Leitfaden

für den

Unterricht in der Chemie auf hiesiger Realschule,

nach Dr. Rudolf Arendt's Methode

und unter Zugrundelegung des Lehrbuchs der unorganischen Chemie desselben

bearbeitet von

Dr. J. H. Weiss.

Erste Hälfte.

Der hier in erster Hälfte vorliegende Leitfaden stellt das chemische Unterrichtsmaterial nach einer seit 2 Jahren an der hiesigen Realschule befolgten Lehrmethode zusammen, welche in Dr. Rud. Arendt ihren Begründer fand und aus der Erkenntniss der Nothwendigkeit einer zeitgemässen Reform der in den Schulen bisher allgemein geübten chemischen Unterrichtsmethode hervorgegangen ist. Von dieser, mehr beschreibenden und wissenschaftlich systematischen, Lehrmethode unterscheidet sich die Arendt'sche wesentlich dadurch, dass sie den chemischen Lehrstoff nach pädagogischen Principien verarbeitet, die chemischen Naturerscheinungen in einem der inductiven Logik entsprechenden Zusammenhange dem Schüler vorführt und demgemäss das Unterrichtsmaterial nicht nach den Elementen, sondern nach den Reactionen ordnet und eintheilt. Sie will nicht nur Sinn und Gedächtniss des Schülers, sondern ganz besonders seinen Verstand anregen und, indem sie den innigen Zusammenhang aller vorgetragenen chemischen Thatsachen immer von Neuem hervorhebt und die Experimente, die einzigen Quellen aller chemischen Erfahrungen, so zu verknüpfen sucht, dass eines das andere bedingt und ergänzt, den Schüler geschickt machen, mit dem Material des Unterrichtsgegenstandes logisch zu operiren, im Weiteren aber an ein folgerichtiges Denken gewöhnen. Auf diesem Wege sucht die Arendt'sche Methode ausser der Aufgabe, dem Schüler die Vorhallen einer Wissenschaft zu erschliessen, welche für unser bürgerliches, wie unser gesammtes Culturleben eine fortwährend steigende Bedeutung gewinnt, auch der andern Anforderung gerecht zu werden, an dem Werke der Erziehung durch die Schule mitzuwirken. — Durch die ganze Art der Behandlung des Lehrstoffs gestaltet sie zugleich den chemischen Unterricht zu einer Uebung im sprachlichen Ausdruck, indem sie dem Schüler Gelegenheit bietet, die Resultate der Beobachtungen nicht allein in klaren Sätzen zu formuliren, sondern zusammengehörige Beobachtungen und Resultate in logischer Verbindung darzustellen. So tritt der chemische Unterricht in Wechselverkehr mit dem sprachlichen und, weit entfernt, Zeit und Kraft des Schülers dem letztern zu entziehen, steht er demsel-

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

ben vielmehr fördernd und unterstützend zur Seite.

Die Einrichtung des Leitfadens betreffend, so durften in demselben Experimente und Lehren nur andeutungsweise besprochen werden, um dem Nachdenken und der Selbstthätigkeit des Schülers nicht vorzugreifen. Aus demselben Grunde sind auch die symbolischen chemischen Gleichungen durchschnittlich weggelassen worden, weil sie der Ausdruck der bereits folgerichtig ermittelten und nach allen Beziehungen wohl verstandenen chemischen Vorgänge sind und, wie der Character der Reaction selbst, auf dem Wege gemeinsamer Arbeit des Lehrers und Schülers entwickelt werden sollen. Der häuslichen Arbeit des Schülers bleibt es überlassen, die Gleichungen schliesslich in einem besondern Hefte aufzuzeichnen und damit zugleich wiederholungsweise die betreffenden Vorgänge in's Gedächtniss zu rufen. Das sämmtliche chemische Unterrichtsmaterial, welches nur die unorganische Chemie umfassen soll, ist auf einen dreijährigen Cursus berechnet, wovon ein Jahr auf die Secunda, zwei Jahre auf die Prima fallen. Die Besprechung der Metalle nach ihren Eigenschaften und den Veränderungen, welche sie beim Erhitzen an der Luft erfahren, erfolgt im Anschluss an den mineralogischen Unterricht und zu nothwendiger Unterstützung des Verständnisses wesentlicher Theile desselben schon in der Tertia.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

I. Abschnitt.

Oxydationserscheinungen. Entstehung binärer Verbindungen. Elemente.

