

II.

Chemischer Elementarkursus.

1. Verhalten der Körper zu den Lösungsmitteln.

§ 26. Kochsalz, Salpeter (oder Mann), Sand und Wasser.

Leichtlösliche, schwerlösliche, unlösliche Körper; Trennung durch Filtration oder Dekantieren. Geschmack der Hydrolyte. Gesättigte (konzentrierte) und ungesättigte (verdünnte) Lösungen. Lösungsvermögen gesättigter Lösungen für andere Körper. Zunahme des absoluten und spezifischen Gewichtes. Einfluß der Temperatur. Krystalle; gestörte und nicht gestörte Krystallisation; Reinigung durch Umkrystallisieren. Abdampfen (Wasserbad) und Verdunsten; vollständige Löslichkeit und unveränderte Beschaffenheit der einzelnen Rückstände. — Höherer Siedepunkt der Salzlösungen; Überhitzung einer Chlorcalciumlösung durch kondensierten Wasserdampf. Ziehen großer Krystalle. — Übersättigte Lösungen von schwefelsaurem und unterschwefligsaurem Natron. Löslichkeitskoeffizient und Löslichkeitskurven.

§ 27. Kupferchlorid mit viel und wenig Wasser; Jod und Wasser, Jodkalium, Alkohol (Jodtinktur), Schwefelkohlenstoff, Stärkekleister. Farblose und gefärbte Lösungen. Abhängigkeit der Färbung vom Lösungsmittel. Verschiedene Anziehungskraft der Lösungsmittel.

Salpeter (Salmiak, salpetersaures Ammoniak), Rhodankalium und Wasser. Rasche Auflösung; Temperaturerniedrigung. Vergleichende Prüfung der weniger gut löslichen Körper. Schmelzwärme, hygroskopische Körper. Kältemischungen. — Physikalische Vorgänge.

§ 28. Pottasche, Kochsalz, Salpeter; Soda, Borax, Zinkvitriol und Bittersalz an der Luft und bei erhöhter Temperatur. Änderungen von Farbe, Gewicht, Kohäsion, Gestalt. Wasserhaltige

und wasserfreie Krystalle. Verwittern und Zerfließen. Krystallwasser; Aufnahme desselben unter Wärmeentbindung. Sympathetische Tinte (Kobaltchlorür). Konstantes Gewichtsverhältnis der wasserfreien Substanz und des Krystallwassers.

§ 29. Destillation von Wasser; Liebigerer Kühler. Destilliertes Wasser; Brunnen-, Fluß- und Regenwasser. Entweichen von Gasen lange vor dem eigentlichen Sieden; gleichzeitige Trübung des Wassers. Der Rückstand nicht mehr vollständig wasserlöslich, also nicht mehr identisch mit den ursprünglich gelösten Körpern. Bildung des Kesselsteins.

§ 30. Ätznatron, Kupferoxyd und Salzsäure, Kupfer und Salpetersäure, Zink und verdünnte Schwefelsäure. Auflösung unter Temperaturerhöhung resp. unter Entwicklung von Gasen. Abdampfen der filtrierten Lösungen zur Krystallisation. Darstellung und Eigenschaften des Wasserstoffs; leichtestes Gas; Normalkörper für die Vergleichung der spezifischen Gewichte (Volumgewichte) der Gase. Annähernde Bestimmung des spezifischen Gewichts mit einem umgekehrten tarierten Becherglase.

Pneumatische Wanne. Untertauchen eines umgekehrten Trinkglases in einem wassergefüllten Gefäße; Eingießen von Wasser durch einen Trichter in ein sonst hermetisch geschlossenes Gefäß: raumerfüllende Kraft (Undurchdringlichkeit) der Luft. Evakuierung eines Kolbens durch Wasserdampf: Schwere der Luft; einfachste Versuche über den Luftdruck.

Gasometer; Waschen und Trocknen eines Gases. Kontaktwirkungen des Platins im kompakten und porösen Zustande auf Wasserstoff und Leuchtgas. Bildung durchaus neuer Körper; stoffliche Veränderungen. — Chemische Vorgänge.

2. Veränderung der Körper beim Erhitzen an der Luft.

§ 31. Erhitzen von Zinn (Blei), Eisen, Kupfer, Quecksilber, Zink, Magnesium (an der Luft); Beobachtung der Veränderungen resp. der neugebildeten Körper (Metallaschen, Metallkalle). Feuerstein und Stahl. Die Veränderung der Metalle beginnt ausnahmslos an der Oberfläche derselben, d. h. da, wo die Metalle mit Luft in Berührung sind; daher die Mitwirkung der Luft wahrscheinlich. Entscheidung durch Erhitzen eines blanken Kupferstreifens in einer Atmosphäre von Wasserstoff und nachfolgenden

Luftzutritt. Abweichendes Verhalten des Platinas. — Edle Metalle.

§ 32. Gewichtszunahme bei der Veraschung (Verfälschung) der Metalle; geglühte Kupferdrehspähne, Eisenpulver am Magneten. Bestätigung des vermuteten Luftkonsums durch Leitung eines gemessenen Luftquantums über glühende Kupferspähne. Volumverminderung um $\frac{1}{5}$, die übrigen $\frac{4}{5}$ sind keine Luft mehr: Auslösen eines glimmenden Spahnes: Stickstoff. Zersetzung von Quecksilberasche; Entdeckung des verbrauchten Luftbestandteiles: Sauerstoff. Darstellung desselben aus chlorsaurem Kali (und Braunstein); Eigenschaften. Zusammensetzung der atmosphärischen Luft. Volumgewichte von Stickstoff und Sauerstoff in bezug auf atmosphärische Luft und Wasserstoff. Gewichtsverhältnis der Luftbestandteile.

