

## IV.

## Systematische Übersicht über die wichtigsten Elemente und Verbindungen.

### Sauerstoff.

§ 92. A. G. O = 16, B. G. = 16 (1,108 Lft.), M. G. O<sub>2</sub> = 32, zweiwertig. Gasförmig, bei -140° C. und 320 Atm. Druck farblose Flüssigkeit. Kritische Temperatur. Geringe Wasserlöslichkeit (Kiemenatmung). Bildet ca. 1/3 des Gewichts der Erde; frei als Bestandteil der Atmosphäre (20 Vol. % = 23 G. %); in chemischer Bindung Bestandteil der meisten Mineralien (Oxyde, Hydrate, Salze) sowie des Tier- und Pflanzenkörpers. Darstellung aus Quecksilberoxyd, chlorsaurem Kali, durch Elektrolyse. Alle Elemente mit Ausnahme des Fluors oxydierbar. Nomenklatur der Oxydationsstufen; elektrochemisches Verhalten der Oxyde der Metalle und Metalloide (§ 87). Verbrennung und Verwesung. Selbstentzündung poröser oxydabler Körper. Rasenbleiche. — Der tierische Atnungsprozeß eine langsame Verbrennung eines Teiles der Gewebe; Ursprung der tierischen Wärme und Arbeitsfähigkeit (§ 10, 75, 82). Atnung und Assimilation im Pflanzenreiche; Belichtung von grünen Pflanzenteilen in Sodawasser. Brennbarkeit des Sauerstoffs § 9. Priestley 1774, Scheele 1774. Die Phlogistontheorie und Lavoisiers Verdienst.

§ 93. Ozon, aktiver Sauerstoff O<sub>3</sub>, nur im Gemenge (5%) mit Sauerstoff bekannt; farbloses Gas von durchdringendem Geruch, die Schleimhäute stark reizend, giftig. Kräftigstes Oxydationsmittel; Verhalten zu Schwefelblei, Quecksilber, zu Schwefel, Schwefelwasserstoff und schwefliger Säure, zu Guajak tinktur. Zersetzung von Jodkalium (Volumverhältnisse!):



Ozonometer. Kondensation bei der Ozonbildung:  $3O_2 = 2O_3$ ; endothermische Reaktion; Zersetzung des Ozons beim Erhitzen.

Darstellung auf elektrischem Wege (am wirksamsten die stille Entladung) und durch Elektrolyse (sekundäres Anion). Oxydation von Phosphor, Zersetzung von dichromsaurem oder übermangansaurem Kali durch Schwefelsäure; ungerade Anzahl der Sauerstoffatome. Verhalten des Terpentinöles im Lichte (Korke!). Übertragung durch Hämoglobin, Platinmoir, Eisenoxydsulfate. Schönbein 1840.

### Wasserstoff.

§ 94. A. G. H = 1, B. G. = 1 (0,0693), M. G.  $H_2 = 2$ . 1 Normalliter wiegt 0,0896 g = 1 Krith; einwertig. Gasförmig, bei  $-140^\circ C.$  und 650 Atm. Druck stahlblaue Flüssigkeit; leichtester aller Körper. Diffusionsversuche; Grahams Gesetz. Vorsicht mit länger gefüllten Gasometern; Diffusion durch glühendes Eisen. In Wasser sehr wenig löslich. 1 kg H liefert beim Verbrennen 34 462 Großkalorien; Kalorimeter.  $(H_2) + (O) = (H_2O \text{ flüssig}) + 68,9 \text{ Cal.}$ ;  $(H_2) + (O) = (H_2O \text{ gasf.}) + 58,2 \text{ Cal.}$  Knallgasgebläse; vorzügliches Reduktionsmittel. — Frei in vulkanischen Gasen und manchen Meteorsteinen (Lenarto); Knister Salz von Wieliczka; natürliches Leuchtgas, Darmgase; bei Gärungs- und Fäulniserscheinungen; Atmosphäre der Sonne und der Fixsterne (Protuberanzen). Gebunden als  $\frac{1}{8}$  des vorhandenen Wassers, Bestandteil der Hydrate und fast aller organischen Verbindungen. Darstellung aus dem Wasser durch Kalium und Natrium, durch Elektrolyse von Salzlösungen oder verdünnten Säuren (Zersetzung derselben durch Zink oder Eisen). Reduktion des Wassers durch glühendes Eisen  $(3Fe_2 + 8H_2O = 2Fe_3O_4 + 8H_2)$  oder Chlor.

Starke Affinität zu Sauerstoff, Schwefel, den Halogenen; Kation bei der Elektrolyse. Starke Lichtbrechung ( $6\frac{1}{2}$  mal so stark als Luft); gute Wärmeleitung (Spiralenversuch), mit der Kompression wachsend; Legierungen mit Natrium und Palladium (s. diese). Wasserstoff wahrscheinlich der Dampf eines sehr flüchtigen Metalles. Paracelsus 1530.

§ 95. Wasserstoffoxyd, Wasser,  $H_2O = HOH$ . Wiederholung des bereits Bekannten. Absorption von Gasen; die Gasmenge wächst mit der Zunahme des Druckes und dem Sinken der Temperatur. 1 Vol. von  $0^\circ C.$  absorbiert bei jedem Drucke 1,8 Vol.

Kohlenäure; da das Gewicht des Volumens dem Drucke proportional wächst, so sind die absorbierten Gewichtsmengen dem Druck proportional. Versuch mit der Meterröhre. Darstellung von „Soda“wasser. Geologische Wichtigkeit der gelösten Kohlenäure. Trotz des indifferenten Charakters energische Umsetzung mit vielen Körpern. Saure und basische Oxide; Anhydride und Hydrate; Hydroxyde. — Verbrennungsprodukt organischer Stoffe; Atmungsprozeß der Tiere.

Untersuchung von Fluß- oder Quellwasser auf die gelösten Bestandteile. Freie Kohlenäure, saurer kohlenaurer Kalk, schwefelsaurer Kalk, Magnesiaalze, Kieselsäurehydrate. Wichtigkeit des Ammoniaks und der salpetersauren Salze, der leimartigen Stoffe sowie der Mikroorganismen. Hartes und weiches Wasser; vorübergehende und bleibende Härte; annähernde Bestimmung mit einer Seifenlösung. Kesselstein; Thermen und Mineralwässer.

§ 96. Wasserstoffsuperoxyd  $H_2O_2$ . Die konzentrierte wässerige Lösung ist eine syrupartige Flüssigkeit; schon bei Zimmertemperatur langsam in Wasser und Sauerstoff zerfallend; beim Erwärmen stürmische Zersetzung. Im verdünnten Zustande haltbarer. Gibt leicht Sauerstoff in statu nascendi ab, ätzt und bleicht. Oxydation von schwefliger Säure, Schwefelblei (Restauration alter Ölgemälde), Jodkalium, Chromsäure; Reduktion von Silberoxyd und Ozon (Platinmohr). Darstellung aus Bariumsuperoxyd und Kohlenäure ( $BaO_2 + H_2O + CO_2 = BaCO_3 + H_2O_2$ ) und Verdampfen des Wassers unter der Luftpumpe; durch Schütteln von Wasser und Luft mit amalgamierten Zinkspähnen; durch Elektrolyse der verdünnten Schwefelsäure (sekundäres Anion  $H_2O + 2O_2 = H_2O_2 + O_3$ ). Nachweis durch dichromsaures Kali und Äther oder durch Jodkaliumstärke (oder Guajaktinktur) und Eisenvitriol.  $HO.OH = \left. \begin{matrix} HO \\ H \end{matrix} \right\} O$ . Thénard 1818.

### Chlor.

§ 97. A. G.  $Cl = 35,5$ , B. G.  $= 35,5$  (2,46), M. G.  $Cl_2 = 71$ ; 1, 3, 4, 5 und 7wertig. Gasförmig (chloros = grünlich), bei  $-40^\circ$  und Atmosphärendruck oder bei  $0^\circ$  und 10 Atm. Druck dunkelgelbe Flüssigkeit vom sp. G. 1,38, mit Wasser nicht mischbar. 1 Vol. Wasser von  $10^\circ$  nimmt 2,5 Vol. Chlor auf; bei  $0^\circ$  sog. Chlorhydrat  $Cl_2 + 10H_2O$ . Elektrochemische Erklärung der

Substitution des Wasserstoffs durch Chlor ( $\text{CH}_4$ ). Energische Oxydationen durch Wasserzersehung (naszierenden Sauerstoff):  
 $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ . Bleichen von Lakmus und Indigo; Zerstörung organischer Verbindungen; Desinfektion.

Fast mit allen Elementen (ausgenommen O, N, C) bei gewöhnlicher Temperatur verbindbar; hohe Bildungswärmen. Chlorüre, Chloride, Superchloride. — Vorkommen: nur an Metalle gebunden (Kochsalz). — Darstellung aus Salzsäure und Braunstein § 49, vorteilhafter aus Kochsalz, Braunstein und Schwefelsäure:

$2\text{NaCl} + \text{MnO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .  
 Details dieses Prozesses. Deacons Prozeß. Scheele 1774.

§ 98. Chlorwasserstoff HCl (Berechnung des Volumengewichts). Gasförmig, bei  $-4^\circ$  und 26 Atm. Druck farblose Flüssigkeit. 1 Vol. Wasser von  $0^\circ$  C. absorbiert 405,2 Vol. Chlorwasserstoff (HCl gasf. = HCl flüchtig + 17,3 Cal.). Rauchende Salzsäure, sp. G. 1,21; rohe Salzsäure. Große Beständigkeit der Säure  $\text{HCl} + 8\text{H}_2\text{O}$ , sp. G. 1,1, S. P.  $110^\circ$  C. bei 760 mm Druck; 20% HCl. Destillation von rauchender und sehr verdünnter Salzsäure. Dissoziation des Salzsäuregases in der heißkalten Röhre. — Vulkanische Gase, Magenjaft. — Darstellung aus den Elementen § 15, aus Kochsalz (Darstellung im Großen) § 28. Basilus Valentinus 15. Jahrh.

§ 99. Chlor mit Wasserstoff und Sauerstoff. Die Oxyde des Chlors sämtlich endothermisch, daher nur indirekt (Gegenwart basischer Oxyde) darzustellen. Exothermische Zersehung; Vergleich mit der gespannten Feder. Durch Einleiten von Chlor in heiße konzentrierte Kalilauge erhält man chlorjaures Kali:

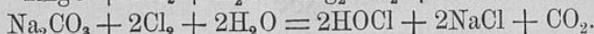
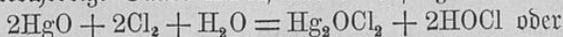


Leichte Trennung durch Krystallisation. Verhalten des Kaliumchlorates zu brennbaren Körpern; bengalisches Feuer. Sauerstoffdarstellung. Die Chlorjäure  $\text{HClO}_3 = \text{HO} \cdot \overset{\text{V}}{\text{ClO}_2}$  (aus chlorjaurem Baryt), unbeständige, sehr gefährliche Flüssigkeit; das Anhydrid  $\text{ClO}_2 \cdot \text{O} \cdot \text{ClO}_2$  unbekannt. Komplizierte Zersehung der chlorjauren Salze durch Salzsäure; die Endprodukte sind Chlormetall, Chlor und Wasser. — Beim Erhitzen auf  $352^\circ$  (Schmelzpunkt  $334^\circ$ ) erhält man Perchlorat:  $2\text{KClO}_3 = \text{KClO}_4 + \text{KCl} + \text{O}_2$ , welches bei stärkerem Erhitzen in KCl und  $2\text{O}_2$  zerfällt (Sauerstoffdarstellung).

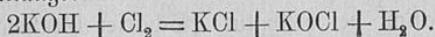
Die Überchlorjäure  $\text{HO} \cdot \overset{\text{VII}}{\text{ClO}_3}$  ist isolierbar. Chlorjaures Kali und

konzentrierte Schwefelsäure geben Chlordioxyd  $\text{ClO}_2$ , gelbes, explosives Gas. Chlorjaures Kali, Zucker und Schwefelsäure. Verbrennung von Phosphor unter Wasser.

Unterchlorige Säure  $\text{HOCl}$ , nur in Lösung bekannt:



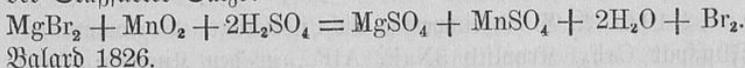
Kräftiges Oxydationsmittel; schwache Säure, die Salze (Hypochlorite) schon durch Kohlensäure zerlegbar. Zerlegung der unterchlorigen Säure durch Salzsäure in Wasser und Chlor. Kaliumhypochlorit wird gebildet beim Einleiten von Chlor in kalte verdünnte Kalilauge:



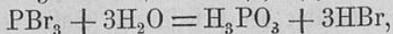
Bleichsalze, Chlorkalk. Das Anhydrid  $\text{Cl}_2\text{O}$  explosives Gas.

## Brom.

§ 100. A. G. Br = 80, V. G. = 80, (5,5), M. G.  $\text{Br}_2$  = 160, 1, 3, 5 und 7wertig. Rotbraune, fast schwarze Flüssigkeit; sp. G. 3,2, chlorähnlicher Geruch (bromos = Gestank), sehr ägend und giftig; unter  $-25^\circ$  fester Körper, ähnlich dem Jod. S. P.  $63^\circ$ ; gelbroter schwerer Dampf; doch schon bei gewöhnlicher Temperatur sehr flüchtig. 100 Tl. Wasser lösen bei  $15^\circ$  3,2 Tl. Brom; festes Bromhydrat. Orangefarbe der Schwefelkohlenstofflösung und der Stärkeverbindung. Diskussion der Affinitäten nach der Spannungsreihe. Vorkommen: an Metalle (Magnesium) gebunden, in Begleitung der Chloride. Darstellung aus den Mutterlaugen der Stassfurter Salze:



Bromwasserstoff  $\text{HBr}$ , schweres Gas ähnlich der Salzsäure, auch flüchtig und fest bekannt. Zerlegung der Bromide durch rauchende Salpetersäure und Chlor. Verhalten des Bromwasserstoffs zu Schwefelsäure:  $2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{Br}_2$ ; deshalb Darstellung des Gases aus Phosphorbromür:



der wässerigen Säure aus Bromwasser:  $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = 2\text{HBr} + \text{S}$ .  
— Verbrennen von Kalium im abgemessenen Volumen Bromwasserstoff: 1 Vol. Bromwasserstoff enthält  $\frac{1}{2}$  Vol. Wasserstoff.

1 Vol. Bromwasserstoff = 40,5 Gtle., ab  $\frac{1}{2}$  Vol. Wasserstoff = 0,5 Gtle., bleiben 40 Gtle. =  $\frac{1}{2}$  Vol. Bromdampf, daher die Formel HBr. — Chlorbrom BrCl.

### Jod.

§ 101. A. G. = 127. B. G. des Gases 127, M. G.  $J_2 = 254$ ; 1, 3, 5 und 7 wertig. Undurchsichtige, eisen-schwarze, metallglänzende, rhombische Blättchen, sp. G. 4,95, sehr weich, schon bei gewöhnlicher Temperatur vollständig flüchtig. Schm. P.  $113^\circ$ , S. P.  $200^\circ$ ; der Dampf tiefviolett (iosides = veilschenblau). Sublimation von Jod. Dissoziation bei Gelbglut. Scharfer Geschmack; die Haut bräunend; giftig. Wertvolles Heilmittel. Diskussion der Affinitäten nach der Spannungsreihe. Jod und Stärkemehl; Verbindung? Vorkommen: mit den Bromiden im Seewasser und den marinen Organismen (Seetang, Leberthran). Darstellung aus der Asche der Seepflanzen (Kelp, Varek); Zerlegung der jodhaltigen Mutterlaugen durch Chlor. Glasgow, Brest, Cherbourg. Courtois 1811.

Jodwasserstoff HJ. Geringe Beständigkeit der wässerigen Lösung, Braunfärbung durch Oxydation des Wasserstoffs. Jodwasserstoff als Reduktionsmittel. Zerlegung der Jodide durch Cl, Br,  $H_2SO_4$  und  $HNO_3$ .

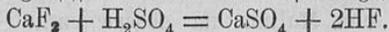
Jodsäure  $HJO_3$ , weiße Krystalle. Zerlegung von  $KClO_3$  durch Jod; Einleitung des Prozesses durch Salpetersäure;  $(J_2, O_5) = 34,5$  Cal.,  $(Cl_2, O_5) = 23,9$  Cal. Einfach Chlorjod JCl.

### Fluor.

§ 102. A. G. 19, einwertig, nicht öllierbar. Vorkommen als Flußpat  $CaF_2$ , Kryolith  $3NaF, AlF_3$ , in den Knochen (Zahn-schmelz) und manchen Pflanzenaschen. — Fluorwasserstoff, Flußsäure HF, koerzibles Gas, sehr ähnlich der Salzsäure, in Wasser sehr löslich. Die wasserfreie Säure (S. P.  $19^\circ, 4$ ) äußerst gefährliche Substanz. Auflösen von Kieselerde:



Ätzen von Glas; Analyse der kiesel-sauren Salze. Kautschukgefäße. Darstellung aus Flußpat in Blei- oder Platingefäßen:



Diskussion der Halogene F, Cl, Br, J.

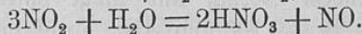
## Schwefel.

§ 103. A. G. S = 32. B. G. des Dampfes bei 500° 6,5 (Luft), also M. G. = 6,5 · 28,87 = 191,2 = S<sub>6</sub>, erst bei Gelbglut (B. G. = 2,216) normale Moleküle S<sub>2</sub> = 64. 2, 4 und 6wertig. Schm. P. 114,5°, S. P. 450°. Verhalten des flüssigen Schwefels. Schwefelblumen und Schwefelmilch. α-Schwefel, rhombische Pyramiden. Natürlicher Schwefel, Stangenschwefel, aus Schwefelkohlenstoff; sp. G. 2,06. β-Schwefel, bräunlichgelbe, durchsichtige, monokline Prismen, sp. G. 1,97, verwandelt sich schnell in ein Konglomerat von α-Kryställchen; löslich in Schwefelkohlenstoff. γ-Schwefel, amorph, sp. G. 1,95, unlöslich in Schwefelkohlenstoff (Schwefelblumen); bei 100° plötzlich in α-Schwefel übergehend. — Vorkommen: Gediegen und an Metalle gebunden (Kiese, Glanze, Blenden); als Sulfat (Gyps); Bestandteil der Eiweißkörper des Tier- und Pflanzenreiches. Gebrauch: Schwefelsäure, Schießpulver und Feuerwerkskörper, zum Räuchern, Vulkanisieren des Kautschuks, als Arzneimittel.

§ 104. Schweflige Säure, Schwefeldioxyd  $\text{SO}_2$ <sup>IV</sup>, farbloses Gas von erstickendem Geruch und lange haltendem Geschmack. Feuerlöschmittel. Bei -10° und Atm. Druck farblose Flüssigkeit, sp. G. 1,5, bei -75° erstarrend. 1 l Wasser von 15° löst 43,5 l SO<sub>2</sub>; Oxydation der Lösung zu Schwefelsäure; das Hydrat H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> nicht bekannt; aus den Salzen erschlossen.  $\begin{matrix} \text{HO} \\ \text{HO} \end{matrix} \left\{ \begin{matrix} \text{IV} \\ \text{SO} \end{matrix} \right.$  oder  $\begin{matrix} \text{H} \\ \text{HO} \end{matrix} \left\{ \begin{matrix} \text{VI} \\ \text{SO}_2 \end{matrix} \right.$ ?