1. Capitel.

Die bekanntesten Metalle nach ihren wichtigsten Eigenschaften und ihrem Verhalten beim Erhitzen an der Luft.

§ 1. Die Metalle als diejenigen unter den leblosen (unorgan.) Naturkörpern, welche die Aufmerksamkeit der Menschen von je her vorzugsweise erregten. Eigenschaften und Eigenthümlichkeiten derselben, welche dies erklären. — Glanz, Farbe, Volumgewicht. — Härte, Festigkeit, Elasticität. — Dehnbarkeit. — Schmelzbarkeit, Schweissbarkeit. — Widerstandsfähigkeit gegen hohe Temperatur. Undurchdringlichkeit für Flüssigkeiten. Undurchsichtigkeit. — Wie Härte und Festigkeit zu unterscheiden; in welchen Metallen sich beide vereinigen. — Harte und dabei spröde, harte und zugleich feste und dehnbare Metalle.

Welche von diesen Eigenschaften bedingen vorzugsweise die Verwendbarkeit der Metalle, welche im Besondern die leichte Verarbeitbarkeit derselben? — In welchen Metallen vereinigen sich mehrere oder die wichtigsten der obigen Eigenschaften und welche?

§ 2. Unedle Metalle. a. *Zinn.* Physikalische Figenschaften. Anwendung. Legirungen (Bronce, Kanonen- und Glockenmetall). Vorkommen. Erze (Zinnstein, Zinnkies). Verhalten des Zinns beim Erhitzen in einer offenen Porcellanschale. Zinnasche.

b. *Blei.* Physikalische Eigenschaften. — Erze. — (Bleiglanz.) Anwendung. Legirungen. (Letternmetall.) Bleiasche. — Bleiglätte, Massicot.

c. *Zink.* Spröde und dehnbar, je nach der Temperatur. Sonstige physikalische Eigenschaften. — Benutzung. Natürliches Vorkommen. (Galmei, Blende.) — Zinkasche. — (Zinkweiss.) Verhalten des Zinks in der Weissgluht.

d. *Eisen.* Gusseisen, Schmiedeeisen, Stahl. Physikalische Eigenschaften derselben. Werthverhältnisse des Eisens. Bedeutung desselben für die Entwicklung unseres Culturlebens. Vorkommen des Eisens. Die wichtigsten Eisenerze. — Eisenasche. Eisenhammerschlag.)

e. *Kupfer.* Physikalische Eigenschaften. Benutzung. Legirungen. (Messing, Kanonengut, Glockenspeise.) Natürliches Vorkommen: vererzt und gediegen. Kupfererze. — Kupferasche. (Kupferhammerschlag).

f. *Aluminium.* Physikalische Eigenschaften. Vorkommen: Thonerdemineralien. Benutzung. Entdeckung. Aluminiumasche.

g. *Magnesium.* Physikalische Eigenschaften. Vorkommen: Magnesiummineralien. — Entdekkung des Metalls. — Anwendung als Beleuchtungsmittel. — Magnesiumasche.

h. *Quecksilber.* Physikalische Eigenschaften. Amalgame. Vorkommen: gediegen und vererzt. Benutzung. Verhalten beim Erhitzen an der Luft. Quecksilberasche.

§ 3. Edle Metalle. a. *Silber.* Physikalische Eigenschaften. Benutzung. Natürliches Vorkommen: gediegen und vererzt, meist vergesellschaftet mit Blei und Kupfer. — Verhalten des reinen und des gewöhnlichen mit Kupfer legirten Silbers gegen die atmosphärische Luft und beim Erhitzen an der Luft. Gewinnung des Silbers aus dem vererzten Zustande. Abtreiben des Silbers.

b. *Platin.* Physikalische Eigenschaften. Vorkommen. Benutzung. Verhalten beim Erhitzen an der Luft.

c. *Gold.* Physikalische Eigenschaften. Vorkommen (gediegen, selten vererzt) und Verbreitung. Anwendung. Verhalten des reinen und des legirten Goldes beim Erhitzen an der Luft.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

§ 4. Tabellarische Zusammenstellung der Metalle nach ihren wichtigsten Eigenschaften.