Oxygenium, Oxydation, Oxyde. Nomenklatur. Auffallend geringe Verbindungsfähigkeit des vollkommen „trocknen“ Sauerstoffs.

§ 33. Brennen einer Kerze, von Phosphor oder Spiritus im abgeschlossenen Lufttraume; Volumverminderung um den Betrag des verbrauchten Sauerstoffs; Regeneration der Luft durch Hinzufügen desselben. Wasserlöslichkeit der Verbrennungsprodukte. Langsame sog. dunkle Verbrennung von Phosphor oder Pyrogallussäure. Verbrennung = Oxydation.

§ 34. Knallgasversuche und Synthese des Wassers. Wasserbildung beim Brennen einer Lichtflamme (Bunsenbrenner), Nachweis durch eine kaltgehaltene Metallplatte (Boden eines Wasserbades) und entwässerten Kupfervitriol. Wasserstoffgehalt der Kerzen und des Leuchtgases; Wasser = Wasserstoffoxyd. Beschlagen der Lampenzylinder. Umgekehrte Flammen. Erweiterung des Begriffs „Brennbarkeit“. Entzündungstemperatur und Verbrennungswärme. Streichhölzchen und Sturmwind.

3. Oxyde, Sulfide, Chloride; Additionsprozesse.

§ 35. Darstellung von Kohlenstoff aus verschiedenen Körpern organischen Ursprungs, auch aus Steinkohle und Braunkohle. Entweichen von brennbaren Gasen und Dämpfen. Nachweis des Wasserstoffgehaltes. Eigenschaften des Kohlenstoffs; Absorption von Farbstoffen und Gasen. Synthese und Eigenschaften der

Kohlenäure. Reaktion des feuchten Lakmusfarbstoffes und des Kalkwassers. Fixierung der Kohlenäure durch das Kalkwasser (fixe Luft); Entbindung derselben durch Salzsäure. Nachweis der Identität des natürlichen Kalksteins (Marmor, Kalkspat) mit der Kohlenäuretrübung des Kalkwassers. Bequeme Darstellung größerer Kohlenäuremengen. Kohlenäurebildung beim Brennen einer Lichtflamme. Kohlenstoffgehalt der Kerzen und des Leuchtgases. Brennbarkeit von dicken und dünnen Kohlenstücken. Zersetzung der Flammengase durch eine kalte Porzellanscherbe.

Stehenlassen des Kalkwassers an der Luft; Durchblasen der Ausatemluft durch Kalkwasser. Ein Mensch atmet stündlich ca. 22 l Kohlenäure aus. Folgerungen? Gewichtszunahme beim Verbrennen eines Lichtes; Aspirator.

§ 36. Schwefel. α -, β -, γ -Schwefel; krystallinischer und amorpher Schwefel; allotrope Modifikationen; Löslichkeit in Schwefelkohlenstoff. Rhombischer und monokliner Schwefel (∞P , OP . — P . $P \infty$. $\infty P \infty$); Dimorphismus. Weshalb ist der natürlich vorkommende Schwefel immer α -Schwefel? Destillation und Sublimation des Schwefels. Brennbarkeit des Schwefels; Synthese der schwefligen Säure. Saure Reaktion der wässerigen Lösung und bleichende Kraft derselben. Corpora non agunt, nisi fluida. Bindung der schwefligen Säure durch Natronlauge; Wiederentbindung durch Salzsäure oder verdünnte Schwefelsäure. Bequeme Darstellung größerer Mengen.

§ 37. Phosphor. Allotrope Modifikationen. Krystallinischer Phosphor; reguläre Krystalle, ∞O , höchst giftig, sehr niedrige Entzündungstemperatur (Reibzündhölzchen), hohe Verbrennungswärme. Aufbewahrung. Roter, amorpher Phosphor. Verhalten der Lösungsmittel. Synthese der Phosphorsäure; in Wasser unter starker Wärmeentbindung (Zischen) löslich. Chemische Lösung, stark saure Reaktion.

§ 38. Kalium und Natrium; Eigenschaften und Aufbewahrung. Verbrennung der Metalle an der Luft oder in Sauerstoff; Flammenfärbung. Chemische Lösung (weshalb?) der Oxide in Wasser; alkalische Reaktion der Lösungen. Kurkumafarbstoff. Verbrennen von Magnesiumband oder Draht. Alkalische Reaktion der Magnesia; weshalb merkwürdig? Die Kenngottischen Mineralreaktionen. Die Oxide der schweren Metalle meist unlöslich in Wasser und deshalb indifferent gegen Pflanzenfarben.

§ 39. Synthese der Schwefelverbindungen (Sulfide) von Eisen, Kupfer und Quecksilber; amorphe und kristallinische Modifikation des Quecksilbersulfides. Starke Wärmeentwicklung.