Zerlegung der Sulfite durch verdünnte Schwefelsäure. Trockene schweflige Säure und Sauerstoff ohne Einwirkung; schnelle Wirkung von Oxydationsmitteln: Chlor, Salpetersäure, Bleisuperoxyd. Bleichen von Stroh, Seide, Wolle; Unterschied von Chlor. — Verbrennung von Schwefel im abgemessenen Sauerstoffvolumen; keine Änderung desselben; 1 Vol. schweflige Säure (32 Gtle.) enthält also ein gleiches Volumen (16 Gtle.) Sauerstoff, mithin 16 Gtle. = 1/2 Volumen Schwefeldampf; daher die Formel SO<sub>2</sub>. — Vorkommen in vulkanischen Gasen. Darstellung durch Oxydation von freiem oder gebundenem Schwefel z. B. 2CuO + S<sub>2</sub> = Cu<sub>2</sub>S + SO<sub>2</sub>, oder durch Reduktion der Schwefelsäure durch Kupfer, Cu + 2H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = CuSO<sub>4</sub> + 2H<sub>2</sub>O + SO<sub>2</sub>. Details dieses Prozesses, Begründung der rationalen Formel  $\begin{matrix} \text{HO} \\ \text{HO} \end{matrix} \left\{ \text{SO}_2 \right.$ . Auch Kohle und Schwefel reduzieren die Schwefelsäure beim Erhitzen.

§ 105. Schwefelsäure(-hydrat)  $H_2SO_4$ , durch Eindampfen der englischen Schwefelsäure nicht wasserfrei herzustellen. Bei  $0^\circ$  Krystalle des reinen Hydrates  $H_2SO_4$ , sp. G. 1,854; dieselben schmelzen bei  $10^\circ$  und beginnen zu rauchen (Zerfall in  $H_2O$  und  $SO_2$ ); schließlich siedet bei  $338^\circ$  eine Säure mit 1,5% Wassergehalt (sp. G. 1,84)  $H_2SO_4 + \frac{1}{2}H_2O$ , nachdem ca. 3% Anhydrid abgegeben sind. Siedeverzug (Stoßen) der kochenden Säure. Kontraktion beim Vermischen mit Wasser; 50 Rtl. S. und 50 Rtl. W. geben 97,1 Rtl. Mischung. Zweites Hydrat (cf. Krystallwasser). Nachweis der freien und gebundenen Säure (Chlorbaryum, Zucker). Verhalten von Kupfer und Zink zur verdünnten und konzentrierten Säure; Reduktion der konzentrierten Säure zu  $H_2S$  durch naszierenden Wasserstoff. — Vorkommen: frei im Rio vinagre (Oxydation vulkanischer Gase), im Speichel von Dolium galea, in Form von Sulfaten (Gyps, Anhydrid) ganze Gebirge bildend. Schwefspat. — Darstellung der englischen Schwefelsäure in Bleikammern (vgl. Stickstoff):



Bleikammerkrystalle  $\left. \begin{array}{l} HO \\ NO_2 \end{array} \right\} SO_2$ . Anwendung zur Darstellung fast aller übrigen Säuren, von Soda, Chlorkalk, Traubenzucker, Pergamentpapier, zum Aufschließen der Phosphate.

§ 106. Schwefeltrioxyd  $SO_2 \cdot O$ , sp. G. 1,954. Farblose, sehr zähe Krystallmasse. Schm. P.  $16^\circ$ , S. P.  $46^\circ$ , an der Luft gewaltig rauchend. Rötet in vollkommen trockenem Zustande Lakmus nicht; heftige Umsetzung mit Wasser oder Baryumoxyd. Zersetzung im glühenden Rohre; Volumverhältnisse. Weshalb wird beim Brennen des Schwefels immer nur  $SO_2$  gebildet? — Darstellung § 45, 51.

Nordhäuser Schwefelsäure, sp. G. 1,9 (Basilius Valentinus, 15. Jach.) aus oxydiertem Eisenvitriol,  $Fe_2S_2O_3 = Fe_2O_3 + 2SO_3$  cf. § 154. Colcothar, Caput mortuum. Beim Abkühlen resultieren Krystalle von Dischwefelsäure (Pyroschwefelsäure):  $H_2SO_4 + SO_3 = 2H_2SO_4 - H_2O = \left. \begin{array}{l} HO \cdot SO_2 \\ HO \cdot SO_2 \end{array} \right\} O$ , cf. § 138.

§ 107. Unterschweflige Säure (Thioschwefelsäure)  $H_2S_2O_3 = \left. \begin{array}{l} HS \\ HO \end{array} \right\} SO_2$  nicht bekannt, bei der Zersetzung der Thiojulfate erhält

man  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{S}$  und  $\text{SO}_2$ . Darstellung des Natriumsalzes  $2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S}_2 = 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , vgl. § 138.

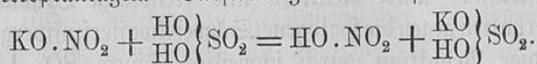
§ 108. Schwefelwasserstoff  $\text{H}_2\text{S}$ , giftiges, brennbares Gas, bei gewöhnlicher Temperatur und 15–16 Atm. Druck flüchtig, bei  $-85^\circ$  fest. Wasser von  $15^\circ$  löst 3,2 Volumina Gas. Schwefelwasserstoffwasser; saure Reaktion und freiwillige Oxydation desselben; Verhalten gegen die Halogene (Schwefelwasserstoffvergiftungen). Merkwürdige Reduktion durch schweflige Säure  $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2$ ; Schwefelräucherung; vulkanischer Schwefel. Silber, Blei, Kupfer in  $\text{H}_2\text{S}$ . Verhalten zu gelösten Zinn- und Bleisalzen. Bleipapier. — Beim Schmelzen von Zinn in Schwefelwasserstoff wird das Volumen nicht geändert. 1 Vol. Schwefelwasserstoff = 17 Gtle., ab 1 Vol. Wasserstoff = 1 Gtl., bleiben 16 Gtle. =  $\frac{1}{2}$  Vol. Schwefel:  $\text{H}_2\text{S}$ . — Vorkommen in den Schwefelquellen, Aachen, Pouchon, Remdorf; in vulkanischen Gasen. Darstellung durch Synthese aus den Elementen im Kugelrohr; aus Schwefeleisen und verdünnten Säuren, sehr rein aus Schwefelantimon  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  und Salzsäure.

### Stickstoff.

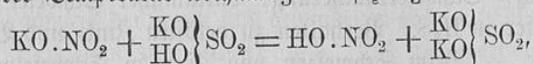
§ 109. Azotum. A. G.  $\text{N} = 14$ , B. G. = 14, M. G.  $\text{N}_2 = 28$ , 1, 3 und 5wertig. Gasförmig, bei sehr niedriger Temperatur und 300 Atm. Druck kondensierbar, in Wasser sehr wenig löslich. Meist endothermische, daher sehr leicht zersetzbare Verbindungen.  $\text{N}_2$  stark exothermische Verbindung. Vorkommen: frei 79 Vol. % der Atmosphäre; in den salpetersauren Salzen (Nitraten), im Ammoniak, den Eiweißstoffen (Milch, Fleisch, Federn, Haare; Geruch beim Erhitzen). Darstellung aus Luft § 7; durch Zersetzung von überschüssigem Ammoniak durch Chlor:  $2\text{H}_3\text{N} + 3\text{Cl}_2 = 6\text{HCl} + \text{N}_2$ . Sekundäre Reaktionen. Vorsicht wegen Chlornickstoff! Rutherford 1772. — Fünf Oxyde:  $\text{N}_2\text{O}$  Stickoxydul,  $\text{NO}$  Stickoxyd,  $\text{N}_2\text{O}_3$  salpetrige Säure (Anhydrid),  $\text{NO}_2$  Untersalpetersäure,  $\text{N}_2\text{O}_5$  Salpetersäure (Anhydrid).

§ 110. Salpetersäure(=hydrat)  $\text{HNO}_3 = \text{HO} \cdot \overset{\text{V}}{\text{NO}_2}$ . Flüssigkeit, sp. G. 1,521, S. P.  $86^\circ$ ; schon bei gewöhnlicher Temperatur bedeutende Dampftension. Verhalten der konzentrierten und verdünnten Säure beim Erhitzen; Beständigkeit der Säure mit 68 %  $\text{HNO}_3$ , sp. G. 1,414, S. P.  $122^\circ$  bei Normaldruck. Im

Lichte O und  $2\text{NO}_2$  abscheidend (Gelbfärbung). Verhalten zu Indigo, Eisenwitriollösung. Energisches Oxydationsmittel. Scheidewasser. Vorkommen in den Nitraten. Chilesalpeter, Mauersalpeter. — Bildung aus einem feuchten Gemisch von Sauerstoff und Stickstoff durch den elektrischen Funken bei Gegenwart von Alkali; die Salpeterplantagen. Darstellung aus Salpeter:



Bei höherer Temperatur nochmalige Umsehung:



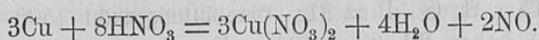
hierbei partielle Zersetzung in O,  $2\text{NO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ . Rote, rauchende Säure. Verhalten der konzentrierten Säure bei hohen Temperaturen. — Anwendung: Ätzen von Metallplatten; Teerfarben, Dynamit, Schießbaumwolle, Höllestein. Das Anhydrid  $\text{N}_2\text{O}_5 = \overset{\text{V}}{\text{NO}_2} \cdot \text{O} \cdot \overset{\text{V}}{\text{NO}_2}$  bildet farblose rhombische Krystalle; energische Umsehung mit Wasser.

§ 111. Untersalpeter Säure; a) flüssig  $\text{N}_2\text{O}_4$ , bei  $-20^\circ$  farblose Krystalle, von  $-12^\circ$  bis  $0^\circ$  farblose Flüssigkeit, über  $0^\circ$  (beginnende Dissoziation in  $2\text{NO}_2$ ) gelb und dunkler werdend, bei  $+26^\circ$  braunroter Dampf, bei  $140^\circ$  vollständig dissoziiert:  $\text{NO}_2$ . Umsehung mit Wasser bei Gegenwart von Alkalien:  $\text{N}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ ; wahrscheinlich ein gemischtes Anhydrid  $\overset{\text{V}}{\text{NO}_2} \cdot \text{O} \cdot \overset{\text{III}}{\text{NO}}$ . — b) Gasförmig  $\text{NO}_2$ , unter  $140^\circ$  immer  $\text{N}_2\text{O}_4$  enthaltend; energische Affinitäten (Halogene), vielleicht das freie Radikal (Nitryl) der Salpetersäure. Panflastit. — Darstellung von  $\text{N}_2\text{O}_4$  durch Erhitzen des salpetersauren Bleis:  $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 4\text{NO}_2 + 2\text{PbO} + \text{O}_2$ ; durch Kompression von 2 Volumen Stickoxyd und 1 Vol. Sauerstoff  $2\text{NO} + \text{O}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$ .

§ 112. Salpetrige Säure  $\text{HNO}_2 = \text{HO} \cdot \overset{\text{III}}{\text{NO}}$ , nur in Salzen und in Lösung bekannt; auch das Anhydrid  $\text{N}_2\text{O}_3$  ist dargestellt. Die Lösung schon beim gelinden Erwärmen zersetzbar. Zersetzung von Jodkalium durch die freie Säure:  $2\text{HNO}_2 + 2\text{KJ} = \text{J}_2 + 2\text{NO} + 2\text{KOH}$ . Bildung der Nitrite siehe § 135.

Königswasser, eine Mischung von Salpeter- und Salzsäure (meist 1:3), löst durch Chlorentbindung Gold und Platin (als Chloride). Die Chlorüberträger  $\text{NOCl}$  und  $\text{NOCl}_2$ . Details des Prozesses.

§ 113. Stickoxyd NO, farbloses Gas, an der Luft oder in Sauerstoff sofort gelbrote Dämpfe ( $\text{NO}_2$ ) bildend. Darstellung:



Details dieses Prozesses. Zersetzbarkeit des Stickoxydes durch manche brennenden Körper wie Kohle, Phosphor, Magnesium, Schwefelkohlenstoff. Verhalten zu Eisenvitriollösung. — Verbrennung von Kalium im abgemessenen Stickoxydvolumen; es bleibt  $\frac{1}{2}$  Vol. Stickstoff übrig. 1 Vol. Stickoxyd = 15 Gtle., ab  $\frac{1}{2}$  Vol. Stickstoff = 7 Gtle., bleiben 8 Gtle. =  $\frac{1}{2}$  Vol. Sauerstoff: NO.

Stickoxydul (Nitrooxygen, Lachgas)  $\overset{\text{I}}{\text{N}_2\text{O}}$ , farbloses Gas, schwach süßlicher Geruch und Geschmack, bei  $0^\circ$  und 30 Atm. Druck flüchtig (Verflüchtigung des flüssigen  $\text{N}_2\text{O}$ ), siedet bei  $-80^\circ$  und erstarrt bei  $-105^\circ$ , in kaltem Wasser ziemlich löslich. Eisen, Kohle, Schwefel verbrennen wie in Sauerstoff, Unterscheidung durch Stickoxydgas. Anästhetikum. Darstellung:  $(\text{H}_4\text{N})\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ . — Verbrennung von Kalium im abgeperrten Volumen; 1 Rtl. Stickoxydul (22 Gtle.) enthält 1 Rtl. Stickstoff (14 Gtle.), also 8 Gtle. =  $\frac{1}{2}$  Volumen Sauerstoff:  $\text{N}_2\text{O}$ .

Atmosphärische Luft. Durchschnittliche Zusammensetzung 78,492 Stickstoff, 20,627 ( $\pm 0,5$ ) Sauerstoff, Wassergas 0,840, Kohlensäure 0,041, außerdem winzige Mengen von Ammonsalzen (Nitrat und Nitrit). Erhaltung der nahezu konstanten Zusammensetzung. Weshalb ein Gemenge und nicht eine Verbindung  $\text{N}_4\text{O}$ ? Wichtigkeit der Diffusion für die Wohnungen. Wirkung feuchter Wände und der Gummikleider. Eudiometrische Analyse der Luft; Bestimmung von Wassergas und Kohlensäure.

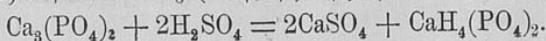
§ 114. Ammoniak  $\text{H}_3\text{N}$ . Gasförmig, bei  $10^\circ$  und  $6\frac{1}{2}$  Atm. Druck farblose Flüssigkeit, sp. G. 0,6. 1 l Wasser von  $0^\circ$  löst 1148 l  $\text{H}_3\text{N}$  (bei Atm. Druck 875 g). Sp. G. der Lösung 0,875; beim Kochen bleibt reines Wasser zurück. Oxydationsmethoden des Ammoniaks. Als Nitrit Bestandteil der Atmosphäre; Ammoniakbildung bei der Fäulnis N und H haltiger Körper, beim Auflösen von Zink in Salpetersäure (Nachweis!). Die Carrische Gismaschine. Darstellung und Eigenschaften des Jodstickstoffs  $\text{NJ}_3$  (cf § 81); Erwähnung des Chlorstickstoffs (Dulong).

## Phosphor.

§ 115.  $\text{N. G. P} = 31$ ; Gasvolumengewicht (500 — 1000°) 62 (4,35), daher  $\text{M. G.} = 124 = \text{P}_4$ . 3 und 5wertig. a) Gew. Phosphor, sp. G. 1,8, Schm. P. 44°, S. P. 290°. Starke Dampftension; schon bei niedriger Temperatur mit Wasserdämpfen flüchtig (Nachweis des Phosphors). Entzündungspunkt 60°. Reguläre Krystalle ( $\infty\text{O}$ ) aus Schwefelkohlenstoff (phos = Licht, phoros = Träger). Höchst giftig. Der käufliche meist arsenhaltig. — Verhalten an der Luft. Darstellung aus Knochenasche s. unten. — b) Roter P., tiefrotes, amorphes (?) Pulver, geruchlos, sp. G. 2,1; bei gew. Temperatur unveränderlich, durch Reiben nicht entzündlich, unlöslich in Schwefelkohlenstoff, nicht giftig. Entzündungstemperatur 200°. Explosion mit Chloraten und Superoxyden (Schwedische Streichhölzchen), bei 260° (in  $\text{CO}_2$ ) in gewöhnlichen P. übergehend. Darstellung aus gewöhnlichem P. durch längeres Erhitzen auf 250° in  $\text{O}$ -freier Atmosphäre. Wirkung des Lichts auf gewöhnlichen P. — Vorkommen: nur in Gestalt phosphor-saurer Salze. — Brand 1669.

§ 116. Phosphorpentoxyd, Phosphorsäureanhydrid  $\text{P}_2\text{O}_5 = \overset{\text{V}}{\text{PO}_2} \cdot \text{O} \cdot \overset{\text{V}}{\text{PO}_2}$ . Schneeähnliche Masse, an der Luft zerfließend, stark exothermische Hydratbildung. Leicht sublimierbar. Darstellung durch Verbrennen von Phosphor in Luft oder Sauerstoff. — Phosphortrioxyd, Phosphorigsäureanhydrid  $\text{P}_2\text{O}_3 = \overset{\text{III}}{\text{PO}} \cdot \text{O} \cdot \overset{\text{III}}{\text{PO}}$ , an der Luft zu  $\text{P}_2\text{O}_5$  verbrennend; heftige Umsetzung mit Wasser.

Hydrate des Pentoxydes. 1)  $\text{H}_3\text{PO}_4 = (\text{HO})_3\overset{\text{V}}{\text{PO}}$ , dreibasische oder gewöhnliche Phosphorsäure, zerfließliche rhombische Krystalle. Keine Fällung durch Albumin oder Chlorbaryum; die Salze geben mit Höllestein eiergelbes phosphorsaures Silber  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ . Bei 200° resultiert Pyrophosphorsäure  $2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ , bei schwacher Rotglut Metaphosphorsäure:  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 = \text{H}_2\text{O} + 2\text{HPO}_3$ , die unzersezt flüchtig ist. Neutrale, einfach und zweifach saure Salze. Darstellung aus Phosphor durch Kochen mit Salpetersäure oder Königswasser. Der neutrale phosphorsaure Kalk Hauptmasse der Knochenasche, beim Behandeln mit Schwefelsäure entsteht ein lösliches saures Salz (Superphosphat):

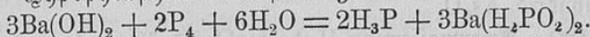


Alkaliphosphate im Blut, Gehirn und Nervenmasse, Samen der Gräser und Schmetterlingsblütler.

2) Vierbasische Phosphorsäure, Pyrophosphorsäure  $H_4P_2O_7 = (HO)_4(PO)_2O$ , leicht lösliche Krystalle, beim Erwärmen mit Wasser in 1) übergehend; mit Albumin und Chlorbaryum keine Fällung; die Salze geben mit Höllestein weißes  $Ag_4P_2O_7$ . Entweder 2 oder alle H-Atome durch Metalle ersetzt.

3) Einbasische oder Metaphosphorsäure  $HPO_3 = HO \cdot PO_2$ , sog. Eisphosphorsäure, weiche klebrige Masse, zerfließlich. Darstellung durch Auflösen von  $P_2O_5$  in kaltem Wasser oder freiwilliges Zerfließenlassen, beim Erwärmen bildet sich  $H_3PO_4$ . Fällung durch Eiweiß und Chlorbaryum; die Salze geben mit Höllestein weißes  $AgPO_3$ . Das Calciumsuperphosphat liefert beim Erhitzen das Metaphosphat:  $CaH_4(PO_4)_2 = Ca(PO_3)_2 + 2H_2O$ ; aus letzterem lassen sich durch Kohle bei Weißglut  $\frac{2}{3}$  des Phosphors gewinnen:  $3Ca(PO_3)_2 + 5C_2 = P_4 + Ca_3(PO_4)_2 + 10CO$ . Darstellung des Phosphors im Großen. — Polymerisation von  $HPO_3$ .

