H_2 + 10H_2O$ bildet bei $7,5^\circ$ schmelzende Krystalle. Auch anderen Substanzen entzieht die Schwefelsäure Wasser, organischen Stoffen (z. B. Zucker) oft unter Verkohlung. Die meisten Metalle werden von Schwefelsäure gelöst (ausgenommen As u. P), entweder von verdünnter unter H -Entwicklung, oder von concentrirter heisser unter SO_2 -Entwicklung. Die Salze der Schwefelsäure (*Sulfate*) sind meist in H_2O löslich.

Pyroschwefelsäure, $S_2O_7H_2$, (rauchende Schwefelsäure, Nordhäuser Vitriol) entsteht durch Vereinigung von SO_3 mit SO_4H_2 und ist eine stark rauchende, bei 35° zu öligem Flüssigkeit schmelzende Krystallmasse, welche beim Erwärmen SO_3 abgiebt. Polythionsäuren: Unterschweiflige-(Dithionige)-Säure, $S_2O_4H_2$; Unterschweiflige-(Trithionige)-Säure, $S_3O_4H_2$; Trithionsäure, $S_3O_4H_2$; Tetrathionsäure, $S_4O_4H_2$; sind weder in freiem Zustande noch als Anhydride, sondern nur in ihren Salzen, z. Th. auch in wässr. Lös., bekannt.

Vergleichende Reactionen der O-haltigen Säuren des Schwefels

gegen	Schweflige Säure SO_2H_2	Schwefelsäure SO_4H_2	Unterschweiflige Säure $S_2O_4H_2$	Dithionsäure $S_2O_4H_2$	Trithionsäure $S_3O_4H_2$	Tetrathionsäure $S_4O_4H_2$
Baryumchlorid	weiss, löslich in HCl	weiss, unlöslich in Säuren.	nur in conc. Lös. weiss.	—	—	—
Silbernitrat	weiss, SO_2 , Ag_2 zerfällt b. Kochen unter Schwärz. (in Ag_2 , SO_4 , Ag_2 , SO_2).	—	nach einiger Zeit u. b. Erhitzen schwarz.	—	weiss, schwärzt sich schnell.	gelb, beim Kochen schwarz.
Mercurichlorid	b. Kochen weiss ($HgCl$).	—	weiss, b. Erhitze schwarz.	—	weiss, schwärzt sich.	gelb, beim Kochen schwarz.
Mercuronitrat	grau (Hg).	weiss.	schwarz.	—	schwarz.	gelb, beim Kochen schwarz.
Bleiacetat	weiss.	weiss.	weiss, b. Erhitze schwarz; b. Ueberschd. unterschw. Salzes 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_4H_2 .	Abscheid. von S .	Abscheid. von S .
	Werden d. Salze m. Essigs. angendert u. m. SO_2 versetzt, dem Nitroprussidnatrium beige, gelb, so färbt sich d. Lös. sogleich roth oder nach dem Zusatz von Ferrocyankalium.		SO_4Na_2 löst $AgCl$, AgI , $HgCl$, SO_4Na_2 u. s. w. — Jodlös. werden davon unl. Bildung v. Tetra- thionsäure. — $FeCl_3$ Lös. wird sofort roth-weiß ge- färbt, d. Färb. verschw. bald.	Sämmtliche Salze sind löslich in Wasser, beim Kochen mit NO_2H entsteht aus allen SO_4H_2 (Beim- lungswieses Sulfat).	Mit Kupfer-Salzen ge- ben Trithionate beim Kochen schwarzen S .	Kupfer-Salze werden beim Kochen mit Te- trathionaten nicht od. nur langsam ver- färbt.