§ 40. Chlor. Darstellung aus Salzsäure und Braunstein Eigenschaften; hoher Absorptionskoeffizient. Synthese der Chloride von Kupfer und Natrium. Letztere am besten in einem besonderen Apparate bei kontinuierlicher Chlorentwicklung (aus Chlorkalk); Vorsicht bei der Prüfung des Chlornatriums. Synthese und Eigenschaften des Chlorwasserstoffs (der Salzsäure). Chlorwasser, Einfluß des Lichtes.

§ 41. Vergleichung der neugebildeten Körper mit ihren Komponenten. Chemische Verbindung und Element; doppelter Sinn des Wortes Verbindung. Gehen die Elemente bei der Neubildung eines Körpers zu Grunde oder nicht? Verhalten des Quecksilberoxydes; Möglichkeit der Wiederherstellung der Elemente. Erhaltung des Stoffes. Synthese und Analyse. Additionsprozesse. Homogene Beschaffenheit der Verbindungen. Affinität. Zusammenstellung der vorgekommenen Elemente.

4. Substitution und doppelte Addition.

§ 42. Reduktion von Kupferoxyd durch Wasserstoff = Verbrennung des Wasserstoffs durch gebundenen Sauerstoff. Produkte? Qualitativer Versuch. Reduktion von Eisenoxyd durch Wasserstoff; pyrophorisches Eisen. Reduktion von Kupferoxyd durch Kohle im Glasrohr. Reichliche Kohlenäureentwicklung. Reduktion von Bleioxyd auf Kohle vor dem Lötrohr. Woher das Aufbrausen? Darstellung des Roheisens; Hüttenprozesse; Metallurgie.

§ 43. Reduktion von Wasserdampf durch brennendes Magnesium. Reduktion des Wassers durch Kalium und Natrium. Flammenfärbung. Nachweis der unvollständigen Reduktion durch Erhitzung des Ägnatrons mit Eisen (Wasserstoffentwicklung). Explosivität der braunen Krusten von lange aufbewahrtm Natrium. Reduktion von Chlorwasserstoff durch Kalium oder Natriumamalgam.

§ 44. Kupferoxyd und gasförmiger (trockner) Chlorwasserstoff; Wiederholung des Versuches mit wässriger Salzsäure und Abdampfen. Schwefeleisen und Chlorwasserstoffsäure: Eigenschaften des Schwefelwasserstoffs; Zerlegung des brennenden durch eine

falte Porzellanscherbe. Schwefelwasserstoffwasser. Superoxyde (Braunstein) und Salzsäure; Erklärung der Chlordarstellung. — Einfache und doppelte Wahlverwandtschaft der früheren Chemiker.

Bleiglanz und andere Metallsulfide beim Erhitzen an der Luft oder in Sauerstoff: Röstten. Doppelte Addition. Reduktion der erhaltenen Oxyde durch Kohle oder Wasserstoff. Metallurgische Behandlung der geschwefelten Erze.

5. Stöchiometrisches.

§ 45. Reduktion von reinem Kupferoxyd durch trocknen Wasserstoff; quantitativer Versuch. Prozentische Zusammensetzung (des Kupferoxydes und) des Wassers; Umrechnung in Volumverhältnisse auf Grund der spezifischen Gewichte; vgl. die beste Knallgasmischung. Zerlegung von Silberoxyd durch Wärme; qualitativer und quantitativer Versuch. Quantitative Synthese des Chlorsilbers. Reduktion von Chlorsilber durch Wasserstoff; quantitativer Versuch. Prozentische Zusammensetzung des Chlorsilbers und der Salzsäure. Berechnung der volumetrischen Zusammensetzung der letzteren. Chemische Wage.

Salzsäure; Chlor zu Wasserstoff = 35,5 : 1,

Wasser; Wasserstoff zu Sauerstoff = 1 : 8,

Silberoxyd; Sauerstoff zu Silber = 8 : 108,

Chlorsilber; Silber zu Chlor = 108 : 35,5.

a) Erhaltung der Stoffe bei ihrer chemischen Vereinigung nach Qualität und Quantität; das Gewicht der Verbindung ist gleich der Summe der Gewichte der Elementarbestandteile. Gesetz der Erhaltung der Masse; Lavoisier.

b) Unabänderliches Gewichtsverhältnis der Elemente einer chemischen Verbindung. Wichtigstes Merkmal einer solchen im Gegensatz zum willkürlichen Gemenge.

c) Die (relative) Gewichtsmenge, in welcher sich ein Element mit einem zweiten verbindet, ist zugleich diejenige, in welcher es sich mit allen übrigen Elementen verbindet (andere Elemente in ihren Verbindungen vertritt). Chemische Äquivalente. —

Synthese von Kohlenoxydgas aus den Elementen; Verbrennung desselben zu Kohlenensäure. Bildung und Vorkommen des Kupferoxydules; Nachweis der qualitativen Zusammensetzung desselben. Ermittlung der quantitativen Zusammensetzung durch Reduktion

(Wasserstoff) oder Oxydation; Umrechnung auf dieselbe Sauerstoffmenge. Synthese der wasserfreien Schwefelsäure aus schwefeliger Säure und Sauerstoff mittels platinirten Asbestes.

d) die Elemente verbinden sich nicht nur im Verhältnis der Äquivalente, sondern auch nach ganzzahligen Vielfachen derselben. Multiple Proportionen.