§ 117. Phosphorige Säure  $H_3PO_3 = (HO)_2PO \cdot H$ , nur zweibasisch, leichtlösliche Krystalle. Darstellung aus Phosphorchlorür:  $PCl_3 + 3H_2O = 3HCl + H_3PO_3$ . In der Hitze zerfallend,  $4H_3PO_3 = 3H_3PO_4 + H_3P$ . Giftig; kräftiges Reduktionsmittel ( $H_3PO_4$  Bildung, Silbersalze). Phosphite. — Unterphosphorige Säure  $H_3PO_2$ , nur einbasisch, also  $HO \cdot PO \cdot H_2$ , beim Erhitzen Zersetzung,  $2H_3PO_2 = H_3PO_4 + H_3P$ . Sehr kräftiges Reduktionsmittel. Hypophosphite. Darstellung:



$H_3P$  farbloses Gas, wie faule Fische riechend, selbstentzündlich durch geringe Beimengung von flüssigem  $H_2P$ ; Ringbildung. Höchst giftiges Gas, in Wasser etwas löslich, schwache basische Reaktion. — Durch direkte Synthese entstehen das flüssige Phosphorchlorür  $PCl_3$  und das feste Chlorid  $PCl_5$ . Zersetzung dieser Körper durch Wasser. Dissoziation des Chlorides.

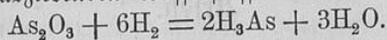
## Arfen.

§ 118. A. G. As = 75, B. G. des Dampfes 150 (10,34); also M. G. = 300 =  $As_4$ , 3 und 5wertig. Stahlgrau, metallglänzend, krystallinisch (rhombödrisch), spröde, sp. G. 5,6. Sub-

limierbar (Arsenspiegel), nur unter hohem Drucke schmelzbar, knoblauchartiger Geruch des Dampfes. In der Luft erhitzt zu  $As_2O_3$  verbrennend (bläulich weiße Flamme), in lufthaltigem Wasser oxydierbar (Fliegenstein, Arsenik, Scherben- oder Rüpfschenkobalt, Cobaltum). Vorkommen gediegen und in Verbindung mit Metallen (Eisen, Nickel, Kobalt) und Schwefel. Arsengehalt der Schwefelkiese ( $H_2SO_4$ !). Darstellung aus dem Arsenkies:  $4FeSAs = 4FeS + As_4$ , oder durch Reduktion der arsenigen Säure. — Weißfeuer, Hartblei (Schrotfabrikation).

§ 119. Arsenige Säure (Anhydrid), Arsenik, weißer Arsenik, Giftmehl  $As_2O_3$ ; regulär und rhombisch; schweres, weißes, geruchloses und fast geschmackloses Pulver; sublimierbar, M. G. des Dampfes 198, also M. G. = 396 =  $As_4O_6$ . Amorphes (glasartiges) Arsenik und dessen Verhalten für sich und in salzaurer Lösung. Heftiges Gift; Gegengift frisch gefälltes Eisenhydroxyd. Reduktion von  $As_2O_3$  durch Kohle; Verhalten zu Schwefelwasserstoff. — Darstellung durch Rösten arsenhaltiger Erze, Giftfänge, Hüttenrauch. Konservierungsmittel für zoologische Präparate. Die Arsenikesser. — Durch Auflösen von  $As_2O_3$  in Alkalien erhält man  $Na_3AsO_3$  und  $K_3AsO_3$ , das hypothetische Hydrat  $H_3AsO_3$  also dreibasisch; die übrigen Arsenite durch Wechsellagerung. Scheele'sches und Schweinfurter Grün. — Durch Kochen von  $As_2O_3$  mit Salpetersäure erhält man Arseniksäure  $H_3AsO_4 = (HO)_3AsO$ , starke Säure, sehr ähnlich der Phosphorsäure. Verhalten zu Schwefelwasserstoff und schwefliger Säure. Anilinfarben, Arseniate. Durch Glühen von Arseniksäure erhält man das Anhydrid  $As_2O_5$ .

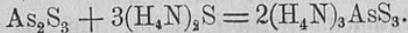
§ 120. Arsenwasserstoff  $H_3As$ , farbloses, übelriechendes, höchst giftiges Gas; mit bläulichweißer Flamme brennbar. Zersetzung durch eine kalte Porzellanscherbe und durch Glühhitze. Arsenikspiegel; Verhalten zu unterchlorigsaurem Natron:  $As_4 + 6NaOCl = 2As_2O_3 + 6NaCl$ , Unterschied von Antimon. Zersetzung von Höllensteinlösung. Reindarstellung aus Arsenzink und Schwefelsäure; neben Wasserstoff erhältlich durch Reduktion der Dryde des Arsens durch naszierenden Wasserstoff:



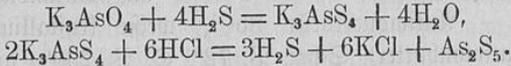
Nachweis bei Vergiftungen, Marsh'scher Apparat.

Realgar  $As_2S_3$ , orangerote, monokline Krystalle. Verwendung des künstlichen zu Weißfeuer. Auripigment, Rauschgelb  $As_2S_3$ ,

glänzende, goldgelbe Prismen; das künstliche ein schön citronengelbes Pulver. Darstellung aus den Elementen, aus  $\text{As}_2\text{O}_3$  und Schwefel, aus arseniger Säure durch Schwefelwasserstoff. Sulfosäuren und Sulfobasen:



Zersetzung des Sulfoarzenites durch  $6\text{HCl}$ . Calciumsulfhydrat und Rhuzma. — Arsenpentasulfid nur auf Umwegen zu erhalten:

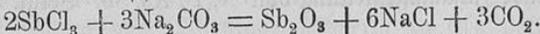


Sulfarzeniate. Reduktion der Arsenulfide nach vorausgegangener Röftung.

### Antimon.

§ 121. *U. G.*  $\text{Sb} = 120$ , 3 und 5wertig. Bläulichweiß, metallglänzend, kristallinisch (rhomboedrisch, isom. mit  $\text{As}$ ), spröde, sp. *G.* = 6,7. Schmelzbar ( $450^\circ$ ) und flüchtig. Verhalten des geschmolzenen Antimons an der Luft, Flores Antimonii; auch durch Salpetersäure oxydierbar. Darstellung aus dem Graupießglanzerz ( $\text{Sb}_2\text{S}_3$ , Antimonium crudum) durch Rösten und Reduktion des Drydes durch Kohle und Soda. Auch direkte Zersetzung des Spießglanzes durch Eisen. Das käufliche Antimon unrein, namentlich arsenhaltig; Reinigung durch Schmelzen mit Salpeter. Letternmetall, Britanniametall, Brechweinstein. Basilius Valentinus (15. Jahrh., Triumphwagen des Antimonii).

§ 122. Antimonoxyd  $\text{Sb}_2\text{O}_3 = (\text{SbO})_2\text{O}$ , weiß, isodimorph mit Arsenik; beim Erhitzen an der Luft Tetroxyd bildend:  $\text{SbO} \cdot \overset{\text{III}}{\text{O}} \cdot \overset{\text{V}}{\text{SbO}}_2$ , in Salpetersäure und Schwefelsäure unlöslich, löslich in Salzsäure, Weinsäure  $\left. \begin{array}{l} \text{HO} \\ \text{HO} \end{array} \right\} \bar{\text{T}}$  und Weinstein  $\left. \begin{array}{l} \text{KO} \\ \text{HO} \end{array} \right\} \bar{\text{T}}$ . Brechweinstein (Tartarus stibiatus)  $\left. \begin{array}{l} \text{KO} \\ (\text{SbO})\text{O} \end{array} \right\} \bar{\text{T}} + \frac{1}{2} \text{aq.}$  Darstellung durch Erhitzen von Antimon an der Luft, oder:



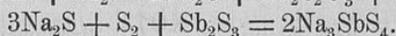
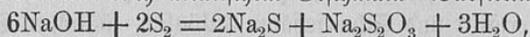
Der ursprüngliche Niederschlag ist  $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HO} \cdot \text{SbO}$ , beim Kochen Zerlegung. Elektrochemisches Verhalten amphoter:  $(\text{SbO})\text{NO}_3$ ,  $\text{KO} \cdot \text{SbO}$ .

Antimonsäureanhydrid  $(\text{SbO}_2)_2\text{O}$ , blaßgelbes Pulver, beim Glühen ebenfalls in  $\text{Sb}_2\text{O}_4$  übergehend; Darstellung durch Erhitzen der Hydrate auf  $275^\circ$ . Pyroantimonsäure  $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$ , aus fünffach

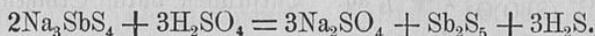
Chlorantimon und Wasser (starke Erhitzung); liefert bei 200° Metantimonensäure  $\text{HSbO}_3$ , weißes Pulver, in Wasser sehr schwer löslich (Lakmusreaktion), am bequemsten durch Behandeln von Antimon mit Salpetersäure zu erhalten.

§ 123. Antimonwasserstoff  $\text{H}_3\text{Sb}$ , nur im Gemenge mit Wasserstoff bekannt, mit weißem Rauch ( $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ) verbrennend; sonst wie Arsenwasserstoff, doch ist  $\text{NaOCl}$  auf Antimonflecke ohne Wirkung. — Antimonchlorür  $\text{SbCl}_3$ , weiße krystallinisch weiche Masse (Antimonbutter), Schm. P. 72°, S. P. 230°, an der Luft trübe werdend. Zersetzung durch Wasser:  $\text{SbCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{SbO} \cdot \text{Cl} + 2\text{HCl}$  (Mgarottpulver). Darstellung durch Lösen von Schwefelantimon in Salzsäure und Destillation. Brunieren von Eisen und Stahl. — Antimonchlorid  $\text{SbCl}_5$ , schwere rauchende Flüssigkeit, sehr leicht  $\text{Cl}_2$  abspaltend; aus den Elementen oder durch Behandeln des Chlorürs mit Chlor.

§ 124. Antimontrisulfid  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ . a) Schwarzes krystallinisch. Grauspießglanzerz, rhombisch, meist krystallinisch = strahlige oder blättrige Massen, stahl- bis bleigrau. Mit Salzsäure Schwefelwasserstoff liefernd; sehr leicht schmelzbar. Beim plötzlichen Abkühlen amorph bleibend. Sulfantimonite:  $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 6\text{KSH} = 2\text{K}_3\text{SbS}_3 + 3\text{H}_2\text{S}$ ; mit den Sulfarseniten zusammen vorkommend; Fahlerze, Rotgiltigerze. — b) Orangerotes amorphes durch Fällung einer verdünnten Antimonchlorürlösung mit  $\text{H}_2\text{S}$ ; am Licht allmählich schwarz und krystallinisch werdend (starke Verdichtung). — Schlippe'sches Salz (sulfantimonjaures Natron)  $\text{Na}_3\text{SbS}_4 + 9\text{H}_2\text{O}$ ; blaßgelbe Tetraeder von bitterlich alkalischem Geschmack. Darstellung:



Abcheidung des Pentasulfides (Goldschwefel)  $\text{Sb}_2\text{S}_5$  durch verdünnte Säuren:



Vergleichende Zusammenstellung von N, P, As, Sb. Vergl. Wismut.

## Bor.

§ 125.  $\text{N. G. B} = 11$ , dreiwertig. a) amorphes Bor. Grünbraunes Pulver, unschmelzbar, an der Luft glänzende Verbrennung (N!). b) Krystallisiertes Bor (aluminium- und kohlehaltig); quadratische Krystalle, Glanz, Härte, Lichtbrechung fast wie bei Diamant.

Sehr schwer oxydierbar, nur in schmelzenden Alkalien löslich, in Chlor verbrennend. Vorkommen als Borfäure und in Salzen derselben. Darstellung des amorphen durch Glühen von Borfäure mit Natrium, des kristallisierten durch Glühen des amorphen mit Aluminium und Auflösen in Salzfäure. Davy 1807, Gay-Lussac und Thenard 1808.

§ 126. Borfäure  $H_3BO_3$ , weiße Krystallschuppen, fettig anzufühlen, in Spiritus löslich (grüne Flammenfärbung, Borfäure-äther), mit Wasserdämpfen flüchtig; Bräunung von Curcumapapier. Bei  $80^\circ$  Zersetzung:  $H_3BO_3 = H_2O + HO \cdot BO$ , bei  $160^\circ$  schmelzend, schließlich  $B_2O_3$ ; farbloses, sehr hartes Glas, an der Luft Wasser aufnehmend, erst bei Weißglut flüchtig. Den Hydraten  $(HO)_3B$  und  $HO \cdot BO$  entsprechen keine Salze; die den Salzen entsprechenden Hydrate ( $H_2B_4O_7$ ) unbekannt. Vgl. schweflige Säure, Kohlensäure, Kieselsäure. Borax  $Na_2B_4O_7 + 10H_2O$ . Einfachste Auffassung  $Na_2O, B_2O_3 + B_2O_3$ ; das Anhydrid vorzüglich salzbildend. Leichte Zersetzung der Borate (sogar durch Kohlensäure), Verhalten von  $B_2O_3$  in der Glühhitze. Boraxperle und Metalloxyde.

Die Saffioni Toskanas; Saffolin, Borax (Tinkal), Borazit. — Glasfabrikation, Anwendung in der Medizin (Antiseptikum). — Borstickstoff BN, weißes, sehr beständiges Pulver, bei Rotglut mit Wasser Ammoniak und Borfäure liefernd; im Knallgasgebläse zu Borfäure verbrennend. Synthese aus den Elementen; Verbrennen des Bors an der Luft.

### Kohlenstoff.

§ 127. A. G. C = 12, 2 und 4 wertig. a) Diamant, farblos, regulär, 0 und  $\infty$  O, verschiedene mOn, Diamantglanz, Brechungsindex 2,5, sehr starke Dispersion. Spaltbarkeit nach O, Flächen und Kanten meist konvex. Pulver dunkelgrau bis fast schwarz (Demantbord). Härtester Körper; Glas schneiden; sp. G. = 3,52. Nichtleiter der Elektrizität. Bei starker Weißglut in Graphit übergehend. Säuren ohne Wirkung; schwierig zu  $CO_2$  verbrennend. Brasilien, Golkonda, Kapland, meist auf sekundärer Lagerstätte (Stakolumit). Schmuckstein. — b) Graphit, Reißblei (§ 21), hexagonal oder monoklin, guter Leiter. Hohofengraphit, Retortengraphit. Sehr schwer verbrennbar; liefert beim Behandeln mit Salpetersäure und Kaliumchlorat gelbe Graphitfäure  $C_{11}H_4O_5$ . — c) Organische, amorphe Kohle (cf. § 17) von sehr verschiedenen

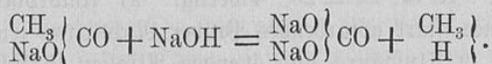
Eigenschaften, mehr oder weniger leicht verbrennbar, auch indirekt leicht zu oxydieren. Ruß, Holzkohle (Meiler), Kokes. Darstellung reinen Kohlenstoffs. Was ist Knochenkohle? Verhalten zu Farbstoffen, Metallsalzen, Bitterstoffen. Entfäulen des Weingeistes. — Chinesische Tuche. — Gemeinsame Eigenschaften der drei Modifikationen. Anorganische und organische Chemie.

§ 128. Kohlenäure  $\text{CO}_2$ . Gasförmig, Wasser von  $0^\circ$  absorbiert 1,8 Vol., bei  $15^\circ$  1 Vol. Kohlenäure. Kupferlen der kohlenfauren Wässer (Sodawasser), verschwindende Lakmusröthung, Verhalten beim Kochen (Brunnenwasser, Bier). Bei  $0^\circ$  und 36 Atm. Druck flüchtig, kritischer Punkt  $35^\circ$ . Farblose Flüssigkeit,  $\alpha > \frac{1}{273}$ , riesige Dampftension, S. P.  $79^\circ$ . Gaspolster der starren Kohlenäure (Leidenfrosthche Erscheinung). Verdunsten von fester Kohlenäure mit Äther im Vakuum:  $-100^\circ \text{C}$ . — Das hyp. Hydrat  $\text{H}_2\text{CO}_3 = (\text{HO})_2\text{CO}$  bisher nicht dargestellt. — Brausen der Karbonate mit Säuren, Absorption der Kohlenäure durch Kalihydrat oder Kalkwasser; Bildung von sauren Salzen beim längeren Einleiten. Geologische Bedeutung des sauren kohlenfauren Kalkes. — Partielle Reduktion der Kohlenäure durch Kohle, totale Reduktion durch Kalium oder Natrium. — Bildung von  $\text{CO}_2$  durch Verbrennung von Kohlenstoff, also von Holz, Kohlen, Lichtern z.; bei der Fäulnis und Verwesung, durch den Atnungsprozeß der Tiere und Pflanzen; Alkoholgärung des Zuckers; durch vulkanische Prozesse; Brohl, Pyrmont, Neapel (Keller); Mofetten, Sauerbrunnen. 0,04 Vol. % der Atmosphäre (4–5 % der Expirationsluft). Gebunden als Kalkstein, Marmor, Dolomit, Kreide, in den Knochen, Muschel- und Eierschalen. — Darstellung § 35, 54 und 59. Anwendung: Bleiweiß, Sodawasser und moussierende Getränke, Gärungsgewerbe; in der Medizin. — Ermittlung der Zusammensetzung durch Verbrennen von reinem Kohlenstoff in überschüssigem Sauerstoff; keine Volumänderung. 1 Vol. Kohlenäure (22 Gtle.) enthält 1 Vol. Sauerstoff (16 Gtle.), also 6 Gtle. Kohlenstoff =  $\frac{1}{2}$  Vol. des hypothetischen Kohlendampfes. Dasselbe ergibt die Gewichtsanalyse (Verbrennung von Kohlenstoff in Sauerstoff und Absorption der Kohlenäure durch Alkali); 100 Kohlenäure enthalten 27,27 Kohlenstoff und 72,73 Sauerstoff;  $\frac{27,27}{12} = 2,2725$ ,  $\frac{72,73}{16} = 4,5450$ ,  $2,2725 : 4,5450 = 1 : 2$ .

Da das B. G. der Kohlenäure 22 ist, so muß sein  $C_xO_{2x} = 12x + 2 \cdot 16x = 44$ , also  $x = 1$ .

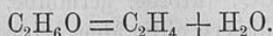
Kohlenoxydgas  $CO$ , farblos, geruchlos, mit blauer Flamme zu  $CO_2$  verbrennend, äußerst giftig schon bei wenigen Vol. Prozenten. Dry- und Kohlenoxydhämoglobin. Ofenklappen und Kohlenbecken. Mit Chlor direkt  $CO \cdot Cl_2$  bildend; sehr schwierig koerzibel. Bildung durch Reduktion von  $CO_2$  durch glühende Kohlen (Verdoppelung des Volumens, starke Wärmebindung); aus Oxalsäure  $C_2H_2O_4 - H_2O = CO_2 + CO$ ; durch Verbrennen von Kohle mit Zinkoxyd oder kohlenäurem Kalk. — Zusammensetzung. 1 Vol. Kohlenoxyd erfordert zur Verbrennung  $\frac{1}{2}$  Vol. Sauerstoff und giebt 1 Vol. Kohlenäure; 1 Vol. Kohlenäure enthält aber 1 Vol. Sauerstoff, also enthielt 1 Vol. Kohlenoxyd (14 Gtle.)  $\frac{1}{2}$  Vol. Sauerstoff (8 Gtle.); bleiben 6 Gtle. Kohlenstoff =  $\frac{1}{2}$  Vol. Dampf:  $CO$ .