Farbe.	Härte.[1]	Festigkeit[2] gegen Zug (absolute).	Elasticität[3] bei 15—20°.	Schweissbarkeit.	Dehnbarkeit beim Hämmern.	Dehnbarkeit beim Ziehen.	Dehnbarkeit beim Walzen.	Vol. Gewicht.	Schmelzpunkt.[4]
Silber, rein weiss	Stahl, gez. 100	Gussstahl, gez. 80	Stahl	Eisen	Gold	Gold	Gold	Platin 21,5	Platin über 2000°
Platin, weiss ins Graue ziehend	Schmiedeeisen, gez. 88	Gewöhnl. Stahldraht, gez. 70	Eisen	Platin	Silber	Silber	Silber	Gold 19,3	Schmiedeeisen 1500—1600°
Magnesium, weiss	Gold, 14karätig, gegl. 73	Gussstahl, angel. 66	Platin		Kupfer	Platin	Kupfer	Quecksilber 13,5	Stahl 1300—1400°
Zinn, fast silberweiss	Stahl, gegl. 65	Schmiedeeisen, gez. 61	Kupfer		Zinn	Eisen	Zinn	Blei 11,4	Gusseisen, graues 1200°
Zink, weiss mit einem Stich ins Bläuliche	Kupfer, gez. 58	Schmiedeeisen, gegl. 47	Silber		Platin	Kupfer	Blei	Silber 10,5	Gold 1200°
Aluminium, weiss, ins Blaugraue ziehend	Silber, 12löthig, gegl. 58	Stahldraht, angel. 50	Gold		Blei	Zink	Zink	Kupfer 8,9	Gusseisen, weisses 1100°
Quecksilber, grau-weiss	Silber, 14löthig, gegl. 54	Kupfer, gez. 40	Blei		Zink	Zinn	Platin	Stahl 7,5—7,8	Kupfer 1100°
Schmiedeeisen, grau	Schmiedeeisen, gegl. 42	Platin, gez. 34			Eisen	Blei	Eisen	Schmiedeeisen 7,4—7,9 Mittelsorte 7,6	Silber 1000°
Gusseisen, weiss bis grau	Platin 38	Kupfer, angel. 31						Zinn 7,3	Aluminium 900—1000°
Stahl, grau-weiss	Kupfer 38	Silber, gez. 29						Gusseisen 7,1—7,6	Magnesium 400—450°
Blei, weissl. grau	Silber, rein gegl. 37	Gold, gez. 27						Zink 6,8—7,2	Zink 400°
Gold, gelb	Zink 34	Zink, gez. 13						Aluminium 2,56	Blei 330°
Kupfer, roth	Gold, rein gegl. 27	Zinn, gez. 2,5						Magnesium 1,74	
	Zinn 11	Blei, gez. 2,1							
	Blei 4								

Als Resultat der Versuche über das Verhalten der Metalle beim Erhitzen an der Luft ergiebt sich:

1. dass sich gewisse Metalle dabei in neue, meist pulverige, nicht-metallische Körper (Aschen) umwandeln;
2. dass diese Umwandlung bei einigen Metallen leichter, bei andern (welchen? —) schwieriger gelingt;
3. dass die Entstehung einer farbigen Haut eine diesen Vorgängen gemeinsame Erscheinung ist, das Auftreten der Farben aber nichts mit den Metallen als solchen zu thun hat.

---

[1]) Die Zahlen sind nur Verhältnisszahlen. — gez. = gezogen, gegl. und angel. = geglüht und angelassen. Ziehen erhöht die Härte und Festigkeit, Ausglühen und Anlassen vermindert sie.

[2]) Die Zahlen sind absolute und geben an, wie viel Kilogramme ein Draht von 1 Mm. Durchmesser (und von beliebiger Länge) bei langsamer Belastung zu tragen vermag, ohne zu zerreissen.