§ 46. Daltons Atomtheorie. Molekularer Bau der Verbindungen. Atomgewicht und Molekulargewicht. Berzelius' chemische Zeichensprache. Die gewichtlichen Verhältnisse nicht allein maßgebend bei Bestimmung der Atomgewichte; daher nur bei einzelnen Elementen Übereinstimmung zwischen Atom- und Äquivalentgewicht; sonst nur rationale Verhältnisse dieser Zahlen. Valenz (Wertigkeit, Sättigungskapazität) der Elementaratome. Bestimmte höchste Sättigungskapazität eines jeden Elementes, die aber nicht immer voll in Aktion tritt; daher wechselnde Valenz der Elemente. Die Maßelemente Wasserstoff und Sauerstoff. —

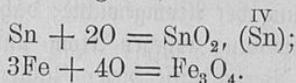
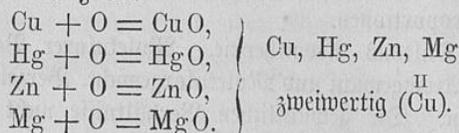
Unabänderlichkeit der chemischen Thatfachen; sekundäre Rolle der Theorien; HO und H_2O , die phlogistische Theorie.

Atomgewichte der wichtigsten Elemente (in abgerundeten Zahlen)

Name	Symbol	A.-G.	Name	Symbol	A.-G.
Aluminium	Al	27	Kupfer (Cuprum)	Cu	63,5
Antimon (Stibium)	Sb	120	Magnesium	Mg	24
Arjen	As	75	Mangan	Mn	55
Baryum	Ba	137	Natrium	Na	23
Blei (Plumbum)	Pb	207	Nickel	Ni	58,6
Bor	B	11	Phosphor	P	31
Brom	Br	80	Platin	Pt	194,5
Calcium	Ca	40	Quecksilber (Hydrarg.)	Hg	200
Chlor	Cl	35,5	Sauerstoff (Oxygenium)	O	16
Chrom	Cr	52,5	Schwefel (Sulfur)	S	32
Eisen (Ferrum)	Fe	56	Silber (Argentum)	Ag	108
Fluor	F	19	Silicium	Si	28
Gold (Aurum)	Au	196	Stickstoff (Nitrogen.)	N	14
Jod	J	127	Strontium	Sr	87,5
Kalium	K	39	Wasserstoff (Hydrogen.)	H	1
Kobalt (Cobaltum)	Co	58,6	Wismut (Bismutum)	Bi	207,5
Kohlenstoff (Carbo- neum)	C	12	Zink (Zincum)	Zn	65
			Zinn (Stannum)	Sn	118

Symbolische Darstellung der chemischen Vorgänge durch die chemische Zeichensprache. Relative Unabhängigkeit der Zeichensprache von theoretischen Vorstellungen. Idealprozeß und Wirklichkeit. Chemische Gleichungen. Stöchiometrie.

Beispiele aus § 31:



§ 32. $\text{HgO} = \text{Hg} + \text{O}$. § 34. $\text{H}_2 + \text{O} = \text{H}_2\text{O}$. § 35. $\text{C} + 2\text{O} = \text{CO}_2$ (C)^{IV}. — § 36. $\text{S} + 2\text{O} = \text{SO}_2$ (S)^{IV}. — § 37. $2\text{P} + 5\text{O} = \text{P}_2\text{O}_5$ (P)^V. — § 38. $2\text{Na} + \text{O} = \text{Na}_2\text{O}$; $2\text{K} + \text{O} = \text{K}_2\text{O}$. — § 39. $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$; $2\text{Cu} + \text{S} = \text{Cu}_2\text{S}$; $\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$, also hier (S)^{II}. — § 40. $\text{Cu} + 2\text{Cl} = \text{CuCl}_2$; $\text{Na} + \text{Cl} = \text{NaCl}$; $\text{H} + \text{Cl} = \text{HCl}$. — § 42. $\text{CuO} + 2\text{H} = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$; $2\text{CuO} + \text{C} = 2\text{Cu} + \text{CO}_2$; $2\text{PbO} + \text{C} = 2\text{Pb} + \text{CO}_2$. — § 43. $\text{H}_2\text{O} + \text{Mg} = \text{MgO} + 2\text{H}$ (sekundär?); $\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{II}}{\text{O}}\overset{\text{I}}{\text{H}} + \overset{\text{I}}{\text{Na}} = \overset{\text{I}}{\text{Na}}\overset{\text{II}}{\text{O}}\overset{\text{I}}{\text{H}} + \text{H}$; $\text{HCl} + \text{Na} = \text{NaCl} + \text{H}$. — § 44. $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$; $\text{PbS} + 3\text{O} = \text{PbO} + \text{SO}_2$. — § 45. $\text{Ag}_2\text{O} = 2\text{Ag} + \text{O}$; $\text{Ag} + \text{Cl} = \text{AgCl}$; $\text{C} + 2\text{O} = \text{CO}_2$; $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$ (C)^{II}; $\overset{\text{II}}{\text{CO}} + \text{O} = \overset{\text{IV}}{\text{CO}_2} = \overset{\text{IV}}{(\text{CO})\text{O}}$; $\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H} = 2\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Cu}_2\text{O} + \text{O} = 2\text{CuO}$; $\overset{\text{IV}}{\text{SO}_2} + \text{O} = \overset{\text{VI}}{\text{SO}_3} = \overset{\text{VI}}{(\text{SO}_2)\text{O}}$. —