§ 129. Methan  $CH_4$  (Methylwasserstoff  $(CH_3)H$ , Grubengas, Sumpfgas), farblos, geruchlos, Flamme gelblich, wenig leuchtend, mit 2 Vol. Sauerstoff (10 Vol. Luft) heftig verpuffend, § 67; Verpuffungsgrenzen das 6 und 14fache Luftvolumen. Sehr schwierig koerzibel. Mit Chlor im Sonnenlicht der Reihe nach  $CH_3Cl$ ,  $CH_2Cl_2$ ,  $CHCl_3$  (Chloroform),  $CCl_4$  und Salzsäure bildend. Erklärung der Umsetzungen aus der Annahme polarelektrischer Atome. Vorkommen: schlagende Wetter (feuriger Schwaden) und Davy'sche Sicherheitslampe. Fäulnis organischer Substanzen unter Wasser. Natürliches Leuchtgas (Baku, Pennsylvanien). Trockne Destillation organischer Stoffe (Kerzenflamme). Darstellung aus essigsaurem Natron:



Äthylen  $C_2H_4 = \begin{array}{c} CH_2 \\ H_2 \end{array} \left\} C$ , ölbildendes Gas, unangenehmer Geruch, giftig, helleuchtende Flamme, mit 3 Vol. Sauerstoff heftige Explosion, in Wasser merklich löslich. Im glühenden Rohre in Kohle und Grubengas zerfallend (Leuchten der Flammen). Bestandteil des Leuchtgases (Kerzen- und Lampenflammen). Äthylen und Chlor. — 1 Vol. Äthylen erfordert zur Verbrennung 3 Vol. Sauerstoff und liefert (außer Wasser) 2 Vol. Kohlenäure, die 2 Vol. Sauerstoff enthalten; 1 Vol. Sauerstoff ist also zur Verbrennung des Wasserstoffs verbraucht. Demnach enthält 1 Vol.

Äthylen (14 Gtle.) 2 Vol. Wasserstoff (2 Gtle.), also 12 Gtle. = 1 Vol. Kohlenstoff:  $C_2H_4$ . Darstellung aus Alkohol und Schwefelsäure:



Wiederholung über die Theorie der Flamme, § 66. Leuchten der homogenen Flammen unter starkem Druck, Herabdrücken der Leuchtkraft durch indifferente Gase. Hitze und Umfang der Flamme; Leuchtgasflamme mit Sauerstoff. Rauchen (Blaken) der Flamme. Lötrohr, Oxydations- und Reduktionsfeuer. Temperatur im Innern der Flamme; Hofmannscher Versuch.

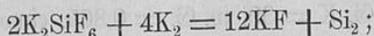
Darstellung und Reinigung des Leuchtgases; Giftigkeit desselben wegen des Kohlenoxydgehaltes (6–10 %).

§ 130. Schwefelkohlenstoff  $CS_2$ , farblose, sehr leicht bewegliche Flüssigkeit, sp. G. 1,27, unangenehmer Geruch, sehr flüchtig, S. P. + 48°. Erstarren (Hydratbildung) durch rasche Verdunstung. Unlöslich in Wasser; mit blauer Flamme zu  $CO_2$  und  $SO_2$  verbrennend. Porzellanscherbe. Vorzügliches Lösungsmittel für S, P, J, Harze, Fette u. Im Lichte Zersetzung in S und CS; mit Schwefelkalium Sulfocarbonat  $(KS)_2CS$  bildend, die Sulfokohlensäure  $(HS)_2CS$  leicht zersetzbar. Darstellung durch Verbrennung von Kohle in Schwefelgas. — Extrahieren von fetten und ätherischen Ölen, Vulkanisieren des Kautschuks.

## Silicium.

§ 131. A. G. Si = 28, 4wertig. a) Amorphes Silicium, dunkelbraunes, stark abfärbendes Pulver, Nichtleiter, leicht oxydierbar ( $SiO_2$ ), in Flußsäure und ätzenden Alkalien löslich. Längere Zeit bei Luftabschluß erhitzt wird es dichter, unlöslich in HF und unverbrennlich in Sauerstoff. Sehr schwer schmelzbar. b) Krystallisiertes Silicium, sechsseitige, graphitartige Blättchen oder glänzend schwarze Oktaeder, Pulver dunkelbraun. Härter als Glas, sp. G. = 2,5. Guter Leiter. In O nicht oxydierbar, reduziert kohlenjaures Kali zu kieseljaurem Salz. In heißer Natronlauge unter  $H_2$ -Entwicklung löslich, ebenso in einem Gemenge von  $HNO_3$  und HF (freies Fluor?). In trockenem Chlor zu  $SiCl_4$ , in feuchtem zu  $SiO_2$  verbrennend. — Vorkommen nur an Sauerstoff gebunden, nächst dem Sauerstoff das in größter Menge

vorkommende Element. Darstellung des amorphen aus Kieselfluorkalium:



des krystallisierten durch gleichzeitigen Zinkzusatz und Entfernung desselben mit Salzsäure.

§ 132. Kieselsäure  $SiO_2$ . Polymorph, vgl. § 85. Hexagonal-tetartoedrisch als Quarz, Bergkrystall zc. Rechts und links ausgebildete Krystalle, Trapezflächen, Zirkularpolarisation. In Flußsäure löslich, ebenso in geschmolzenen ätzenden und kohlenfauren Alkalien. — Amorphe Kieselsäure, weißes, scharfes Pulver, sp. G. = 2,2, durch Glühen dichter werdend, in wässerigen Alkalien mehr oder weniger leicht löslich. Der Opal ist amorphe Kieselsäure mit 3 — 12 % Wasser; auch Chalzedon, Feuerstein zc. enthalten beigemengte amorphe Kieselsäure. Vorkommen in der Asche der Pflanzen, besonders reich die Schachtelhalme (Scheuerkraut), manche Gräser (Bambus, spanisches Rohr); Panzer der Infusorien und Diatomeen (Kieselguhr); Vogelfedern, Haare der Säugetiere. Die Kieselsäure sonst ganz indifferent, bei hoher Temperatur stark elektronegativ; wohl ausgeprägte Hydrate unbekannt. Darstellung von Wasserglas aus Sand und kohlenfauren Alkalien; Zersetzung der Lösung durch viel und wenig Säure. Gallertbildung, Auflöslichkeit des Hydrates in Wasser und Säuren, beim Erhitzen Bildung von unlöslichem Anhydrid. Quell- und Mineralwasser; Kieselfinter des Geysir. Darstellung der wässerigen Kieselsäure durch Dialyse (Kolloide und Krystalloide), Verhalten der Lösung.

§ 133. Silikate. Die Hydrate der Kieselsäure sehr zahlreich und kompliziert. Empirische Zusammensetzung des Orthoklases  $K_2O, 3SiO_2 + Al_2O_3, 3SiO_2$ , des Enstatits  $MgO, SiO_2$ , der Hornblenden  $HO, SiO_2$  (Metakieselsäure). Glimmer.

Fluorsilicium  $SiF_4$ , farbloses Gas von stechendem Geruch, an der Luft rauchend, aus Flußspat, Kieselsäure (Sand) und überschüssiger konzentrierter Schwefelsäure darzustellen:  $2CaF_2 + 2H_2SO_4 = 2CaSO_4 + 4HF, SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$ . Zersetzung des Gases durch Wasser:  $SiF_4 + 2H_2O = SiO_2 + 4HF, SiF_4 + 2HF = H_2SiF_6$ . Die Siliciumfluorwasserstoffsäure nur in Lösung bekannt; das Kalisalz  $K_2SiF_6$  schwerlöslich.

## Kalium.

§ 134. A. G. K = 39, sp. G. = 0,865, einwertig. Schm. P. 62,5°, bei Rotglut grünes Gas. Mit Wasserstoff bei 350° silberglänzende, an der Luft selbstentzündliche Legierung  $K_2H$ , die bei 400° zerfällt. — Darstellung durch Elektrolyse von Ätzkali (Davy 1807) oder durch Destillation von verkohltem Weinstein bei Weißglut:  $K_2CO_3 + C_2 = K_2 + 3CO$ . Schwierige Operation; Bildung explosiver Verbindungen ( $K_2CO?$ ). — Kaliumoxyd (Kali)  $K_2O$ , grauweiß, amorph, schwierig rein darzustellen (aus Ätzkali und Kalium), mit Wasser stark exothermische Zersetzung. —  $K_2O_2$ . — Kalihydrat (Ätzkali, Kaliumhydroxyd, lapis causticus) KOH, schmelzbar, in der Weißglut ohne Zersetzung flüchtig; an der Luft zerfließend und Kohlensäure absorbierend. Kalilauge. Darstellung durch Kochen einer verdünnten Lösung von kohlensaurem Kali mit Ätzkalk in eisernen (weshalb?) Gefäßen. Schwierig rein darzustellen.

— Kohlensaures Kali  $\left. \begin{array}{l} KO \\ KO \end{array} \right\} CO$ , weiße zerfließliche Masse von stark alkalischer Reaktion, auch ein wasserhaltiges Salz mit  $2H_2O$  bekannt. Darstellung im Großen aus der Pottasche (rohe und calcinierte Pottasche) oder aus den Staßfurter Abraumalzen nach Art des Leblanc-Prozesses (§ 137). Fabrikation des böhmischen Glases, der Smalte, Seifenfabrikation. Das saure Salz  $\left. \begin{array}{l} KO \\ HO \end{array} \right\} CO$  luftbeständig, schwach alkalisch, durch Einwirken feuchter Kohlensäure auf das neutrale Salz zu erhalten; beim Erhitzen (Kochen der Lösung) Regeneration desselben. — Schwefelsaures Kali  $K_2SO_4$ , feuerbeständig, Bestandteil des Rainitz (Düngemittel); das saure Salz verhält sich wie das entsprechende Natronsalz, § 138.

§ 135. Salpetersaures Kali (Kalisalpeter)  $KNO_3$ , farblose rhombische oder hexagonale Krystalle, schmelzbar, beim Erhitzen für sich oder mit metallischem Blei salpetrigsaures Salz bildend:  $KO.NO_2 = KO.NO + O$  (Zersetzung desselben durch verdünnte Säuren); bei noch höherer Temperatur entweichen N und O, Rückstand  $K_2O$ . Salpeter und Schwefel, Kohle und Eisen. Indischer Salpeter; Vorgänge in den Salpeterplantagen; Wirkung organisierter Fermente. „Brechen“ des erhaltenen Kalisalpeters durch Pottasche. Darstellung aus Chilealpeter (§ 73); Schießpulverfabrikation (Salpeter 75, Schwefel 12, Kohle 13 Gtle.). Die

Gleichung  $4\text{KNO}_3 + \text{S}_2 + 3\text{C}_2 = 2\text{K}_2\text{S} + 6\text{CO}_2 + 2\text{N}_2$  nur eine rohe Annäherung. Knallpulver, Bauméscher Schnellfluß. Darstellung der Schwefelsäure und Salpetersäure; Pökeln des Fleisches. — Chlorsaures Kali  $\text{KClO}_3$ , monokline Blättchen, vgl. § 55 und 99. Darstellung im Großen durch Vermittlung des Ätzalkes, weshalb vorteilhafter? Verhalten zu Schwefelantimon und amorphem Phosphor; schwedische Streichhölzchen. Bengalisches Feuer. In der Medizin starkes Oxydationsmittel (Antiseptikum). — Unterchlorigsaures Kali vgl. § 99.

§ 136. Kieselsaures Kali, Wasserglas. Fabrikmäßige Darstellung aus Quarzsand, kohlensaurem Kali und Kohle. Überziehen leicht verbrennlicher Körper (Theaterrequisiten). Bestandteil des böhmischen Glases (Kaliglas). Der Orthoklas  $\text{K}_2\text{O}, 3\text{SiO}_2 + \text{Al}_2\text{O}_3, 3\text{SiO}_2$  die Quelle aller Kaliverbindungen: mechanische und chemische Verwitterung der Feldspatgesteine; Einfluß der gelösten Kohlensäure. Bedeutung der Kalisalze für die Ernährung der Pflanzen. — Chlorkalium  $\text{KCl}$ , Bestandteil des Meerwassers und der Salzseen; als Sylvin (Oktaeder) in den Staßfurter Abraumsalzen. — Brom- und Jodkalium, farblose Würfel, wichtige Salze für die Medizin und Photographie; cf. § 93 und 112. Darstellung des Jodkaliums 1)  $6\text{KOH} + 3\text{J}_2 = 5\text{KJ} + \text{KJO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$  und Zerstörung des Jodates durch Kohle, 2) durch Zersetzung des (synthetisch zu erhaltenden) Eisenjodürs durch kohlensaures Kali. — Saures Fluorkalium  $\text{KF}, \text{HF}$ , sehr beständig. — Einfach Schwefelkalium  $\text{K}_2\text{S}$ , stärkste Sulfobasis; Darstellung des pyrophorischen durch Reduktion des schwefelhaften Kalis durch Kohle; einer wässrigen Lösung aus Ätzlauge und Schwefelwasserstoff. Unbeständiger Körper. Polysulfurete des Kaliums aus kohlensaurem Kali und Schwefel; Schwefellebern und Schwefelmilch. — Kennzeichen der Kalisalze. Violette Flammenfärbung; Spektrum. Konkurrenz der Natronsalze und Kobaltglas. Verhalten zu Weinsäure  $(\text{HO})_2\text{T}$  und Platinchloridchlorwasserstoff  $2\text{HCl}, \text{PtCl}_4$ . Löslichkeit der übrigen Salze.

### Natrium.

§ 137.  $\text{M. G. Na} = 23, \text{f. G.} = 0,972$ , einwertig. Schm. P.  $95,6^\circ$ .  $\text{Na}_2\text{H}$ . — Weniger heftige Affinitäten als Kalium, vgl. § 38 und 43. Darstellung die des Kaliums. Davy 1807. — Natron  $\text{Na}_2\text{O}$  und Ätznatron  $\text{NaOH}$  vgl. § 134; doch ist das

physikalische Verhalten des Natrones an der Luft abweichend. — Kohlensaures Natron, Soda  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ , monokline, schnell verwitternde Krystalle; Dampftension des Krystallwassers. Verhalten beim Erhitzen; die calcinierte Soda feuerbeständig. Stark alkalische Reaktion. Natronseen, Bodeneffloreszenz, Asche der See- und Strandpflanzen (Barilla). Die Revolutionskriege und der Leblancprozeß. 1) Erzeugung von Sulfat aus Kochsalz und Schwefelsäure, 2) Reduktion des Sulfates zu Schwefelnatrium (Kohlenoxydgasbildung), 3) Zerlegung des Schwefelnatriums durch kohlen-sauren Kalk; 2) und 3) fallen in eine Operation zusammen. Komplikation des letzteren Prozesses; direkte Darstellung von Natron. Ammoniakfodaprozeß. Zerlegung von saurem kohlen-saurem Ammon durch gesättigte Kochsalzlösung,  $(\text{H}_4\text{N})\text{HCO}_3 + \text{NaCl} = \text{H}_4\text{NCl} + \text{NaHCO}_3$ . Schwerlöslichkeit des letzteren Salzes. Zerlegung desselben durch Erhitzen. Bedeutung der Sodaindustrie. Das Bikarbonat  $\text{NaHCO}_3$  Bestandteil der Säuerlinge und Stahlquellen; verhält sich wie das entsprechende Kalisalz. Magensäure. Brausepulver.

§ 138. Schwefelsaures Natron, Glaubersalz  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O}$ , monokline verwitternde Krystalle. Bei  $33^\circ$  Maximum der Löslichkeit. Unter  $20^\circ$  mit  $10\text{H}_2\text{O}$ , bei höheren Temperaturen (Erhitzen) der bei  $33^\circ$  gesättigten Lösung) wasserfrei krystallisierend. Übersättigte Lösungen; starke Wärmeentbindung. Bestandteil vieler Mineralwässer, Abführmittel, Glas-, Soda- und Ultramarin-fabrikation. — Das saure Sulfat  $\text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  bildet beim vorsichtigen Erhitzen dischwefelsaures Natron  $(\text{NaO} \cdot \text{SO}_2)_2\text{O}$ , welches erst in der Glühhitze  $\text{SO}_3$  abspaltet. — Beim Kochen einer Lösung von schwefligsaurem Natron mit Schwefel erhält man unterschwefligsaures Salz  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 5\text{H}_2\text{O}$ , farblose, luftbeständige Krystalle. Anwendung in der Photographie:  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{AgCl} = \text{NaAgS}_2\text{O}_3 + \text{NaCl}$ , als Antichlor der Bleichereien:  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 4\text{Cl}_2 + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHSO}_4 + 8\text{HCl}$ . Verhalten des Salzes beim Erhitzen an der Luft, der Lösung zu verdünnten Säuren. — Salpetersaures Natron, Chilesalpeter  $\text{NaNO}_3$ , rhomboedrisch (kubischer Salpeter), hygroskopisch und deshalb zur Schießpulverfabrikation untauglich. Darstellung des Kalisalpeters und der Salpetersäure; wichtiges Düngemittel. —

§ 139. Phosphorsaures Natron  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$ , verwitternde Krystalle von alkalischer Reaktion, mit Höllensteinlösung

gelber Niederschlag von  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ . Darstellung im Großen durch Zersetzung von saurem phosphorsaurem Kalk durch Soda, im Kleinen durch Sättigen von Phosphorsäure mit Soda. Beim Glühen erhält man unter Wasserabspaltung pyrophosphorsaures Natron  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ , welches mit  $10\text{H}_2\text{O}$  krystallisiert; mit Höllestein weißer Niederschlag von pyrophosphorsaurem Silber, § 116.

— Metaphosphorsaures Natron  $\text{NaPO}_3$  durch Glühen von Phosphorsalz, siehe Ammonium. — Unterchlorigsaures Natron (Eau de Labarraque) § 99.

§ 140. Borssaures Natron, Borax  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 10\text{H}_2\text{O}$ , monoklin, schwach verwitternd, alkalische Reaktion. Verhalten beim Erhitzen; gebrannter Borax, Boraxglas. Flammenschutzmittel (4 Tle. Borax, 3 Tle. Bittersalz). Boraxperle und Metalllegirde, Löten von Gold und Silber; basische Borate. Aus gesättigt warmer Lösung ( $60^\circ$ ) in Oktaedern krystallisierend. Verhalten zu Säuren; Kohlensäureabsorption unter Bildung freier Borssäure und  $\text{NaHCO}_3$ . Zersetzung des Borax durch starkes Verdünnen mit Wasser. Tinkal und künstlicher Borax; Antiseptikum. — Kieselsaures Natron (Natronwasserglas), Bestandteil des gewöhnlichen Glases. — Chlornatrium § 1, 40, 48, krystallisiert bei Gegenwart organischer Stoffe (Harnstoff) in Oktaedern. In heißem Wasser nur wenig löslicher als in kaltem (100 Tle. Wasser circa 36 Tle. Salz); Darstellung des Kalisalpeters. Salzbergbau und Salinenbetrieb; Gewinnung aus dem Meere durch Verdampfen und Gefrieren. Denaturierung des Salzes. — Schlippeches Salz § 124. — Kennzeichen der Natronsalze; Empfindlichkeit der Flammenreaktion; Spektrum. Wasserlöslichkeit der Natronsalze.

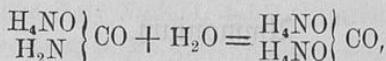
### Ammonium.