[3]) Nur in Bezug auf Elasticität gegen Zug.

[4]) Die Zahlen über 1000 sind nur Abschätzungen.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

2. Capitel.

Ursachen der Veränderung der unedlen Metalle beim Erhitzen an der Luft.

Worin dieselben — auf Grund der obigen Versuche — möglicher Weise liegen können. Warum die Hitze des Feuers dazu erforderlich. Auf welche Weise zu untersuchen, ob auch die Luft dabei eine Rolle spiele.

§ 5. Erhitzen der Metalle bei Abschluss der Luft. Mittel, die Berührung der erhitzten Metalle mit der Luft zu verhindern. — Borax, Wasserstoffgas. — Erhitzen von Zinn unter Borax. Ergebnisse des Versuchs. — Wasserstoffgas. Materialien, Apparate und Verfahren bei der Darstellung und dem Aufsammeln desselben und gasförmiger Körper überhaupt. Untersuchung des Wasserstoffgases auf seine Eigenschaften. Versuche, welche dieselben kennen lehren. Prüfung des Wasserstoffs auf seine Reinheit. Das Wasserstoffgas bildet mit atmosphärischer Luft explosive Gemenge. Wesentliche Unterschiede desselben von der atmosphärischen Luft und daraus für den vorliegenden Zweck zu ziehende Folgerungen.

Erhitzen der Metalle in einer Wasserstoffatmosphäre. Glühen von Kupfer im Wasserstoffstrome. Verfahren und Apparate. Mittel zur Entfeuchtung des Wasserstoffgases. Resultat des Versuchs: Die atmosphärische Luft spielt bei der Umwandlung der Metalle in Aschen eine Hauptrolle und ist, abgesehen von der höheren Temperatur, die einzige Ursache der Aschenbildung.

3. Capitel.

Welche Rolle spielt die Luft bei der in Rede stehenden Umwandlung der Metalle?

§ 6. Untersuchung der Luft nach ihrer Einwirkung auf erhitzte Metalle. Glühen von Kupfer in einem Strome von atmosphärischer Luft und nachherige Prüfung der letzteren. Apparate und Verfahren. Resultat: Die Luft hat dabei das Vermögen verloren, die Verbrennung zu unterhalten und ist selbst wesentlich verändert worden.

Die Luft spielt bei den obigen Veränderungen der Metalle eine active Rolle.

§ 7. Art und Weise der Veränderung, welche die Luft bei den in Rede stehenden Vorgängen erfahren hat. — Entdeckung des Sauerstoffs.

a. Verbrennung eines Lichts in abgeschlossener Luft. Dazu eine tubulirte Glasglocke und eine mit Kalkwasser gefüllte Schale. — Die Luft verliert während der Verbrennung an Volumen. In dem übrig gebliebenen Gase erlischt ein brennender Körper. — Folgerungen: Durch die eigentliche Verbrennung wird die Luft in denselben Zustand versetzt, wie durch Berührung mit glühendem Metall. Die Luft verliert bei diesen Vorgängen einen ihrer Bestandtheile.

b. Die rothe Quecksilberasche verwandelt sich durch blosses Erhitzen in metallisches Quecksilber und ein farbloses Gas, in welchem ein glimmender Spahn entflammt. „Sauerstoffgas.“ Ausführung des Versuchs und dazu erforderliche Apparate.

Die Versuche der §§ 6 und 7 führen zu folgenden Schlüssen:

1. Wenn erhitzte unedle Metalle mit atmosphärischer Luft in Berührung kommen, so entziehen sie derselben einen ihrer wesentlichen Bestandtheile und verwandeln sich dadurch in „Asche“.
2. Dieser Theil der Luft lässt sich aus Metallasche, wenigstens Quecksilberasche, durch blosses Erhitzen wieder ausscheiden und zeigt dann eben die Eigenschaft, die Verbrennung zu unterhalten, während der andere bei der Umwandlung der Metalle unbenutzt bleibende Bestandtheil der Luft diese Eigenschaft entbehrt.
3. Die atmosphärische Luft besteht aus einem Gemische zweier Stoffe, einem aktiven (Sauerstoff) und einem passiven (Stickstoff).
4. Verbrennung und Umwandlung der Metalle in Aschen sind analoge Vorgänge; in beiden wird der Sauerstoff der Luft verbraucht.