6. Hydrate und Salze.

§ 47. Chloride. Darstellung aus Chlor und Metall; durch doppelte Zersetzung zwischen Metalloxyd und Chlorwasserstoff. Quecksilberoxyd und Salzsäure: $\text{HgO} + 2\text{HCl} = \text{HgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (Auszublimat, stärkstes Antiseptikum). Der Wasserstoff der Salzsäure durch Metalle ersetzbar; verschiedene Anzahl der Säure-

moleküle nach der Wertigkeit des Metalles. Auffassung der Chloride als Abkömmlinge (Derivate) der Salzsäure. Wasserstoffchlorid, Natriumchlorid, Kupferchlorid; chemische Ähnlichkeit. Welche Vorstellung soll das Symbol $\text{Cu} \begin{smallmatrix} \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{smallmatrix}$ ausdrücken? Ab-

weichender Sinn der Schreibart $\text{Cu} < \begin{smallmatrix} \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{smallmatrix}$. — Analoges Verhalten von Brom und Jod; Bromide und Jodide; Halogene; Haloidsalze.

§ 48. Synthese von Natriumoxydhydrat (Natronhydrat, Älynatron) aus dem Oxyde (durch Verbrennen an der Luft zu erhalten) und Wasser. Gründe für die chemische Bindung des Wassers. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$. — Wässerige Salzsäure und festes Älynatron; Entweichen großer Wasserdampfmengen. Welche drei Wasserarten entweichen hierbei? Unvollständigkeit der Gleichung $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Der scharfgetrocknete (Verknüsterung) und pulverisierte Rückstand entläßt selbst beim Glühen (Schmelzen) kein Wasser. — Vermischung von wässerigen Lösungen von Älynatron und Salzsäure. Basis, Säure, Salz. Neutralisation. Titration und Alkalimetrie resp. Acidimetrie. Ausdehnung der Begriffe Basis und Neutralisation (!) auf die Oxyde der schweren Metalle. —

Lösen von gebranntem Kalk: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CaO}_2\text{H}_2 = \begin{smallmatrix} \text{II} \\ \text{Ca} \end{smallmatrix} \begin{smallmatrix} \text{OH} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$.

Motivierung der letzteren Schreibart. Hydroxylatom. Quantitativer Versuch. Kalkbrei, Kalkmilch, Kalkwasser. $\text{Ca} \begin{smallmatrix} \text{OH} \\ \text{OH} \end{smallmatrix} + \begin{smallmatrix} \text{HCl} \\ \text{HCl} \end{smallmatrix} = \text{Ca} \begin{smallmatrix} \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{smallmatrix} + \begin{smallmatrix} \text{HOH} \\ \text{HOH} \end{smallmatrix}$.

§ 49. Auflösen von Eisen und Zink in Salzsäure. Leichtere Löslichkeit der unreinen Metalle; Geruch u. des entwickelten Wasserstoffs. Kohlenwasserstoffe und status nascendi. Eindampfen der filtrierten Lösungen (Kohle) zur Krystallisation.

$\begin{smallmatrix} \text{II} \\ \text{Fe} \end{smallmatrix} + \begin{smallmatrix} \text{HCl} \\ \text{HCl} \end{smallmatrix} = \begin{smallmatrix} \text{II} \\ \text{Fe} \end{smallmatrix} \begin{smallmatrix} \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{smallmatrix} + \begin{smallmatrix} \text{H} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$ ebenso verhält sich $\begin{smallmatrix} \text{II} \\ \text{Zn} \end{smallmatrix}$. Abweichendes Verhalten von Blei und Kupfer; Putzen kupferner Gegenstände mit verdünnter Salzsäure. Superoxyde (Braunstein, Mennige)

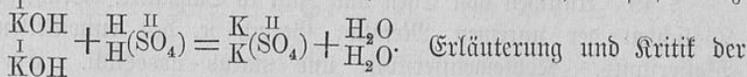
und Salzsäure; Erklärung der Chlordarstellung. $\begin{smallmatrix} \text{IV} \\ \text{Mn} \end{smallmatrix} \text{O}_2 + 4\text{HCl} = \begin{smallmatrix} \text{IV} \\ \text{Mn} \end{smallmatrix} \text{Cl}_4 + \text{H}_2\text{O}$, $\begin{smallmatrix} \text{IV} \\ \text{Mn} \end{smallmatrix} \text{Cl}_4 = \begin{smallmatrix} \text{II} \\ \text{Mn} \end{smallmatrix} \text{Cl}_2 + 2\text{Cl}$.

§ 50. Synthese des Ammoniakgases ($\begin{smallmatrix} \text{III} \\ \text{H}_3\text{N} \end{smallmatrix}$) aus den Elementen.