§ 141. Parallelismus des chemischen Verhaltens von Salmiakgeist mit den gelösten Dxyhydraten von Kalium und Natrium; vergl. § 50 und 114. Isomorphismus der Salze von Kalium und Ammonium. Unitäre Auffassung der Synthesen  $\text{H}_3\text{N}$ ,  $\text{HCl}$  und  $(\text{H}_3\text{N})_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  durch die Hypothese des Radikales Ammonium als  $(\text{H}_4\text{N})\text{Cl}$  und  $(\text{H}_4\text{N})_2\text{SO}_4$ , des Salmiakgeistes  $\text{H}_3\text{N}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  als  $(\text{H}_4\text{N})\text{OH}$ . Bedenklichkeit der letzteren Annahme. Austauschbarkeit des Radikales  $(\text{H}_4\text{N})'$  bei Wechselzersetzen; Darstellung des Ammoniumamalgams durch Elektrolyse von wässrigem Ammoniak

mit Quecksilberkathode, oder durch Wechselzersetzung von Natriumamalgam mit Salmiaklösung  $2(\text{H}_4\text{N})\text{Cl} + \text{Na}_2\text{Hg} = (\text{H}_4\text{N})_2\text{Hg} + 2\text{NaCl}$  (allgemeine Darstellungsmethode der Amalgame). Metallglänzende, sehr lockere Masse von Butterkonsistenz, sehr bald in Hg,  $2\text{H}_3\text{N}$  und  $\text{H}_2$  zerfallend (Volumverhältnisse). Verhalten des gasförmigen Ammoniafs gegen Säureanhydride:  $2\text{H}_3\text{N}^{\text{III}} = \text{H}_4\text{N}^{\text{V}} + \text{H}_2\text{N}^{\text{III}}$  (Amid).

§ 142. Schwefelsaures Ammon  $(\text{H}_4\text{N})_2\text{SO}_4$  entsteht u. a. durch Bestreuen des Stalldüngers mit Gyps; luftbeständig. — Salpetersaures Ammon  $(\text{H}_4\text{N})\text{O} \cdot \text{NO}_2$ , hygroskopisch und sehr leicht löslich (Kältemischungen). Darstellung durch Neutralisation von Salmiakgeist oder kohlen-saurem Ammon durch Salpetersäure. Bestandteil des Regenwassers. In trockner Luft beständig, zerfällt beim Erhitzen glatt in Wasser und Stickoxydul, § 113. — Phosphorsaures Ammonoxydnatron, Phosphorsalz  $\text{Na}(\text{H}_4\text{N})\text{HPO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ , monokline Krystalle, aus phosphorsaurem Natron und Salmiak bei Siedehitze zu erhalten, liefert beim Erhitzen metaphosphorsaures Natron  $\text{NaPO}_3$ . Lötrohrversuche, Kieselsäurestelett. Basische Metaphosphate.

§ 143. Käufliches kohlen-saures Ammon, Gemenge von saurem Karbonat  $(\text{H}_4\text{N})\text{HCO}_3$  u. carbaminsaurem Ammon  $\left. \begin{array}{l} \text{H}_4\text{NO} \\ \text{H}_2\text{N} \end{array} \right\} \text{CO}$ , durchscheinende, feste, faserig krystallinische Massen, an der Luft  $2\text{H}_3\text{N}$  und  $\text{CO}_2$  abspaltend (scharfer Ammoniakgeruch) und pulveriges saures Karbonat hinterlassend. Trennung der Bestandteile durch 90prozentigen Alkohol. Die wässrige Lösung ist z. T. eine chemische:



sodass die Wasserlösung neben dem sauren das neutrale Karbonat enthält. Darstellung durch Sublimation von Salmiak mit kohlen-saurem Kalk; eine Lösung von  $(\text{H}_4\text{N})\text{HCO}_3$  erhält man durch Einleiten von überschüssiger  $\text{CO}_2$  in Salmiakgeist. Bildung von kohlen-saurem Ammon bei der Destillation von Knochen (Knochenkohle), Leder, Horn (Sal cornu cervi, Hirschhornsalz), Steinkohlen (Gaswasser), bei der Fäulnis stickstoffhaltiger Verbindungen (gefaulter Harn). Verhalten der Ackerkrume. — Salmiak  $\text{H}_4\text{NCl}$ , krystallinisches Pulver (Ktaeder) oder zähe, durchscheinende, faserig

krystallinische Kuchen, sehr leicht in Wasser löslich, beim Kochen etwas  $H_2N$  entlassend. Jupiter Ammon oder häma-njak? Zersetzung des Gaswassers mit Kalkmilch und Einleiten des Gases in Salzsäure, vergl. § 50, 57, 77, 114. — Ammoniumhydrogensulfid ( $H_4N$ )SH in Lösung durch Sättigen von Salmiakgeist mit Schwefelwasserstoff zu erhalten. Sog. Schwefelammonium, starke Sulfobasis, anfangs farblos, an der Luft gelb werdend; die gelbe Lösung enthält u. a. Polysulfurete des Ammoniums und freien Schwefel. — Flüchtigkeit der Ammonsalze. Ammoniakentwicklung mit Kalilauge oder Kalkmilch; Geruch, Reagenzpapiere, Salmiaknebel. Platinchloridchlorwasserstoff und Weinsäure wirken wie bei Kalisalzen; die übrigen Salze leicht löslich.

Vergleichung der Alkalimetalle (al-kaljun). Die Spektralanalyse und das Lithium. Merkwürdigkeit der großen Verbreitung einiger Elemente bei ihrer spurenhafte Menge.

### Calcium.

§ 144. A. G. Ca = 40, sp. G. = 1,58, zweiwertig; speisgelbes, hämmerbares Metall; in trockner Luft beständig, beim Erhitzen lebhaft verbrennend. Schmelzbar, nicht flüchtig; heftige Wasserzersetzung bei gewöhnlicher Temperatur. Darstellung durch Elektrolyse oder durch Reduktion von Zerdecalcium mit Natrium in hoher Temperatur. Davy 1808. — Calciumoxyd, Kalk, gebrannter Kalk CaO. Die Dissoziation des kohlen-sauren Kalkes gelingt vollständig nur bei gleichzeitiger Entfernung der Kohlensäure (Wirkung der Kohle § 77). — Calciumhydroxyd, Kalkhydrat  $Ca(OH)_2$ , in der Glühhitze zerlegbar, in 1000 Tlen. Wasser löslich (§ 6, 35, 54, 58), Trübung der Lösung beim Erhitzen. Verhalten von konzentrierten und verdünnten Kalksalzlösungen zu Ätzkali und Ammoniakliquor. Fetter Kalk; Erhärten des Luftmörtels. Thonhaltiger Kalkstein, magerer Kalk, hydraulischer Mörtel; Wasserbindung des basischen Doppelsilikates. Natürliche und künstliche Cemente, Duckstein (Traß). Bedeutung des Zuckerkalkes. — Kohlen-saurer Kalk,  $CaCO_3$ , unlöslich in Wasser; Fällung löslicher Kalksalze durch Soda. Löslich in kohlen-saurem Wasser als  $Ca(HCO_3)_2$ . Dimorph; rhomboedrisch als Kalkspat (§ 6), rhombisch als Aragonit (Erbsenstein, Sprudelstein). Künstliche Darstellung der beiden Formen. Auster-, Muschel-, Eier-schalen, Kreide, echte

Berlen und Korallen, Chitinskelett der Arthropoden, Knochen der Wirbeltiere (6%).

§ 145. Schwefelsaurer Kalk, als Gyps  $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ , § 9; 1000 Tle. Wasser von 0° lösen 2 Tle. Gyps. Trübung der Lösung beim Erwärmen; Verhalten der gelösten Kalksalze zu Schwefelsäure. Düngende Kraft des Gypses (Wiesen und Kleefelder) durch Bildung von Ammoniumsulfat. Gypsverbände und Stuck. Anhydrit  $\text{CaSO}_4$ , rhombisch, Begleiter der Salzlager; Gypsbildung. — Salpetersaurer Kalk, Mauersalpeter; Salpeterplantagen, § 135. — Chlorkalk, Bleichkalk, Gemenge von unterchlorigsaurem Kalk, Chlorcalcium und Ätzkalk. Darstellung:  $2\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{Cl}_2 = \text{Ca}(\text{OCl})_2 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ . Schwacher Chlorgeruch, die wässrige Lösung durch verdünnte Säuren leicht zersetzbar:  $2\text{Ca}(\text{OCl})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2 + \text{O}_2$ ; selbst die atmosphärische Kohlenensäure zerlegt ihn:  $2\text{Ca}(\text{OCl})_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{CaCO}_3 + 2\text{Cl}_2 + \text{O}_2$ ; Salzsäure giebt statt  $\text{O}_2$  2 Mol. Chlor mehr. Merkwürdige Sauerstoffentwicklung bei Gegenwart der Oxide von Kupfer, Nickel und Kobalt. Transportables Chlor. — Neutraler phosphorsaurer Kalk  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , unlöslich in reinem Wasser, wenig löslich in kohlen-saurem Wasser und Salzlösungen. Bildet mit Chlor- und Fluorcalcium den hexagonalen Apatit, für sich den Phosphorit (Hauptmasse der Koprolithen). Hauptbestandteil ( $\frac{4}{5}$ ) der Knochenasche, der Rest ist kohlen-saurer Kalk. Behandlung eines Knochens mit Salzsäure; Verbrennung eines solchen. Körnerfrüchte (Samenbildung) und Phosphate. Superphosphat § 116. Kieselsaurer Kalk, Bestandteil vieler Silikate (Hornblenden, Kalkfeldspäte) und des Glases.

§ 146. Chlorcalcium  $\text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ , sehr hygroskopisch und in Wasser unter starker Abkühlung löslich (mit Schnee oder Eis vorzügliche Kältemischung, bis  $-48^\circ$ ). Beim Erhitzen resultiert wasserfreies  $\text{CaCl}_2$  unter partiellem Chlorverlust und Sauerstoffaufnahme (alkalische Reaktion); ebenfalls sehr hygroskopisch, unter starker Wärmeentwicklung löslich (Kristallwasser). Anwendung. — Fluorcalcium  $\text{CaF}_2$ , Flußspat; bekanntes Mineral, Würfel mit oktaedrischer Spaltbarkeit, unlöslich in Wasser, meist schön gefärbt. Phosphoreszenz und Fluoreszenz. Flußmittel. In geringer Quantität in den Knochen (Zahnschmelz) enthalten, vergl. § 102. — Einfach Schwefelcalcium  $\text{CaS}$ , durch Reduktion von schwefelsaurem Kalk mit Kohle oder Glühen von Kalk in Schwefel-

wasserstoff zu erhalten, weißlicher Körper, Balmainsche Leuchtmasse. Mit Wasser Hydroxyd und Hydrosulfid bildend; letzteres entsteht auch beim Einleiten von Schwefelwasserstoff in Kalkmilch. Depilatorium; Bestandteil des Rhuzma. — Fällung der löslichen Kalksalze durch kohlen- und phosphorsaure Alkalien. Rotgelbe Flammenfärbung.

§ 147. Glas ist ein Gemenge von zwei und mehr Silikaten. Natronkalkglas, Kalikalkglas, Kalibleioxydglas (Flintglas, Straß, Krystallglas); das Boutillenglas enthält noch Thonerde, Eisenoxyd und Drydul. Bestandteile des Glassatzes und Umkehrung derselben beim Schmelzen (Glaubersalz und Kohle). Oxydation des Eisenoxyduls durch Salpeter, Mennige, Arsenik, Braunstein; letzterer vielleicht auch physikalisch wirkend (Komplementärfarben). Glas- thänen und Bologneser Fläschchen; Hartglas. Milchglas (Bein- glas) und Email (Zinnoxid). Rotes Glas (Kupferoxydul und Eisenoxyd), blaues (Kobaltoxyd), violette (Braunstein), grünes Glas (Chromoxyd oder Eisenoxydul).

### Strontium.

§ 148. A. G. Sr = 87,5, j. G. = 2,5, zweiwertig, aus der Elektrolyse des geschmolzenen Chlorides, sehr ähnlich dem Calcium. Nicht sehr verbreitet; als kohlen-saures Salz, Strontianit (von Strontian in Schottland), rhombisch, isomorph mit Aragonit; als rhombisches Sulfat (Cölestin von Jena und Sizilien). — Strontium- oxyd, Strontian SrO und das Hydroxyd  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  wie die ent- sprechenden Baryumverbindungen zu erhalten. — Salpetersaurer Strontian durch Auflösen von Strontianit in Salpetersäure. Karminrote Flammenfärbung; Feuerwerkerei. Vorsichtsmaßregeln bei Herstellung der Mischungen. Schwerlöslichkeit des Sulfates (Gypslösung).

### Baryum.

§ 149. A. G. Ba = 137; das Metall kaum bekannt (barys = schwer). — Baryt BaO (j. G. 4,5) durch Glühen des Nitrates zu erhalten (das kohlen-saure Salz schwierig zerlegbar), bildet mit Wasser unter heftiger Erhitzung Aq-baryt.  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  in der Glüh- hitze zerlegbar, in heißem Wasser leicht löslich und mit  $8\text{H}_2\text{O}$  krystallisierend; bei gewöhnlicher Temperatur in 20 Th. Wasser

löslich. Barytwasser und Kalkwasser. Darstellung des Azbarytes durch Reduktion von Schwerspat mit Kohle (Kohlenoxydbildung) und Kochen der wässrigen Lösung des Schwefelbaryums mit Kupferoxyd. — Barymsuperoxyd  $BaO_2$  entsteht beim vorsichtigen Erhitzen von  $BaO$  im kohlenäurefreien Luftstrome, giebt beim stärkeren Erhitzen die Hälfte des Sauerstoffes ab. Mit Säuren Sauerstoff oder Wasserstoffsuperoxyd bildend. — Kohlenaurer Baryt  $BaCO_3$ , rhombisches Mineral (Witherit), isomorph mit Aragonit, unlöslich in Wasser. England. — Schwefelaurer Baryt  $BaSO_4$  als rhombischer Schwerspat (s. G. = 4,6), beinahe vollkommen unlöslich in Wasser und verdünnten Säuren. Nachweis der Schwefelsäure (Salzäurezusatz!). Gypswasser. Permanentweiß. Zersetzung des Schwerspates durch Glühen mit kohlensaurem Natron; weniger vollständig durch Kochen mit Sodablösung. — Salpeteraurer Baryt  $Ba(NO_3)_2$  und Chlorbaryum  $BaCl_2 + 2H_2O$  sind lösliche Salze; Darstellung aus kohlensaurem Baryt oder Schwefelbaryum und den betreffenden Säuren. Jedes dieser Salze in der zugehörigen Säure unlöslich. Grünfeuer. — Schwefelbaryum  $BaS$ , gegen Wasser wie Schwefelcalcium. — Die löslichen Barytsalze und der kohlensaure Baryt starke Gifte. — Vergleichung der Metalle der alkalischen Erden.

## Magnesium.

§ 150. A. G.  $Mg = 24$ , sp. G. = 1,74, 2wertig. Silberweiß, wenig fest; bei hoher Temperatur flüchtig: Leuchtkraft der Magnesiumflamme ( $MgO$ ). Photographie. Verhalten zu heißem Wasser (vgl. § 43), zu Salzsäure und Salmiaklösung. Darstellung durch Elektrolyse von geschmolzenem Chlormagnesium oder durch Zersetzung desselben durch Natrium bei hoher Temperatur. — Magnesia  $MgO$  (gebrannte Magnesia), weißer, sehr voluminöser Körper, in 50000 Th. Wasser löslich (Valmusreaktion), durch Erhitzen des kohlensauren Salzes. Bekanntes Arzneimittel. — Das Hydroxyd  $Mg(OH)_2$  aus Bittersalz und Kalilauge (Barytwasser). — Kohlensaure Magnesia  $MgCO_3$ , rein als Magnesit, mit dem isomorphen  $CaCO_3$  den Dolomit bildend. Durch Fällung von Bittersalz mit Soda erhält man basische Salze, löslich in Salmiak unter Doppelsalzbildung; Verhalten des Bittersalzes zu Ammoniak. Das Bikarbonat in vielen Quellen. — Schwefelsaure Magnesia

$MgSO_4 + 7H_2O$ , Bitterfalz, rhombische, leicht lösliche Krystalle. Bitterwässer, Meerwasser, Mutterlauge der Salzsoolen, Doppelverbindungen der Staßfurter Abraumfalze. Bitterfalzlösung giebt mit Salmiak, Ammoniak und phosphorsaurem Natron unlösliche phosphorsaure Ammonmagnesia  $(H_4N)MgPO_4 + 6H_2O$ , fast unlöslich in ammoniakhaltigem Wasser. Bestimmung der Phosphorsäure und der Magnesia. — Kieselsaure Magnesia als Olivin, Serpentin, Talk (Speckstein), Meerschaum, mit Kalksilikaten in isomorpher Mischung als Augit und Amphibol, § 25. Asbest. — Chlor-magnesium  $MgCl_2 + 6H_2O$ , sehr zerflüchtig; beim Erhitzen Zersetzung in Magnesia und Salzsäure. Darstellung der wasserfreien Verbindung  $MgCl_2$  mit Hülfe von Salmiak. Grund die Dissoziation (Wärmebindung) des Salmiaks.  $MgCl_2$  gegen Wasser wie das betreffende Kalkfalz. Carnallit  $MgCl_2 + KCl + 6H_2O$ .

## Zink.

§ 151. A. G. Zn = 65, sp. G. = 6,8, zweiwertig. Bläulichweiß, krystallinisch, spröde. Verhalten bei  $120^\circ$  und  $200^\circ$ . Schm. P.  $360^\circ$ , in der Weißglut destillierbar (mit Flamme verbrennend). Das käufliche unreine Zink auch in Kalilauge (H-Entwicklung) löslich; Salzbildung; Gegenwart von Eisen. Geruch des mit Zink entwickelten Wasserstoffgases. Galvanisieren des Eisens. Legierungen: Messing, Neusilber. Gewinnung durch Röstung der Erze und Destillation des erhaltenen Drydes mit Kohle (Muffeln). Zinkstaub und Radium. — Zinkoxyd  $ZnO$ , weiß, beim Erhitzen gelb, sehr locker (lana philosophica), unlöslich in Wasser, bei Weißglut flüchtig, durch Wasserstoff nicht reduzierbar. Darstellung: Erhitzen des Metalles an der Luft, Blühen von kohlensaurem oder salpetersaurem Zink. Zinkweiß.  $Zn(OH)_2$  durch Fällung des Sulfates mit Alkalkalien, im Überschuß derselben (auch in  $H_2N$ ) löslich; Salzbildung, vgl. Thonerde. — Schwefelsaures Zink, Zinkvitriol  $ZnSO_4 + 7H_2O$ , rhombisch, isomorph mit Bitterfalz, ein  $H_2O$  fester als die übrigen gebunden. Bei  $30^\circ$  monoklin mit  $6H_2O$  krystallisierend. Rammelsberg. Giftig. — Kohlensaures Zink  $ZnCO_3$  als edler Galmei, rhomboedrisch, isomorph mit Kalkpat und Magnesit, Kadmia der Alten. Durch Fällung von Zinkvitriol mit Soda entstehen basische Salze. Anlaufen des Metalles an der Luft. — Kieselsinkerz, gemeiner Galmei, wasserhaltiges Silikat, ausgezeichnet

hemimorphisch. — Chlorzink  $ZnCl_2$ , wasserhaltig durch Auflösen von Zink in Salzsäure, sehr leicht löslich in Wasser, ätzend. Zinkbutter und Zinkorychlorid. — Schwefelzink, Zinkblende, regulär, Rhombendodekaeder und dessen Hemitropieen, blaßgelb, meist von Eisen stark gefärbt. Amorph vollkommen weiß, durch Fällung von Zinkvitriol mit Schwefelammon (weßhalb nicht  $H_2S?$ ). Saure Reaktion der Zinksalze; Trennung des Zinks vom Eisen.