Eine Erklärung des Namens Sauerstoff giebt Capitel 4. Der Sauerstoff unterhält nicht nur die Verbrennung, sondern auch den Athmungsprocess: — Lebensluft (Condorcet).

Priestley (1774), Scheele (1775) und Lavoisier (1781), Entdecker des Sauerstoffs — Oxygéne

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

§ 8. Darstellung des Sauerstoffs im Grossen aus chlorsaurem Kali. Apparate und Verfahren. Eigenschaften des Sauerstoffs.

Verbrennung von Eisen, Schwefel und Phosphor im Sauerstoffgase. — Resultat dieser Versuche: Brennbare Körper verbrennen im reinen Sauerstoffgase mit weit grösserer Lebhaftigkeit und Schnelligkeit, als in der atmosphärischen Luft. Vergl. den Vorgang der Verbrennung des Eisens mit den Erscheinungen beim Erhitzen des Zinks und des Magnesiums an der Luft in § 1 e. und g.

Der Unterschied zwischen der Verbrennung der Körper in reinem Sauerstoffgase und derjenigen in der Luft liegt nur in dem Grade der Intensität, der Zeitdauer des Vorganges und dem dabei auftretenden Wärmegrade.

§ 9. *Knallgas.* Explosive Gemenge von Wasstoffgas und atmosph. Luft oder Sauerstoffgas nach bestimmten Mischungsverhältnissen. Vergl. § 3. Das Knallgasgebläse. — Zweck und Einrichtung desselben. Wärme- und Lichtwirkung der Flamme des Knallgasgebläses. — Drummond'sches Licht. Knallgas-Mikroskop.

Darstellung von Wasser durch Verbrennung von Wasserstoffgas im Sauerstoffgase. Apparate und Verfahren. Das Verbrennungsproduct des Wasserstoffs ist Wasser. Folgerung: Das Wasser besteht aus Wasserstoff und Sauerstoff. Entzündung von Wasserstoff durch dünnes Platinblech oder Platinschwamm. Döberreiner-sche Platin-Zündmaschine.

Durch welche Eigenschaft und wie kommt hierbei das Platin zur Wirkung?

Entzündung von Knallgas durch den elektrischen Funken. Elektrische Pistole.

§ 10. Aus den Versuchen des vorigen Capitels, bei welchen der Sauerstoff der Luft oder reiner Sauerstoff eine aktive Rolle spielte, ergiebt sich als gemeinsames Resultat:

1. Die Umwandlung der unedlen Metalle in Aschen und die Verbrennung von Holz, Feuerschwamm, Schwefel und Phosphor lassen sich auf dieselbe Ursache zurückführen, näml. auf das Zusammentreten dieser Körper mit Sauerstoff.
2. Bei diesen Vorgängen entstehen aus den betreffenden Körpern neue Producte sehr verschiedener Art, fest und pulverig bei den Metallen, unsichtbar (luftartig) beim Schwefel, dicke Nebel bildend beim Phosphor.
3. Der Name „Verbrennung" lässt sich auch auf die Umwandlung der Metalle in Aschen ausdehnen.

Von Oxygenium, dem lat. Namen für Sauerstoff, stammen die Ausdrücke

Oxydation für Verbrennung,
Oxydirbare Körper für brennbare,
Oxydirte Körper (Oxyde) für verbrannte.

Die Oxyde sind als das bei der Verbrennung Resultirende: Verbrennungsproducte.

§ 11. Eine richtige Erkenntniss der Vorgänge beim Verbrennungsprozess datirt erst vom Ende des vorigen Jahrhunderts und war durch die Entdeckung des Sauerstoffs bedingt. Frühere Ansichten über diesen Gegenstand. — Die Verbrennung ist kein Vernichtungs-, sondern ein Umwandlungsprozess, durch welchen der betreffende Körper in eine andere Form gebracht wird und andere Eigenschaften erhält. — Welche Versuche lehrten dies unwiderleglich?