Einwirkung von Eisenpulver auf Alkali (Wasserstoff), Salpeter (Stickstoff) und ein Gemenge beider Körper. Status nascendi. Nebenprodukt bei der Destillation der stickstoff- und wasserstoffhaltigen Steinkohlen (Gasbereitung). Darstellung des Gases durch Kochen von Ammoniakliquor (Salmiakspiritus). Eigenschaften des Gases und der Lösung. Synthese des Salmiaks aus (trocknem) Ammoniakgas und Chlorwasserstoff, $\text{H}_3\overset{\text{III}}{\text{N}} + \text{HCl} = \text{H}_3\overset{\text{V}}{\text{N}} \cdot \text{HCl} = (\text{H}_4\overset{\text{I}}{\text{N}})\text{Cl}$. Starke Wärmeentwicklung. Sublimieren von Salmiak. Reaktion von Ammoniakflüssigkeit und wässriger Salzsäure. Vergleichung von $(\text{H}_4\overset{\text{I}}{\text{N}})\text{Cl}$ und KCl und ihres Verhaltens; Hypothese des zusammengesetzten Radikales $(\text{H}_4\overset{\text{I}}{\text{N}}) = \text{Ammonium}$. Ammoniumchlorid = Chlorammonium = Salmiak. Auffassung des Ammoniakliquors als $(\text{H}_4\overset{\text{V}}{\text{N}})\text{OH} = \text{H}_3\overset{\text{III}}{\text{N}} + \text{H}_2\text{O}$; kein eigentliches Hydrat.

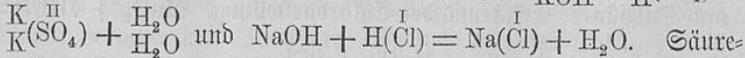
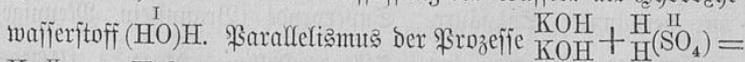
§ 51. Darstellung von Schwefelsäureanhydrid (wasserfreie Schwefelsäure) SO_3 durch Destillation rauchender, sog. Nordhäuser Schwefelsäure. Synthese des Schwefelsäurehydrates aus dem Anhydrid und Wasser. Große Heftigkeit der Reaktion: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$. Eigenschaften der englischen Schwefelsäure. Oxydator. Zusammensetzung der rauchenden Schwefelsäure.

§ 52. Darstellung des schwefelsauren Kalis aus Alkali und Schwefelsäurehydrat. Stromweises Entweichen von Wasser; sehr heftige Reaktion. Beendigung derselben durch Zuhilfenahme von Wasser und Lakmus; vollständige Neutralisation. Der Abdampfungsrückstand entläßt selbst beim Glühen (Schmelzen) kein Wasser. Salziger Geschmack des Rückstandes. Säure, Basis, Salz.



Erläuterung und Kritik der älteren Auffassung $\text{K}_2\text{O}, \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}, \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{O}, \text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Schwefelsaures Kali, schwefelsaures Kalium, Kaliumsulfat, Wasserstoff-sulfat. — Substitution des Wasserstoffs im Schwefelsäurehydrat durch Metallatome. Auffassung des Wassers als Hydroxyl-

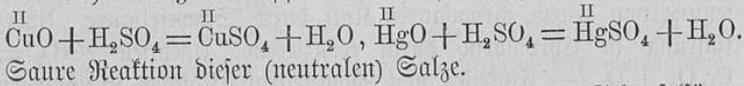


Säurereste. Hydroxyäuren und Oxyäuren. Einbasische und zweibasische (mono- und dihydrierte) Säuren. Haloidsalze und Oxyalze.

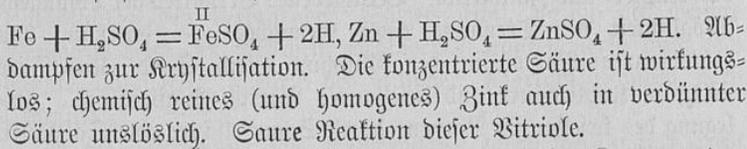
7. Weitere Arten der Salzbildung.

§ 53. Synthese von kohlensaurem Kalk aus gebranntem Kalk (Marmor) und Kohlenäure $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{Ca}(\overset{\text{II}}{\text{CO}_3})$. Das hypothetische Kohlenäurehydrat $\text{H}_2(\overset{\text{II}}{\text{CO}_3})$ existiert nicht. Darstellung des kohlensauren Kalkes aus Kohlenäure und Kalkhydrat. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Analoges Verhalten des frischen Kalkputzes bei Neubauten; Austreibung des Hydratwassers durch Verbrennen von Kohlen. Vorhandensein von Kalk in sehr alten (römischen) Mörteln. Einleiten von Kohlenäure in Kalkwasser; der Niederschlag ist kohlensaurer Kalk.

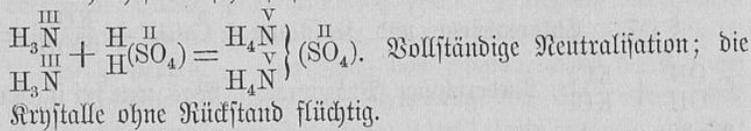
Behandlung von Kupfer- und Quecksilberoxyd mit Schwefelsäure.



Auflösen von Eisen und Zink in verdünnter Schwefelsäure.