### Aluminium.

§ 152.  $Al = 27$ , sp. G. = 2,56, dreiwertig. Fast silberweiß, Stich ins Blaue, duktil und hämmerbar (Blattaluminium), sehr fest; im kompakten Zustande selbst in der Glühhitze sehr beständig. Wasser kaum zersetzend, in Salzsäure und Kalilauge leicht löslich (H). Als Thonerde sehr verbreitet, aber schwierig darstellbar. Elektrolyse; Zersetzung eines innigen Gemenges von Chloraluminium-Chlornatrium, Kochsalz und Kryolith (vgl. unten) durch metallisches Natrium in der Glühhitze. Das fabrikmäßig dargestellte enthält u. a. Eisen und Silicium (bis 6%). Aluminium-bronze. — Aluminiumoxyd, Thonerde  $Al_2O_3$ ; hexagonal als Korund (Sapphir, Rubin, Smirgel), nur vom Diamanten ritzbar, auch künstlich darstellbar. Amorph (durch Glühen des Hydrates oder des Ammoniumalauns) weißes Pulver, im Knallgasgebläse schmelzbar, nur durch Schmelzen mit Alkalkalien oder saurem schwefelsaurem Kali in Lösung zu bringen; weder durch H noch durch C reduzierbar. Verhalten zu Kobaltlösung (Aluminatbildung). — Aluminiumhydroxyd, Thonerdehydrat  $Al(OH)_3$ , durch Fällen eines  $Al$ -Salzes mit Ammoniak oder Sodablösung, amorphe, gummiähnliche Masse, in Säuren und Alkalien (exkl.  $H_3N$ ) leicht löslich. Löslichkeit in Alaunlösung, kubischer Alaun. Beim vorsichtigen Erhitzen resultiert  $Al_2O_3, H_2O = AlO(OH)$ . Darstellung von Kali- oder Natronaluminat ( $NaO.OAl$ ); sehr leicht zersetzbarer Körper; Spinell  $Zn(O.OAl)_2$ . Orthoaluminat nicht bekannt. Lösliche Thonerde durch Dialyse von Chloraluminium. Thonerde und Farbstoffe. Weizen (essigsaure Thonerde) und Lackfarben. — Schwefelsaure Thonerde  $Al_2O_3(SO_2)_3 + 18H_2O$ , konzentrierter Alaun, durch Zersetzung von eisenfreiem Thon mit Schwefelsäure. — Schwefelsaures Thonerde-Kali, Alaun  $KAl(SO_4)_2 + 12H_2O$ , vgl. § 2. Durch starkes Glühen zersetzbar. Rückstand  $Al_2O_3$  und

$K_2SO_4$ . Darstellung i. N. durch Vermischen von schwefelsaurer Thonerde mit schwefelsaurem Kali (oder Chlorkalium); i. G. durch Glühen des Alunits  $KAl(SO_4)_2 + 2Al(OH)_3$  (römischer oder kubischer Alaun), oder aus Alaunschiefer, einem Gemenge von Thon, Braunkohle und Markasit ( $FeS_2$ ); Abscheidung des Eisens, Mehlmachen. Isomorphismus s. § 86.

§ 153. Kieselsaure Thonerde wesentlicher Bestandteil vieler, namentlich gesteinsbildender Mineralien (Feldspäte, § 24 und 133) und ihrer Zersetzungprodukte: Kaolin, Thon, Lehm. Mergel = Thon mit Beimengung von kohlen-sauren Salzen (Calcium, Eisen, Magnesium) und organischen Stoffen. Fette (plastische) und magere Thone. Porzellan (Biscuit); Steingut (Fayence); Töpferwaaren; Salz- und Bleiglasur (Bleiglanz). — Ultramarin enthält kieselsaure Thonerde, Natron, Kalk und Schwefel als Sulfid und Sulfat; Zersetzung durch Salzsäure. Darstellung aus Thon, Glaubersalz und Kohle ev. Schwefel. Grünes und blaues Ultramarin. — Chloraluminium  $AlCl_3$ , nach der Dampfdichte  $Al_2Cl_6$  (vgl. Schwefel  $S_6$  und  $S_2$ ), weißliche krystallinische Masse, an der Luft rauchend, äußerst hygroskopisch, starke Erwärmung mit Wasser, schmelzbar und flüchtig. Durch Glühen von Thonerde mit Kohle in Chlorstrome fabrikmäßig hergestellt. In Lösung durch Behandeln von Thonerde mit Salzsäure, beim Abdampfen Zersetzung. — Kryolith  $AlF_3, 3NaF$  (Grönland); Kryolith = Sodaprozeß:  $2AlF_3, 3NaF + 6CaO = 6CaF_2 + Al_2O_3, 3Na_2O$ ;  $Al_2O_3, 3Na_2O + 3H_2O + 3CO_2 = 2Al(OH)_3 + 3Na_2CO_3$ ; gleichzeitig vorteilhafte Alaundarstellung. — Geschmack der Thonerdesalze; Verhalten zu Kohlen-säure (Sodalösung), auch Schwefelammon fällt Thonerdehydrat.

## Eisen.

§ 154. N. G.  $Fe = 56$ ; 2, 3, 4 und 6wertig. Reines Eisen dem Schmiedeeisen am ähnlichsten; aus Eisenoxyd (oder Chlorür) und Wasserstoff oder durch Schmelzen von Clavierdraht mit Eisenoxyd und Glaspulver. Eisen und trockne Luft; gleichzeitige Einwirkung des Wassers und der Kohlen-säure. Passivität des Eisens; Drydschicht.

1. Guß- oder Roheisen mit 3—5% Kohlenstoff, teils chemisch gebunden, teils als Graphit mechanisch beigemischt; außerdem kleine Mengen Silicium, Mangan, Stickstoff, Phosphor und Schwefel

enthaltend. Verhältnismäßig leicht schmelzbar, spröde, nicht schweißbar, kristallinisch blätterig. Weißes und graues Roheisen. Kohlenstoffbindung und Salzsäure. Gußeisen für Kohlenoxyd und Wasserstoff durchdringlich; Dissoziationsspannung. S. G. = 7 und 7,7.

2. Stab- oder Schmiedeeisen,  $\frac{1}{2}$  % Kohlenstoff, Spuren von Mangan und Silicium, sehr schwer ( $1500^{\circ}$ ) schmelzbar. Schweißbar (Auffstreuen von Lehm!), sehniges Gefüge, große Zähigkeit, wenig elastisch. Einfluß der Erschütterungen. Beim Ablöschen weich bleibend. Hammer Schlag. Rotbrüchig durch Schwefelgehalt, kaltbrüchig durch Phosphor. Temporär magnetisch. S. G. = 7,8.

2. Stahl, 1—2 % Kohlenstoffgehalt, Stickstoff, Mangan, Silicium, Aluminium führend. Feinkörniges bis dichtes Gefüge, weniger zähe aber härter, spröder (elastischer) als Schmiedeeisen. Schweißbar und schmelzbar. Härten und Anlassen des Stahles (Anlauffarben). Dauernder Magnetismus. S. G. = 7,82.

Vorkommen gediegen mit Nickel und Wasserstoff in manchen Meteorsteinen, sonst meist vererzt, an Sauerstoff und Schwefel gebunden. Stahlquellen. Hämoglobin und Bleichsucht; Eisen und Chlorophyllbildung. — Metallurgische Darstellung nur aus den Sauerstoffverbindungen (Magnetitstein, Roteisenstein, Spateisenstein, Brauneisenstein). Aufbereitung und Röstung; Zuschläge und Schlackenbildung. — Hohofenprozeß mit Kokes oder Holzkohlen. Bedeutung des Kohlenoxydes. Darstellung des Stabeisens durch Frischen, Puddeln oder Bessern (Windfrischen); Rolle des Dryduloxydes. Analoge Entstehung von Frisch- und Puddelstahl. Cement- und Bessmerstahl. Damaszenerstahl (Wootz), Gußstahl.

§ 155. Eisenoxydul  $\text{FeO}$  unbekannt. Das Hydrat  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  aus Drydulsalzen und Kalilauge, bei Ausschluß von Luft weiß, rasch grün und gelbbraun werdend. Hohe Drydationsfähigkeit (Chloralkflüßung); starke Basis. — Kohlensaures Eisenoxydul  $\text{FeCO}_3$ , als Spateisenstein (vgl. § 22) meist die Carbonate von Mangan, Calcium, Magnesium enthaltend. Auf nassem Wege weißer, unbeständiger Niederschlag, an der Luft unter Verlust der Kohlenensäure in Drydhydrat übergehend. Das Bikarbonat der wirksame Bestandteil der Stahlquellen, oft im künstlichen Sodawasser. — Eisenbitriol, schwefelsaures Eisenoxydul,  $\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ , blaugrüne, monokline Krystalle, wasserfrei (das 7.  $\text{H}_2\text{O}$  erst bei  $300^{\circ}$  fortgehend) weiß. Auch triklin mit  $5\text{H}_2\text{O}$  (Kupferbitriol) und rhombisch mit  $7\text{H}_2\text{O}$  (Bittersalz) kristallisierend. An der Luft

gelber Überzug von basischem Drydjalz; analoges Verhalten der wässerigen Lösung. Beim Erhitzen Zersetzung:  $2\text{FeSO}_4 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 + \text{SO}_2$ ; Darstellung der Nordhäuser Schwefelsäure § 106. Verhalten der Lösung zu Stickoxyd. Rammelsberg und Grubenwässer, Darstellung i. G. aus Schwefelkies und Markasit. Färberei, Desinfektionsmittel. — Eisenchlorür  $\text{FeCl}_2$ , weiße, sublimierbare Krystalle (Eisen und gasförmige Salzsäure); wasserhaltig mit  $4\text{H}_2\text{O}$  blaugrün. — Kieselsaures Eisenoxydul, Bestandteil vieler Silikate. — Einfach Schwefeleisen  $\text{FeS}$ , aus den Elementen § 39, durch Fällung der Drydulsalze mit Schwefelammon schwarzer Niederschlag, höchst oxydierbar ( $\text{FeSO}_4$  u.); heiße Stollen im Rammelsberg. — Eigenschaften der Drydulsalze (Ferrosalze): Farbe, Geschmack, Verhalten an der Luft oder zu Oxydationsmitteln (Salpetersäure, Chlor); Verhalten zu  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_1\text{N} \cdot \text{SH}$ , zu Kali, Natron u.

§ 156. Eisenoxyd (Sesquioxyd)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , als Eisenglanz oder Roteisenstein vgl. § 12; amorphes braunrotes Pulver (Colcothar, Caput mortuum, Englischrot) durch Glühen des Hydrates; Rückstand bei der Bereitung der Nordhäuser Schwefelsäure, unlöslich in Wasser, schwierig in Säuren löslich. Das Hydrat  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  braunroter Niederschlag beim Zersetzen eines Drydulsalzes mit ägenden oder kohlen-sauren Alkalien (Ammoniak). Brauneisenerz und seine Varietäten (Eisenerz). Sumpferz und Kohlen-säurebedarf der Wasserpflanzen. Eisenrost. Schwache Basis; kein kohlen-saures Salz. Auflöslichkeit des frisch gefällten Hydrates in Eisenchlorid. Lösliches Eisenoxydhydrat und Dialyse. Antidotum Arsonici. — Schwefelsaures Eisenoxyd  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{Fe}_2\text{O}_6(\text{SO}_2)_3$ , gelblich, die Wasserlösung rotgelb. Verhalten beim starken Erhitzen. Darstellung der Lösung aus Eisenvitriol, Schwefelsäure und Salpetersäure. Reaktion des Stickoxydes, Nachweis der Salpetersäure. Löslichkeit in Alkohol und Darstellung reinen (oxydfreien) Eisenvitriols. Gerbsäure und Darstellung der Galläpfeltinte. Basische Salze. — Phosphorsaures Eisenoxyd  $\text{FePO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ , Bestandteil des Rufeisensteines (Sumpferzes), durch Fällung zu erhalten, gelblichweiß. — Eisenalun (§ 86), amethystfarbig, sehr unbeständig. — Eisenchlorid  $\text{FeCl}_3$  durch Synthese aus den Elementen, metallglänzend, eisenschwarz, sehr leicht sublimierbar, äußerst hygroskopisch. Spezifische Wärme des Eisens 0,114, Atomgewicht also 6,4:0,114 = 56. Dampfdichte des Eisenchlorids 162,5, also M. G. = 325

entsprechend  $\text{Fe}_2\text{Cl}_6$ ; vgl. Aluminium und Schwefel. In Lösung (gelb- bis rotbraun) durch Auflösen von Drydhydrat in Salzsäure oder Eisen in Königswasser zu erhalten. Schwierig krystallisierend (mit  $6\text{H}_2\text{O}$ ). Dissoziation der verdünnten Lösung unter Bildung löslichen Drydhydrates; Kochen und Dialyse. —  $\text{Fe}_2\text{S}_3$  vielleicht Bestandteil des Kupferkieses  $\text{Cu}_2\text{S}, \text{Fe}_2\text{S}_3 = \text{CuS} \cdot \text{FeS}$ . Bekannt sind  $\text{NaS} \cdot \text{FeS}$  und  $\text{KS} \cdot \text{FeS}$ . — Eigenschaften der Drydsalze (Ferrisalze); Farbe, Geschmack, Lakmusrötung. Fällung durch Kali, Natron, Ammoniak, Soda, Gerbsäure; Reduktion durch Schwefelwasserstoff:  $2\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{S} = 4\text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{S}_2$ ; durch Zink, Eisen, schweflige Säure, naszierenden Wasserstoff.

§ 157. Eisenoxyduloxyd  $\text{Fe}_3\text{O}_4 = \text{FeO}, \text{Fe}_2\text{O}_3$ , als Magnet-  
eisenstein § 11. In Salzsäure löslich, die Lösung reagiert wie ein  
Gemenge von Drydul- und Drydsalz. Zerlegung von Wasserdampf  
durch glühendes Eisen, Verbrennung von Eisen in Sauerstoff,  
Hammereschlag. Der Aethiops martialis  $= \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . — Eisen-

saures Kali  $\text{K}_2\text{FeO}_4$  durch Glühen von Eisenpulver mit Salpeter;  
fischrote Lösung; leicht in Alkali, Drydhydrat und Sauerstoff  
zerfallend. Krystalle schwierig zu erhalten. Eisensaures Baryt  
durch Fällung; das Anhydrid  $\text{FeO}_3$  nicht bekannt. — Zweifach

Schwefeleisen  $\text{FeS}_2$ , regulär als Schwefelkies, rhombisch als Markasit;  
§ 14. Zerlegung beim Glühen  $3\text{FeS}_2 = \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$ . Leichte  
Drydrierbarkeit des Markasits:  $2\text{FeS}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 7\text{O}_2 = 2\text{FeSO}_4$   
 $+ 2\text{H}_2\text{SO}_4$  unter bedeutender Wärmeentwicklung. Wahrscheinliche  
Entstehung des Schwefelkieses; Steinkohlenlager. — Magnetkies  
 $\text{Fe}_3\text{O}_7$ , bronzegelb bis tombackbraun.

## Nickel (Ni) und Kobalt (Co).

§ 158. Gemeinschaftliches N. G. = 58,6. Bedeutung der  
Namen. Im Mineralreiche stets zusammen in Gestalt komplizierter  
Schwefel- und Arsenverbindungen vorkommend. Das Nickel sonst  
wie Eisen, etwas gelblich, weniger oxydationsfähig, stark magnetisch.  
Gebiegen in Meteorsteinen. Die Gewinnung aus den Erzen sehr  
kompliziert; Würfelnickel. Legierungen: Arsenide, Packfong und  
Argentan (Neusilber) bestehen aus Kupfer, Zink, Nickel; die deutschen  
10 und 5 Pfg.-Stücke aus 25% Nickel und 75% Kupfer. Ver-  
nickeln eiserner Gegenstände. — Das metallische, ebenfalls magnetische

Kobalt sehr ähnlich, ohne praktische Verwendung. Die Oxyde (das Oxydul) färben Glasflüsse blau. Smalte; Kobaltglas und Natronflamme; die Kobaltfarben bei Lampenlicht. Die Kobaltoxydulsalze in Lösung schwach rosa, im wasserfreien Zustande tiefblau (sympathetische Tinte). Das salpetersaure Salz (Kobaltsolution) ist Lötrohreagens, vgl. Thonerde.

## Mangan.

§ 159.  $\text{M. G. Mn} = 55$ ,  $\text{sp. G. ca. } 7$ ; 2, 3, 4, 6 und 7wertig. Stahllähnliches, sehr oxydierbares, wasserzerlegendes Metall; Aufbewahrung wie bei Natrium. Ohne Gebrauch. Erst in höchster Weißglut aus den Oxyden durch Kohle reduzierbar, schwach magnetisch. Manganoxydul  $\text{MnO}$ , grünes Pulver, schon bei gewöhnlicher Temperatur oxydierbar, beim Erhitzen zu Oxyduloxyd  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  verglimmend. Darstellbar durch Glühen des Carbonates bei Luftabschluß oder durch Reduktion der höheren Oxyde im Wasserstoffstrom. Starke Basis. Kalilauge fällt aus den Oxydulsalzen das weiße Hydrat  $\text{Mn(OH)}_2$ , welches durch Sauerstoff- und Wasseraufnahme sich rasch bräunt:  $\text{Mn(OH)}_3$ . Abweichendes Verhalten des Ammoniacs wegen Bildung von Doppelsalzen. — Schwefelsaures Manganoxydul  $\text{MnSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$  und Manganchlorür  $\text{MnCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ , blaßrote Salze, aus Braunstein und den betreffenden Säuren zu erhalten:  $2\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ,  $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ ; Reindarstellung durch Einwirkung von kohlen-saurem Manganoxydul und Prüfung mit Schwefelammonium. — Manganpat  $\text{MnCO}_3$  isomorph mit Kalkpat; auf nassem Wege entstehen basische Salze. — Manganoxyd  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ , schwache Basis unbeständiger Salze (Manganalaun), entwickelt aus Salzsäure Chlor. — Mangansuperoxyd, Braunstein,  $\text{MnO}_2$ , Pyrolusit; rhombisch, eisenschwarz, sehr weich, beim Glühen je nach der Temperatur in  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  oder  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  und Sauerstoff zerfallend. Chlordarstellung; Wahrscheinlichkeit eines Superchlorides. — Mangansäure  $\text{H}_2\text{MnO}_4$  und ihr Anhydrid  $\text{MnO}_3$  unbekannt; das Kalisalz  $(\text{KO})_2\text{MnO}_2$  bildet dunkelgrüne, rhombische Krystalle, isomorph mit Kaliumsulfat. Darstellung durch Glühen von Ätzkali mit Braunstein und chlor-saurem Kali und Behandlung der Schmelze mit wenig kaltem Wasser. Das Manganat nur bei Gegenwart freien Alkalis beständig. An der Luft allmähliche

Farbenänderung durch Bildung von übermangansaurem Kali (und Manganhyperoxyd), schneller beim Kochen oder Hinzufügen von Säuren ( $\text{CO}_2$ ). Chamaeleon mineralis. Kräftiges Oxydationsmittel. Nachweis des Mangans durch Schmelzen mit Soda und Salpeter. — Übermangansaures Kali  $\text{KMnO}_4 = \text{KO} \cdot \text{MnO}_3$ , dunkelrote, rhombische Krystalle. Darstellung durch Kochen der mangan-sauren Kalilösung. Chamäleonlösung. Verhalten an der Luft, zu Salzsäure und Eisenoxydhalogenen. In saurer Lösung höchst kräftiges Oxydationsmittel:  $2\text{Mn}_2\text{O}_7 = 4\text{MnO} + 5\text{O}_2$ ; ebenso bei Gegenwart von Alkali:  $4\text{KMnO}_4 + 4\text{KOH} = 4\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ . Mit  $\text{H}_2\text{SO}_4$  bequeme Ozonquelle; starkes Antiseptikum. Die Übermangansäure und ihr Anhydrid  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  schwierig darstellbar. — Einfach Schwefelmangan durch Fällung eines Oxyd-salzes mit Schwefelammonium, fleischrot, zuweilen dunkelgrün.