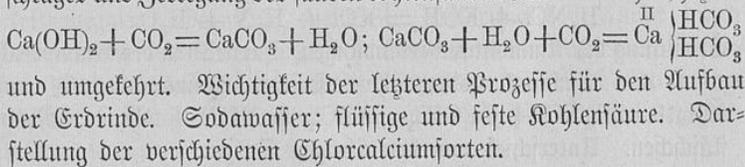


Synthese des schwefelsauren Ammoniaks aus den Komponenten:



8. Zerlegung der Salze.

§ 54. Zerlegung von kohlensaurem Kalk (Marmor) durch Salzsäure: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Darstellung und Eigenschaften der Kohlenäure. Einleiten von Kohlenäure in Kalkwasser bis zur Auflösung des anfänglich gebildeten Niederschlages und Zerlegung des sauren kohlensauren Kalkes durch Erhitzen:



§ 55. Zersetzung von Kochsalz durch Schwefelsäure:
 $\text{NaCl} + \text{H}(\text{SO}_4) = \text{Na}(\text{SO}_4) + \text{HCl}$. Saure und neutrale Salze
 der mehrbasischen Säuren; Eigenschaften der Salzsäure. — Unter-
 suchung des Rückstandes vom chlorfauren Kali (bei der Sauerstoff-
 bereitung) durch Schwefelsäure. Empirische Zusammensetzung der
 chlorfauren Salze und der Chloräure. Erklärung der Sauerstoff-
 darstellung. Chlorfaures Kali als energisches Oxydationsmittel.
 Schwedische Streichhölzchen.

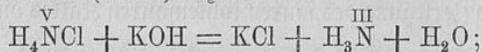
§ 56. Darstellung von Salpetersäure aus Kalifalpeter und
 Schwefelsäure: $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KHSO}_4 + \text{HNO}_3$. Eigenschaften
 der konzentrierten und verdünnten Säure. Salpeter und Schieß-
 pulver. — Darstellung der wasserfreien Chromsäure durch Zer-
 setzung von rotem chromfauren Kali durch Schwefelsäure. Über-
 führung in Chromoxyd durch reduzierende Agentien $2\text{CrO}_3 =$
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_3$. — Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in Lösungen
 von Kupfer- und Zinkvitriol. Verschiedenes Verhalten der Lösungen;
 Möglichkeit der Trennung eines Gemisches. — Zersetzung von
 kohlenfaurem Natron in der Glühhitze durch Sand (Kieselsäure
 SiO_2) in Kohlenäure und kieselsaures Natron (Wasserglas). Zer-
 legung des kieselsauren Natrons durch Schwefelsäure oder Salzsäure.
 Abscheidung von Kieselsäurehydrat.

§ 57. Chlorcalcium und Kalilauge: $\text{CaCl}_2 + \frac{\text{KOH}}{\text{KOH}} =$
 $\text{Ca} \frac{\text{OH}}{\text{OH}} + \frac{\text{KCl}}{\text{KCl}}$ Niederschläge (Präzipitate). Was tritt bei starker
 Verdünnung der Lösungen ein?

Schwefelsaures Kupferoxyd und Kalilauge: $\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} =$
 $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2$. Verhalten des Kupferoxydhydrates beim Er-
 wärmen. Nachweis des Hydratwassers: $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$.

Quecksilberchlorid und Kalilauge: $\text{HgCl}_2 + 2\text{KOH} =$
 $2\text{KCl} + \text{HgO} + \text{H}_2\text{O}$. Unterschied von Kupfer? Darstellung der
 Metalloxyde auf nassem Wege (Salpetersäure!)

Salmiak und (reines) Alkali:



Erkennung der Ammoniumverbindungen. Darstellung des Ammoniak-
 gases aus Salmiak (oder schwefelsaurem Ammoniumoxyd) und
 Alkalif: $2\text{H}_4\text{NCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_3\text{N} + 2\text{H}_2\text{O}$. Riech-
 fläschchen. Unterschied von den übrigen Salzen.

§ 58. Dissoziation der Salze bei höherer Temperatur. Brennen von Kalkstein (Marmor, Kalkspat); qualitativer und quantitativer Versuch. Vergleichende Prüfung von rohem und gebranntem Kalk durch Salzsäure. Darstellung des gebrannten Kalkes im Großen; Luft- und Wassermörtel. — Dissoziation des Kupfervitriols in starker Glühhitze; doppelter Nachweis der Spaltungsprodukte. Einfluß der Anwesenheit der Spaltungsprodukte auf die weitere Zersetzung.

§ 59. Wechselzerlegung der Salze. Salpetersaures Silberoxyd und Kochsalz: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$. Einwirkung des Lichtes. Photographie; Bestätigung der Analyse des Chlorsilbers. — Chlorbarium und schwefelsaures Kali: $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{KCl}$. — Salpetersaures Bleioxyd und chromsaures Kali $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{PbCrO}_4 + 2\text{KNO}_3$. — Weßhalb die beiden ersten Umsetzungen besonders merkwürdig? Stete Zersetzung zu Gunsten des unlöslichen Salzes. Ursache die Unlöslichkeit des betreffenden Salzes selbst, welche die weitere Verschiebbarkeit der Teilchen verhindert. Konzentrierte und verdünnte Lösungen; Theorie des flüssigen Aggregatzustandes nach Clausius.

§ 60. Zersetzung von Kupfervitriol durch metallisches Eisen oder Zink: $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$. Zersetzung von Höllesteinlösung durch Kupfer oder Quecksilber: $2\text{AgNO}_3 + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$. — Zersetzung von essigsaurem Bleioxyd durch einen Zinkstab (Bleibaum). — Zersetzung von Chlorsilber durch Zink in sehr verdünnter Salzsäure: $2\text{AgCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{Ag}$; das Chlorsilber ist etwas löslich in HCl. Chemische Spannungsreihe: Zink, Eisen, Kupfer, Blei, Quecksilber, Silber.