### Chrom.

§ 160. A. G. Cr = 52,5; 2, 3 und 6wertig. Das Metall aus dem Oxyde durch Kohle bei hoher Temperatur reduzierbar; ohne Anwendung. Chroma = Farbe. — Chromoxyd ( $\text{CrO}$ ) und seine Salze unbeständige Körper. — Chromoxyd  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , grasgrünes Pulver, durch Erhitzen des Hydrates zu erhalten. Glasflüsse grünfärbend, nach dem Glühen in Säuren unlöslich. Schwache Basis. — Chromhydroxyd  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , durch Fällung eines Oxydsalzes mit Ammoniak, blaugrün, in Säuren leicht löslich. Ein Hydrat von abweichender Zusammensetzung ist das Chromgrün (Guignets Grün). Verhalten der Oxydsalze zu überschüssiger Kalilauge, vergl. Thonerde; Chromeisenstein  $\text{FeO}, \text{Cr}_2\text{O}_3$ . Grüne und violette Modifikation der Chromoxydsalze. Darstellung von Chromalun aus dichromsaurem Kali, Alkohol und Schwefelsäure vgl. unten. Dissoziation der Lösung beim Erwärmen. Schwefelammon fällt Hydroxyd. — Darstellung von wasserfreiem Chromchlorid durch Glühen von Chromoxyd und Kohle im Chlorstrom. — Chromsaures Kali  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , zitronengelb, isomorph mit Kaliumsulfat, entsteht beim Schmelzen von Chromoxyd mit kohlen-saurem Kali und Salpeter. Darstellung des dichrom-sauren Salzes  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  durch Hinzufügen verdünnter Säure, Rückbildung durch kohlen-saures Kali. Darstellung des Dichromates (rotes chromsaures Kali) aus dem Chromeisenstein. — Durch Behandeln des Dichromates mit

überschüssiger konzentrierter Schwefelsäure entsteht Chromsäureanhydrid  $\text{CrO}_3$ , rubinrote Nadeln, sehr hygroskopisch; das Hydrat nicht bekannt. Energisches Oxydationsmittel; Verhalten zu Alkohol und Ammoniak. Verhalten des Trioxydes (oder des Dichromates) beim Kochen mit Salzsäure und Schwefelsäure, zu Schwefelwasserstoff. Darstellung und Zersetzung von dichromsaurem Ammon. Darstellung von neutralem, gelbem und basischem, rotem chromsaurem Blei. Chromgelb und Chromrot. Rotbleierz =  $\text{PbCrO}_4$ . Erkennung der Chromsalze durch Darstellung des neutralen Chromates und Prüfung der neutralisierten Lösung mit Bleisalzen.

### Wismut.

§ 161. A. G. Bi = 207,5; sp. G. ca. 10; 3 und 5wertig; vgl. § 20. Die hexagonalen Krystalle isomorph mit Arsen und Antimon. Schm. P. 264°, beim Erstarren Ausdehnung wie beim Wasser. In der Weißglut leicht destillierbar. Meist gediegen vorkommend; Auslaugern des Metalles und Schmelzen mit Salpeter. An der Luft mit blauer Flamme zu gelbem Oxyd  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  verbrennend; Kohlenbeschlag. Das weiße Hydrat  $\text{BiO} \cdot \text{OH}$  schwache Basis; aus dem Nitrat durch Alkali fällbar. Darstellung von Wismutsuperoxyd  $\text{Bi}_2\text{O}_5$  (Wismutsäure). — Salpetersaures Wismutoxyd  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_2 + 5\text{H}_2\text{O}$  durch Auflösen des Metalles in Salpetersäure und Abdampfen zur Krystallisation. Zersetzung beim Verdünnen der Lösung mit Wasser in basisches Salz  $\text{Bi} \begin{cases} \text{O} \cdot \text{NO}_2 \\ (\text{OH})_2 \end{cases}$  und freie Säure, die einen Teil des Salzes gelöst hält. Weiße Schminke. — Chlorwismut  $\text{BiCl}_3$ , durch Auflösen des Metalles in Königswasser und Destillation (Wismutbutter); durch Wasser Fällung von Oxychlorid  $\text{BiOCl}$ . — Schwefelwismut  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ , schwarzbraune Fällung des Nitrates durch  $\text{H}_2\text{S}$ . Vgl. Wismut mit Antimon und Arsen.

### Zinn.

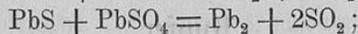
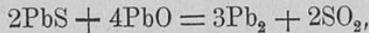
§ 162. A. G. Sn = 118; sp. G. = 7,3; 2 und 4wertig. Silberweiß, schwacher Stich ins Blaue; krystallinisch (Zinneschrei), weich, sehr hämmerbar (Stanniol), aber wenig duktil, bei 200° pulverisierbar. Schm. P. 230°; in der Weißglut flüchtig (mit Flamme verbrennend). Darstellung aus dem Zinnstein  $\text{SnO}_2$  (§15)

durch Reduktion mit Kohle. Bei gewöhnlicher Temperatur kaum oxydierbar; Verzinnen des Eisens, Kupfers u. Wichtige Legierungen: Bronze enthält Kupfer und Zinn (Kanonen, Glocken, Medaillen); die Statuenbronze enthält noch Zink. Schnellot der Klempner ist Zinn mit Blei; der Spiegelbeleg ein Zinnamalgame. Britanniametall enthält Kupfer, Zinn, Antimon. — Zinnchlorür (Zinnsalz der Färber)  $\text{SnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , durch Auflösen von Zinn in Salzsäure und Eindampfen zur Krystallisation; die Lösung durch viel Wasser zersezbar:  $\text{Sn} \left\{ \begin{array}{l} \text{Cl} \\ \text{OH} \end{array} \right.$  Kräftiges Reduktionsmittel; Verhalten an der Luft, zu den Chloriden von Eisen und Quecksilber. Kohlensäure Alkalien fällen unter Abgabe von  $\text{CO}_2$  weißes Dxydulhydrat  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ , an der Luft schnell Dxydhydrat bildend. Alkalkalien erzeugen dieselbe Fällung; ein Überschuß von Alkali löst den Niedererschlag, beim Kochen Abscheidung von wasserfreiem Dxydul. Dasselbe verglimmt beim Erhitzen an der Luft zu Dxyd. Schwefelwasserstoff fällt braunes Zinnsulfür  $\text{SnS}$ , in gelbem Schwefelammon unter S Aufnahme zu sulfozinnsaurem Ammon  $(\text{H}_4\text{N})_2\text{SnS}_3$  löslich; Probe mit Salzsäure. Fällung durch Zink: Zinnbaum.

§ 163. Zinnoxyd  $\text{SnO}_2$  (Zinnstein § 15) entsteht beim Erhitzen des Metalles an der Luft; weißes, amorphes Pulver. Schwache Basis, in schmelzenden Alkalien löslich. Durch Erhitzen von Zinn mit Salpetersäure erhält man weiße Metazinnensäure  $\text{H}_2\text{SnO}_3$ , unlöslich in Säuren, die Salzsäureverbindung in Wasser löslich. In Alkalkalien löslich unter Bildung komplizierter metazinnsaurer Salze (vgl. Kieselsäure). Gewöhnliche Zinnensäure ( $\text{H}_2\text{SnO}_3$ ?) durch Zersezzen des Chlorides mit Ammoniak, leichtlöslich in Säuren und Alkalien; mit letzteren die zinnsauren Salze erzeugend. Zinnensäure beim gelinden Erwärmen leicht in Metazinnensäure übergehend. — Zinnsaures Natron  $\text{Na}_2\text{SnO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ , sog. Präparier Salz; Darstellung durch Zersezzung von Bleioxydnatron durch Zinn. — Zinnchlorid  $\text{SnCl}_4$  (durch Synthese), farblose, flüchtige, schwere, stark rauchende Flüssigkeit; mit wenig Wasser festes Hydrat, welches sich bei Wasserzusatz löst. Auflösen von Zinn in Königswasser; Kali, Natron und Ammoniak fällen Zinnensäure; Schwefelwasserstoff gelbes Zinnsulfid  $\text{SnS}_2$ . Letzteres ist auch die Zusammensetzung des Musivgoldes; Darstellung desselben, Wirkung des Salmiaks. Zersezzung einer neutralen, verdünnten Zinnchloridlösung durch Kochen in Salzsäure und Zinnensäure.

## Blei.

§ 164. At. G. Pb = 207; sp. G. = 11,4; 2 und 4wertig. Bläulichweiß, starkglänzend, an der Luft bald grau anlaufend, sehr weich und auf Papier abfärbend. Hämmerbar (Bleifolie), weniger duktil. Schm. P. 330°, in der Weißglut flüchtig. Regulär. Verhalten zu lufthaltigem destilliertem und Brunnenwasser. Wasserleitungsrohren. Organische Säuren (Essigsäure HO·Ac etc.), Blei und Luft; Bleiglasuren. Lettermetall Antimon und Blei; Schrotten (Hartblei) Arsen und Blei. Gewinnung aus Bleiglanz (§ 3) PbS durch den Röstprozeß:



oder durch die Niederschlagsarbeit:  $2\text{PbS} + \text{Fe}_2 = 2\text{FeS} + \text{Pb}_2$ . Pattinsonieren des Werkbleis und Abtreiben des Reichbleis: Silberblei. Reduktion der Glätte durch Kohle; Frischblei. — Bleioxyd PbO, gelb oder rötlich gelb, nach dem Schmelzen kristallinisch erstarrend (Glätte, Massicot). In Wasser etwas, sehr leicht in Salpetersäure und Essigsäure löslich (Bleizucker). Darstellung durch Glühen von kohlensaurem oder salpetersaurem Blei. — Bleihydroxyd Pb(OH)<sub>2</sub>, weiß, durch Fällung eines Bleisalzes durch Alkalkalien oder Alkalk (Ammoniak fällt basische Salze), im Überschuß löslich. Bleioxydnatron, Bleioxydkalk (Schwarzfärben der Haare). Das Hydroxyd eine starke Basis, in Wasser etwas löslich; beim Glühen Bleioxyd. — Kieselsaures Bleioxyd aus Kieselsäure und den Oxyden. Bleioxyd und Thongefäße.

§ 165. Salpetersaures Bleioxyd Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, durch Auflösen von Blei oder Bleioxyd in verdünnter Salpetersäure; in Wasser leicht löslich, in konzentrierter Salpetersäure unlöslich. Zersetzung in der Hitze § 111. Beim Hinzufügen von Schwefelsäure oder eines Sulfates weißer Niederschlag von PbSO<sub>4</sub>, unlöslich in Wasser, löslich in konzentrierter Schwefelsäure. Verhalten der käuflichen beim Verdünnen mit Wasser. Kohlensaure Alkalien fällen basische Salze; Ableitung eines solchen aus drei Molekülen Hydroxyd. Bleiweiß, holländische und französische Darstellungsmethode. Vorzüge und Mängel des Bleiweißes; Ölgemälde. Chromsaures Blei § 160; Bleibäume (aus Bleizuckerlösung). Schwefelwasserstoff fällt schwarzbraunes Schwefelblei PbS; empfindliches Reagens.

Bleipapier. Bleiglanz § 3, Verhalten vor dem Lötrohr auf Kohle § 44. — Chlorblei  $\text{PbCl}_2$  in kaltem Wasser schwer löslich; leicht durch Wechsellagerung zu erhalten, ebenso das goldglänzende Jodblei. Die Bleisalze sehr giftig; Bleikolik. — Bleisuperoxyd  $\text{PbO}_2$ , dunkelbraunes, schweres Pulver. Verhalten zu Schwefel, schwefliger Säure und Salzsäure. Bildung durch Elektrolyse der Bleisalze durch Zersetzung von Mennige mit verdünnter Salpetersäure, aus Bleizucker und Chloralkali. — Mennige  $\text{Pb}_3\text{O}_4$  ( $2\text{PbO}$ ,  $\text{PbO}_2$ ?), schön ziegelrotes Pulver, durch Rösten von Massicot oder kohlen-saurem Blei im Großen dargestellt. Darstellung im Kleinen durch chlor-saures Kali.

### Kupfer.

§ 166. A. G.  $\text{Cu} = 63,5$ ; sp. G. = 8,9; 1 und 2wertig. Hämmerbar und duktil in hohem Grade, sehr schwer schmelzbar, geschmolzen H und CO absorbierend. Verhalten an trockner und feuchter Luft (sog. Grünspan), beim Erhitzen (Kupferhammerschlag). Oxydation bei Gegenwart von Säuren (Eßig), Fetten und fetten Ölen, ätzendem und kohlen-saurem Ammoniak, verdünnten Alkalien, Kochsalzlösung. Vergiftung der Speisen durch kupferne Gerätschaften. Keine Wasserzersetzung, in Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure (bei Luftabschluss) unlöslich. Verhalten zu konzentrierten Säuren § 104 und 113. Vorkommen gediegen (regulär) und vererzt. Darstellung aus den Oxyden durch Reduktion mit Kohle; aus dem Kupferkies  $\text{Cu}_2\text{S}$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3$  durch abwechselndes Rösten und Schmelzen mit quarzhaltigen Zuschlägen und Zersetzung des gerösteten Kupfersteins:  $2\text{CuO} + \text{Cu}_2\text{S} = 2\text{Cu}_2 + \text{SO}_2$ . Schwarzkupfer und Garkupfer (Rosettenkupfer). Hydrometallurgische Kupfergewinnung. Darstellung im Kleinen § 45. Legierungen: Messing (Kupfer und Zink), Bronze zu Glocken und Kanonen (Kupfer und Zinn), Statuenbronze (Kupfer, Zinn, Zink), Neusilber (Kupfer, Zink, Nickel). Gold- und Silberlegierungen. — Durch Auflösen von Traubenzucker in Kupfervitriollösung und Kochen mit überschüssiger Kalilauge entsteht ziegelrotes Kupferoxydul  $\text{Cu}_2\text{O}$ , natürlich als reguläres Rotkupfererz (Kuprit). Rotfärben von Glasflüssen. Durch Schwefelsäure oder Salpetersäure in Kupfer und Oxydialz zerfallend; in luftfreier Salzsäure auflöslich, Wasser fällt aus der Lösung weißes Chlorür  $\text{CuCl}(\text{Cu}_2\text{Cl}_2?)$ ,

Natronlauge gelbes, schnell blau werdendes Oxydulhydrat  $\text{CuOH}$ . Kupferchlorür wird an der Luft schnell grün, bei  $100^\circ$  in Oxychlorid  $\text{Cu}_2\text{OCl}_2$  übergehend, welches bei  $400^\circ$  den Sauerstoff wieder abgibt. Sauerstoffdarstellung im Großen. — Kupfersulfür aus den Elementen oder durch Reduktion von  $\text{CuS}$  mit Wasserstoff; für sich als Kupferglanz vorkommend; mit Schwefeleisen als Kupferkies  $\text{Cu}_2\text{S}$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3 = \text{FeS} \cdot \text{SCu}$ , wichtigstes Kupfererz, § 16. Buntkupfererz  $3\text{Cu}_2\text{S}$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ , Fahlerz  $4\text{Cu}_2\text{S}$ ,  $\text{As}_2\text{S}_3$ , § 19. — Kupferwasserstoff  $\text{CuH}$ , brauner Körper an der Kathode bei der Elektrolyse von sauren verdünnten Kupfervitriollösungen; Wanderung der Zotten. — Kupferhammer Schlag ein Gemenge von Oxydul und Oxyd.

§ 167. Kupferoxyd  $\text{CuO}$ , schweres, schwarzes Pulver, unlöslich in Wasser, leicht reduzierbar (§ 42 und 45); Elementaranalyse. In Säuren leicht löslich, Glasflüsse grün färbend (im Reduktionsfeuer rot). Darstellung durch Glühen von salpetersaurem oder kohlen-saurem Kupfer. — Das Oxydhydrat  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  durch Fällung mit Kalilauge zu erhalten, blaugrüner Niederschlag, in Säuren und Ammoniak leicht löslich, beim Erhitzen (Sieden) unter partiellem Wasserverlust sich bräunend, beim Glühen Oxyd liefernd. — Kupfervitriol  $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ , große, trikline, leicht lösliche Krystalle, an der Luft etwas verwitternd. Stärkere Bindung des letzten  $\text{H}_2\text{O}$  (§ 28). Beim Glühen in  $\text{CuO}$ ,  $\text{O}$  und  $\text{SO}_2$  zerfallend. Fabrikmäßige Darstellung; Adler- und Doppelvitriol isomorphe Mischungen mit triklinem Eisenvitriol. Galvanoplastik, Farbentechnik. Verhalten des Ammoniaks zu Kupfervitriollösungen, Alkohol-fällung von  $\text{CuSO}_4 + 4\text{H}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} = (\text{H}_4\text{N})_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \left. \begin{matrix} \text{H}_3\text{N} \\ \text{H}_3\text{N} \end{matrix} \right\} \text{O}$ . Eigentümliche Bindung des Kupfers, die Lösung erst in der Siedehitze durch Kalilauge zersezbar ( $\text{CuO}$ ). Bei  $150^\circ$  entweichen  $2\text{H}_3\text{N}$  und  $\text{H}_2\text{O}$  unter Bildung von  $\text{Cu} \left. \begin{matrix} \text{H}_3\text{N} \\ \text{H}_3\text{N} \end{matrix} \right\} \text{SO}_4$ ; erst bei  $260^\circ$  bleibt wasserfreier Vitriol zurück. — Durch Fällung von Vitriollösungen mit Soda erhält man basisch kohlen-saure Salze (Mineralgrün). Natürliche basische Carbonate sind Malachit  $\text{CuCO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2$  und Lazur  $2\text{CuCO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2$ ; Ableitung der rationellen Formeln aus 2 und 3 Molekülen Hydroxyd. Sogenannter Grünspan (Patina). — Durch Fällern mit arsenigsaurem Natron entsteht arsenigsaures Kupfer  $\text{CuHAsO}_3$  (Scheele'sches Grün);

bildet mit essigjaurem Kupfer (Grünspan) das höchst giftige Schweinfurter Grün. — Salpetersaures Kupfer  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 5\text{H}_2\text{O}$ , zerfließliches Salz; Kupferchlorid  $\text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , grünes Salz, wasserfrei braun. Alkoholflamme. Vgl. § 27, 39, 44 und 46. Fällung der Kupfersalze durch Zink oder Eisen; Schwefelwasserstoff fällt schwarzes Sulfid, unlöslich in verdünnten Säuren, an der Luft im feuchten Zustande rasch oxydierbar ( $\text{CuSO}_4$ ).

### Quecksilber.

§ 168. A. G. = 200, sp. G. = 13,6; B. G. des Dampfes 100 (6,976), daher Molekül = Atom; 1 und 2wertig. Unter  $-40^\circ$  fest (sp. G. 14,4), regulär, hämmerbar. Oberhalb des Siedepunktes ( $360^\circ$ ) farbloses Gas; doch schon bei gewöhnlicher Temperatur flüchtig; Goldblattversuch. Im reinen Zustande an trockner und feuchter Luft unveränderlich; bei  $300^\circ$  langsam Oxyd bildend. Direkte Verbindung mit Schwefel und den Halogenen; Salzsäure ohne Wirkung, in Salpetersäure leicht auflöslich; zu konzentrierter Schwefelsäure wie Kupfer. Metallurgie des Silbers und Goldes, physikalische Instrumente, Spiegelbeleg. Flüchtigkeit und Giftigkeit des Quecksilbers und seiner Verbindungen. Skorbut. — Darstellung durch Rösten des Zinnobers  $\text{HgS}$ , oder Destillation desselben mit Eisen oder Kalk; Almaden, Idria, Amerika, China. Reinigung des käuflichen mit Salpetersäure (Pb, Bi, Sn). Getötetes, extinguiertes Quecksilber. Amalgame § 141. — Durch Behandeln von überschüssigem Quecksilber mit kalter verdünnter Salpetersäure entsteht farbloses Oxydulhydrat  $\text{HgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ , in wenig Wasser löslich, durch viel Wasser z. T. in gelbes basisches Nitrat und freie Säure zerfallend. Alkali fällt schwarzes Oxydul  $\text{Hg}_2\text{O}$ , am Lichte leicht in Quecksilber und Oxyd zerfallend (der ebenfalls schwarze Ammoniakniederschlag ist eine komplizierte Ammoniumverbindung). Salzsäure und lösliche Chloride fällen weißes, unlösliches Chlorür (Kalomel; kalos = schön, melas = schwarz). Darstellung desselben im Großen durch Sublimation von Metall und Chlorid, faserig krystallinische, durchscheinende Masse; bei Rotglut farbloser Dampf vom B. G. 118,6, demnach M. G. = 235,5 =  $\text{HgCl}$ . Vielleicht nur Dissoziation:  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 = \text{Hg} + \text{HgCl}_2$ , die auch sonst gern eintritt (Licht, Salzsäure, Salmiak).  $\text{H}_2\text{S}$  fällt

aus den Drydsalzen sofort einen schwarzen Niederschlag, wahrscheinlich nur ein Gemenge von Hg und HgS.

§ 169. Salpetersaures Quecksilberoxyd  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ , durch Auflösen des Metalls in überschüssiger erwärmter Säure; ebenfalls durch viel Wasser zersetzbar. Kalilauge fällt gelbes amorphes Oxyd  $\text{HgO}$ ; rot und krystallinisch erhält man dasselbe durch Glühen des Nitrates.  $\text{HgO}$  in Wasser etwas löslich (Sakmus und Geismack). — Quecksilberchlorid (Sublimat)  $\text{HgCl}_2$ , durch Sublimation von Kochsalz mit Quecksilbersulfat  $\text{HgSO}_4$ ; durchscheinende, schwere, grobkörnige Masse, aus der wässerigen Lösung in langen rhombischen Krystallen anschießend, bei  $300^\circ$  unzersetzt flüchtig (B. G. 135,5). Heftigstes Ätzgift; sicherstes Antiseptikum. Andere Darstellungsmethoden. Ammoniak fällt weißen Präzipitat (Merkurammoniumchlorid  $\text{HgH}_2\text{NCl}$ ?). Fällung durch Jodkalium: rotes Jodid  $\text{HgJ}_2$ , löslich in Alkohol, vgl. § 79. Schwefelwasserstoff im Ueberschuß fällt schwarzes amorphes Sulfid  $\text{HgS}$ ; Farbenkala (weiß, orange, braunrot, schwarz) der Doppelverbindungen von  $\text{HgS}$ . Darstellung der roten krystallinischen Modifikation durch Sublimation. Natürlicher Zinnober. Zersetzung aller Quecksilberverbindungen durch wasserfreies kohlensaures Natron. Zersetzung durch metallisches Kupfer.

### Silber.

§ 170. A. G.  $\text{Ag} = 108$ , sp. G.  $= 10,6$ ; einwertig. Farbe im kompakten und feinverteilten Zustande. Chemisch rein sehr weich, höchst geschmeidig; Blattsilber läßt grünes Licht durch. Schm. P.  $1000^\circ$ . An der Luft auch beim Erhitzen nicht oxydierbar, von schmelzenden Alkalien nicht angegriffen. Sauerstoffabsorption und Spritzen des geschmolzenen Silbers. Große Affinität zu Schwefel und den Halogenen. Zersetzung von  $\text{H}_2\text{S}$  bei gewöhnlicher Temperatur, Anlaufen des Silbers (Eier). In Salpetersäure leicht löslich, zu Salzsäure und Schwefelsäure wie Kupfer. Vorkommen gediegen (regulär) und an Schwefel gebunden. Darstellung aus Bleiglanz § 164, aus dem silberhaltigen ( $\text{Ag}_2\text{S}$ ) Kupferstein durch Rösten bei hoher Temperatur, Ausziehen des Silberulfates durch heißes Wasser und Fälln durch Kupfer (Wasserlaugerei). Amerikanisches Amalgamationsverfahren. Legierungen; die deutschen Silbermünzen enthalten 90% Silber und 10% Kupfer. Lötigkeit

der Silberlegierungen. — Silberoxyd  $\text{Ag}_2\text{O}$ , schwarzbraunes Pulver, in Wasser etwas löslich; durch Erhitzen und Belichtung in die Elemente zerfallend; starke Basis: neutrale Reaktion und schwere Zersetzbarkeit der Salze in der Hitze. Darstellung durch Fällen des Nitrates mit Kalilauge in der Siedehitze (Chlor Silber!). Abweichendes Verhalten des Ammoniafs; Berthollets Knallsilber  $\text{AgH}_2\text{N}$ ?

§ 171. Schwefelsaures Silberoxyd  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  aus Silber und konzentrierter Schwefelsäure; in heißem Wasser leicht löslich; erträgt Glühhitze ohne Zersetzung. Vgl. dagegen  $\text{FeSO}_4$  und  $\text{CuSO}_4$ ; Wasserlaugerei. — Salpetersaures Silber  $\text{AgNO}_3$  (Höllenstein), durch Auflösen des Metalles in Salpetersäure; rhombische, farblose Krystalle, in Wasser leicht löslich, leicht schmelzbar, erst in hoher Temperatur zersetzt ( $\text{AgNO}_2$ , zc.). Reduktion von schwarzem metallischem Silber durch organische Substanzen unter dem Einfluß des Lichtes. Reduktion des Silbers durch Zink, Eisen, Kupfer und Quecksilber, durch Traubenzucker in alkalischer Lösung, auf Kohle vor dem Lötrohr. Arzneimittel, giftig; chemische Tinte. Darstellung aus Kupferlegierungen (Münzen). — Chlor Silber  $\text{AgCl}$ , durch Zersetzung des Nitrates durch Salzsäure oder Chloride; weißer, käsiger Niederschlag, unlöslich in Wasser und verdünnter Salpetersäure. Am Lichte durch partielle Reduktion violett bis schwarz werdend (Photographic), ohne Zersetzung schmelzbar und flüchtig.  $\text{AgCl}$  in Ammoniak löslich (Darstellung von regulären Krystallen), ebenso in unterschwefligsaurem Natron als  $\text{AgNaS}_2\text{O}_3$ ; etwas löslich in Salzsäure und Kochsalz- oder Salmiaklösungen. Reduktion durch Zink. — Brom- und Jod Silber dem Chlorid sehr ähnlich. — Schwefel Silber  $\text{Ag}_2\text{S}$ , schwarzer Niederschlag beim Einleiten von Schwefelwasserstoff in Höllensteinlösung; auch aus den Elementen (Bauméscher Schnellfluß); Sulfobasis. Silberglanz, Glaserz =  $\text{Ag}_2\text{S}$ ; die Rotgiltigerze  $\text{Ag}_3\text{SbS}_3$  und  $\text{Ag}_3\text{AsS}_3$ ; Fahlerz  $4\text{R}_2\text{S}$ ,  $\text{Q}_2\text{S}_3$ , wo  $\text{R} = \text{Cu}, \text{Ag}$ ;  $\text{Q} = \text{Sb}, \text{As}$ ; vgl. § 19. — Feuerverfilberung; kalte und galvanische Verfilberung, Glasverfilberung.

### Gold.

§ 172. A. G.  $\text{Au} = 196$ , sp. G. 19,5, 1 und 3wertig; sehr weich, höchster Grad der Geschmeidigkeit. Dicke des Blattgoldes 0,0001 mm; Durchlässigkeit für grünes Licht. Regulär, schmelzbar und

flüchtig. An der Luft unveränderlich, nur durch die Halogene in Lösung zu bringen (Königswasser oder Braunstein mit Salzsäure). Meist gediegen und auf sekundärer Lagerstätte; Waschen des Goldandes. Auch im Bleiglanz, Schwefel- und Kupferkies in sehr geringer Menge enthalten. Affinierung des goldhaltigen Silbers durch heiße konzentrierte Schwefelsäure. Quartscheidung. Legierungen mit Silber und Kupfer; deutsche Reichsmünzen 90% Gold, 10% Kupfer. Karätigkeit der Goldlegierungen. Leichte Amalgamierbarkeit des Goldes. Beim Lösen von reinem Gold in Königswasser und Abdampfen erhält man Goldchloridchlorwasserstoff  $\text{AuCl}_3$ ,  $\text{HCl} + 5\text{H}_2\text{O}$ , gelbbraune, zerfließliche Masse, in Wasser leicht mit gelbroter Farbe löslich. Leichte Reduktion durch Erhitzen (Vergolden eines Probiergläschens), durch organische Substanzen (rote Goldflecke), durch Metalle, Phosphor u. Auch saure Lösungen von Eisenoxydulsalzen fällen metallisches Gold als feines, braunes Pulver:  $2\text{AuCl}_3 + 6\text{FeCl}_2 = \text{Au}_2 + 6\text{FeCl}_3$  oder  $2\text{AuCl}_3 + 6\text{FeSO}_4 = \text{Au}_2 + 2\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{FeCl}_3$ . Darstellung von chemisch-reinem Gold aus Legierungen (Goldmünzen). — Durch Erwärmen der Goldlösung mit Magnesia resultiert ein braunes Pulver, aus welchem Salpetersäure Magnesia auszieht und Goldoxyd (Gold-säure)  $\text{Au}_2\text{O}_3$  zurückläßt. Letzteres durch Licht und Wärme sehr leicht reduzierbar; in Kalilauge löslich unter Bildung von gold-saurem Kali  $\text{KO} \cdot \text{AuO} + 3\text{H}_2\text{O}$ . Chlorgold mit Ammoniak giebt gelbbraunes Knallgold. — Auch Schwefelgold  $\text{Au}_2\text{S}_3$  (durch Fällung mit  $\text{H}_2\text{S}$  zu erhalten) ist elektronegativer, leicht löslich in Schwefelalkalien. — Das Chlorür  $\text{AuCl}$  und das Drydul  $\text{Au}_2\text{O}$  ohne Bedeutung. — Feuervergoldung, kalte und galvanische Vergoldung.

### Platin.

§ 173. A. G. Pt. = 194,5; j. G. 21,5; 2 und 4wertig; zinnweiß, Härte des Kupfers, geschmeidig (das käufliche iridiumhaltig und spröde). In der Rotglut für Wasserstoff durchlässig (Dissoziationsspannung), in der Weißglut schweißbar, nur im Knallgasgebläse und durch den galvanischen Strom schmelzbar (und flüchtig). Keine Drydation an der Luft, von Schwefel und Säuren nicht angegriffen, nur in Königswasser auflöslich (die Silberlegierung in Salpetersäure löslich). Schmelzende Alkalkalien, Salpeter, glühender Kohlenstoff greifen das Platin stark an, auch mit schmelzenden

Metallen giebt es leichtflüssige Legierungen. — Platinschwamm durch Glühen von Platinsalmiak; Platinmohr durch Reduktion des Chlorides mit Zink oder mit Zucker und kohlensaurem Natron. Gasverdichtende Kraft des kompakten und feinzerteilten Platins. Entzündung von Wasserstoff und Knallgas (Döbereiner'sches Feuerzeug), Drydation der schwefligen Säure, des Ammoniak (zu Nitrat), des Alkohols (zu Essigsäure). Darstellung von Ammoniumnitrit, Davy'sche Glühlampe; Versuche mit dem Bunsenbrenner. Ozonbildung? — Vorkommen nur gediegen, meist auf sekundärer Lagerstätte mit anderen Metallen (Gold, Iridium, Palladium etc.) legiert (plata spanisch = Silber). Darstellung des Platins mittels Platinsalmiak.

Durch Auflösen von Platin in Königswasser und Abdampfen bis zur Syrupskonsistenz erhält man Platinchloridchlorwasserstoff  $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{HCl} + 6\text{H}_2\text{O}$ , zerfließliche rotbraune Masse, in Wasser leicht löslich. Die Salzsäure läßt sich durch Erhitzen nicht ohne tiefere Zersetzung (Chlorürbildung) abscheiden, vielleicht  $\text{H}_2\text{PtCl}_6$ . Kohlensaures Natron fällt Platinoxydnatron  $\text{Na}_2\text{O}, \text{PtO}_2$ , welches beim Behandeln mit Essigsäure rostfarbenes Drydhydrat giebt;  $\text{Pt}(\text{OH})_4$  liefert beim gelinden Erhitzen das schwarze Dryd  $\text{PtO}_2$ . Beim vorsichtigen Erhitzen des Chlorides erhält man grünes Chlorür  $\text{PtCl}_2$ , durch Zersetzung desselben mit warmer Kalilauge das Drydul  $\text{PtO}$ . — Fällung des Chlorides mit Chlorkalium und Salmiak; die gelben Niederschläge, Kaliumplatinchlorid  $\text{K}_2\text{PtCl}_6$  und Platinsalmiak  $(\text{H}_4\text{N})_2\text{PtCl}_6$ , sind schwerlöslich in Wasser, unlöslich in Alkohol und Äther. Das Natriumsalz (mit  $6\text{H}_2\text{O}$ ) ist in Wasser löslich. Das Kaliumsalz hinterläßt beim Glühen Chlorkalium und Platin, der Platinsalmiak Platinschwamm.

### Palladium.

§ 174. A. G. Pd = 106,5; sp. G. = 11,4; 2 und 4wertig. Dem Platin ähnlich, mehr silberweiß, beim Erhitzen an der Luft anlaufend, in Salpetersäure löslich. Darstellung aus dem Oro pudre (faules Gold) Brasiliens, einer Legierung von Gold, Silber und Palladium. Gediegen bei Tillerode im Harz. 1 Volumen Palladium bindet 600 Vol. Wasserstoff unter Volumvermehrung und starker Wärmeentwicklung; absorbiert außerdem noch wechselnde Mengen. Palladiumhydrür  $\text{Pd}_2\text{H}$  (vgl. Kalium und Natrium,

Ausnahmefälle der Valenzlehre) verhält sich wie eine Metalllegierung. Farbe und Glanz des Palladiums, Zähigkeit, spezifisches Gewicht und Leitungsfähigkeit für den Strom vermindert, deutlich magnetisch. S. G. des Hydrogeniums 0,7. Bei gewöhnlicher Temperatur ist  $\text{Pd}_2\text{H}$  selbst im Vakuum unveränderlich, bei  $130^\circ$  beginnt  $\text{H}_2$ -Entwicklung, die erst in der Glühhitze endet. — Palladiumwasserstoff bildet sich schon bei gewöhnlicher Temperatur, am besten bei  $100^\circ$ ; Palladiumschwamm absorbiert dann 1000 Vol. Wasserstoff; ebenso eine galvanisch hergestellte Palladiumkathode bei der Elektrolyse von verdünnter Schwefelsäure. Der Überschuss über 600 Vol. wird bei gewöhnlicher Temperatur in statu nascendi abgegeben. Wasserbildung in einer Sauerstoffatmosphäre, Reduktion von Eisenoxyd- und Quecksilberoxydsalzen. Rußabscheidung aus einer Flamme durch Palladiumblech wie durch Chlor. Weitere Gründe für die metallische Natur des Wasserstoffs.

Zusammensetzung der Salzsäure) besteht sich wie eine Wasser-  
 leitung. Farbe und Geruch des Palladiums, Zinnblei, spezifisches  
 Gewicht und Leitfähigkeit für den Strom vermindert deutlich  
 macht sich. S. des Spätereins 0.7. Bei gewöhnlicher  
 Temperatur ist PdH selbst im Vakuum unzerstörlich, bei 1300 be-  
 ginnt H-Entwicklung die erst in der Schmelze endet. Palladium-  
 wasserstoff bildet sich schon bei gewöhnlicher Temperatur, am besten  
 bei 100°: Palladiumschwamm absorbiert dann 1000 Vol. Wasser-  
 stoff; ebenso eine gasförmige Palladiumchloride bei der  
 Elektrolyse von verdünnter Schwefelsäure. Der Wasserstoff über-  
 600 Vol. wird bei gewöhnlicher Temperatur in statu nascendi  
 abgeben. Wasserbildung in einer Sauerstoffatmosphäre, Absorption  
 von Wasserstoff und Zinnchlorid, als Wasserstoffgas aus  
 einer Flamme durch Palladiumblech, wie durch Platine. Platine  
 Gründe für die metallische Natur des Wasserstoffs. (S. 78)

Die Palladiumchloride sind in Wasser löslich, in Alkohol unlöslich.  
 Palladiumchlorid PdCl<sub>2</sub> ist ein weißes Pulver, das in Wasser  
 löslich ist. Es wird durch Erhitzen in Palladiumchlorid PdCl<sub>2</sub> und  
 Wasserstoffgas zerlegt. Palladiumchlorid PdCl<sub>2</sub> wird durch  
 Erhitzen in Palladium und Chlorgas zerlegt. Palladiumchlorid  
 PdCl<sub>2</sub> wird durch Erhitzen in Palladium und Chlorgas zerlegt.  
 Palladiumchlorid PdCl<sub>2</sub> wird durch Erhitzen in Palladium und  
 Chlorgas zerlegt. Palladiumchlorid PdCl<sub>2</sub> wird durch Erhitzen  
 in Palladium und Chlorgas zerlegt. Palladiumchlorid PdCl<sub>2</sub> wird  
 durch Erhitzen in Palladium und Chlorgas zerlegt.

Palladium

1825 - J. B. P. 1063 - in 11, 4 - 2 und 4  
 Die Palladiumchloride sind in Wasser löslich, in Alkohol unlöslich.  
 Palladiumchlorid PdCl<sub>2</sub> ist ein weißes Pulver, das in Wasser  
 löslich ist. Es wird durch Erhitzen in Palladiumchlorid PdCl<sub>2</sub> und  
 Wasserstoffgas zerlegt. Palladiumchlorid PdCl<sub>2</sub> wird durch  
 Erhitzen in Palladium und Chlorgas zerlegt. Palladiumchlorid  
 PdCl<sub>2</sub> wird durch Erhitzen in Palladium und Chlorgas zerlegt.  
 Palladiumchlorid PdCl<sub>2</sub> wird durch Erhitzen in Palladium und  
 Chlorgas zerlegt. Palladiumchlorid PdCl<sub>2</sub> wird durch Erhitzen  
 in Palladium und Chlorgas zerlegt.

Ausnahme für  
 Legierung.  
 Gewicht und  
 magnetisch.  
 Temperatur  
 nimmt H<sub>2</sub> Er  
 wasserstoff  
 bei 100°; S  
 stoff; eben  
 Elektrolyse  
 600 Vol.  
 abgegeben.  
 von Eisen  
 einer Flam  
 Gründe für

# TIFFEN® Gray Scale

© The Tiffen Company, 2007



eine Metall-  
 leit, spezifisches  
 ändert, deutlich  
 gewöhnlicher  
 h, bei 130° be-  
 — Palladium-  
 tur, am besten  
 Vol. Wasser-  
 athode bei der  
 Überschuß über  
 statu nascenti  
 häre, Reduktion  
 bscheidung aus  
 hlor. Weitere