§ 61. Zersetzung einer (gesättigten) Kupfervitriollösung durch den galvanischen Strom in Kupfer, Schwefelsäure und Sauerstoff;

primär: $\text{CuSO}_4 = \overset{+}{\text{Cu}} + \overset{-}{\text{SO}_4}$; sekundär: $\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}$. Elektrolyse und Elektrolyte; Anode, Kathode, Anion, Kation, Zotten. Weßhalb heißt Kupfer ein elektropositiver Körper, der Säurerest elektronegativer? Einfluß, eventuell Zerstörung der Anode durch den naszierenden Sauerstoff; besonderer Fall der kupfernen Anode.

Galvanoplastik; Versilbern, Vergolden etc.; Nachbildung von plastischen Kunstwerken aller Art; metallurgische Darstellung von reinem Kupfer.

Elektrolyse einer Lösung von schwefelsaurem Natron (Glaubersalz) oder salpetersaurem Kali im zweischenkligen Glasrohr; scheinbare Wasserzersehung. Kontrolle durch empfindliche (violette) Lakmuskintur oder den Farbstoff des Rotkrautes; gleichzeitige

Spaltung in Säure und Basis. Primär: $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^-$;
sekundär an der Kathode: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + 2\text{H}^+$, an der
Anode: $\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}^-$.

§ 62. Elektrolyse der verdünnten Schwefelsäure (sog. Wasserzersehung) und getrenntes Auffangen der Gase: 1) $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2^+ + \text{SO}_4^-$;
2) $\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}^-$. Beobachtung der Volumverhältnisse; Kritik der älteren Auffassung. Die Grothußsche Theorie und ihre spätere Amendierung durch Clausius. Demonstration der ungemein geringen Leitungsfähigkeit des destillierten Wassers. Unmöglichkeit absolut reines H_2O herzustellen. Die Schwefelsäure erzeubar durch schwefelsaures Natron und manche anderen Sauerstoffsalze. Knallgas; Voltameter.

§ 63. Abscheidung der gleichen (getrennten oder vereinigten) Gasmenen in zwei und mehr Wasserzersehungapparaten durch denselben Strom: Gleichzeitige Elektrolyse von angesäuertem Wasser und Salzsäure oder Ammoniakliquor durch denselben Strom. Auftreten der Fonten im Verhältnis ihrer chemischen Äquivalente. Faradaysches Gesetz.

Kleine Abweichungen vom normalen Volumverhältnis. Geruch des elektrolytisch ausgeschiedenen Sauerstoffs. Inniger Zusammenhang der chemischen und elektrischen Kräfte. Scheinbarer Widerspruch des Faradayschen Gesetzes der festen elektrolytischen Aktion mit der ebenfalls thatsächlich beobachteten großen Verschiedenheit der Affinität der einzelnen Stoffe. Bedeutung des flüssigen Aggregatzustandes.

9. Zur Theorie der Flamme.

§ 64. Trockne Destillation von Sägespähen aus einer Retorte mit tubulirter Vorlage. Anzünden der entweichenden Gase und Dämpfe (Unterschied?). Nachweis des Kohlenstoffs und Wasserstoffs in dem brennenden Gemisch. Teilweise Kondensation der

flüchtigen Produkte in der Vorlage. Saure Reaktion des Produktes; Holzessig. Holzkohlen; Meiler.

Wiederholung des Versuches mit einer größeren Quantität Steinkohlen. Kokes, Teer, Ammoniakwasser, Gase und Dämpfe. Fabrikation des Leuchtgases.

Erhitzen von Küßöl oder Kolophonium im bedeckten Tiegel. Große Komplikation dieser Zersetzungsprozesse. — Organische Chemie. —

§ 65. Anzünden einer Papierdüte und Prüfung des aus der Spitze austretenden „Rauches“. Ausblasen einer Kerzenflamme und Anzünden der aufsteigenden Dämpfe in einiger Entfernung vom Dochte. Zwiefache Behandlung einer Flamme (eines Bunsenbrenners) durch ein feinmaschiges Drahtnetz. Abkühlung des Dampfgemisches unter seine Entzündungstemperatur; Davy'sche Sicherheitslampe. Analogie der rußenden (blafenden) Flammen; Wirkung der Zuggläser (Zylinder).

§ 66. Leuchtendmachen einer Wasserstoffflamme durch Platindraht, Kalk oder beigemengte Benzindämpfe. Nachweis des Kohlenstoffgehaltes des Benzins durch Kohlen säurebildung und Abkühlung der Flamme. — Bau einer Kerzenflamme; Prüfung durch ein S-förmig gebogenes Glasröhrchen und ein Papierblatt. Ursache des Leuchtens. Verhalten eines Bunsen'schen Brenners, sowie der Phosphor- und Magnesiumflamme. — Entsprechender Bau der Leuchtgasflamme. Jede Kerzenflamme eine Gasfabrik im Kleinen. Die umgekehrten Flammen; sog. homogene und nicht homogene Flammen. Wann verbrennt ein Körper mit Flamme?

Verbrennung von Holz, Steinkohlen, Braunkohlen zc. in Öfen. Gehörige Regulierung des Luftzutrittes; deutsche und russische Schornsteine. Möglichkeit der Bildung von Kohlenoxydgas. Verschiedener Heizwert der Materialien; Angabe nach Kalorien (1 kg. Steinkohle = 7–8000 Cal.); Kompliziertheit der alltäglichen Drydationsprozesse.