4. Capitel.

Erweiterung der Erfahrungen über die brennbaren Körper. Natur der Oxyde.

§ 12. Nicht metallische Körper. a. *Kohle.* (Kohlenstoff). Verschiedene Arten und verschiedenartiger Ursprung der Kohle. Holzkohle, Braunkohle, Steinkohle, Koaks u. s. w. Der *Kohlenstoff* als wesentl. Bestandtheil derselben, sowie des Holzes und aller. Pflanzenstoffe überhaupt, ferner aller thierischen Substanzen.

Versuch 1. Verkohlung von Holz (Steinkohlen, Horn) in einem bedeckten Porzellantiegel. Dabei auftretende Erscheinungen. Die erhaltene Kohle zeigt sich in stärkster Gluht unveränderlich.

Versuch 2. Verbrennung von Kohle in einem Strome von Sauerstoff. Apparate und Verfahren. Es tritt dabei ein unsichtbares, saures, brennende Körper verlöschendes Gas auf: *Kohlensäure.* Weitere Eigenschaften der Kohlensäure. Verhalten derselben gegen Wasser, Lackmus und Kalkwasser. Unterschiede der Kohlensäure von der atm. Luft

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

und vom Sauerstoffgase. Alle vorhin genannten Kohlenarten liefern dasselbe Verbrennungsproduct, sind also unter sich identisch. Dasselbe ist der Fall mit Graphit und Diamant, — zwei anderweitigen Kohlenarten mineralischer Natur, welche aus reinem Kohlenstoff bestehen. — Eigenschaften des Kohlenstoffs:

wesentliche, oder allen Ursprüngen desselben gemeinsame,

besondere Eigenschaften des aus Holz (Holzkohle), Steinkohle, Koaks, Thierkohle dargestellten Kohlenstoffs, sowie des Graphits und Diamants. — Allotropische Modificationen des Kohlenstoffs.

b. *Schwefel.* Ueber Vorkommen und Eigenschaften desselben siehe den folgenden Abschnitt. — Verbrennen von Schwefel in einem Strome von Sauerstoffgas und Untersuchung des gasförmigen Verbrennungsproducts. — Eigenschaften und Verhalten desselben gegen brennende Körper, Wasser und gegen Lackmus sowie andere organ. Farbstoffe. — *Schweflige Säure.* Vergleich derselben mit der Kohlensäure. Anwendung zum Bleichen. Die schweflige Säure ist zu einer Flüssigkeit verdichtbar.

c. *Phosphor.* Bekannt durch seine Verwendung zu Zündhölzern, für sich nicht in der Natur vorkommend. — Aussehen und Eigenschaften im frischen Zustande; die auffälligste seine leichte Entzündbarkeit. Verbrennt an der Luft mit weisser Flamme unter Ausstossung eines dicken weissen Dampfes. — Verhalten des Phosphors gegen feuchte Luft. — Das Phosphoresciren. — Art seiner Aufbewahrung und Behandlung. — Zur Geschichte seiner Entdeckung. (Brand 1669. Kunkel.) — Sonstige Eigenschaftendes Phosphors. (Schmelzbarkeit und Destillirbarkeit. Löslichkeitsverhältnisse.) — Allotropische Zustände — rother (amorpher) Phosphor. Eigenschaften und Unterschiede desselben. — Verbrennen von Phosphor in trockenem Sauerstoffgase. Apparate und Verfahren. Der dabei resultirende feste weisse Körper heisst *Phosphorsäure.* — Verbrennen von Phosphor unter Wasser. Warum verbrennen andere Körper, z. B. Kohle, Schwefel, unter gleichen Umständen nicht?

d. *Arsen.* Metallähnl. Aussehen. — Sonstige Eigenschaften. — Natürl. Vorkommen. — Das Arsen sublimirt bei 180°. Arsenspiegel. — Verbrennen von Arsen im Sauerstoffgase. Verfahren. Das Verbrennungsproduct (*arsenige Säure*) hat giftige Eigenschaften (Rattengift), ist wenig lösl. in Wasser, röthet Lackmus schwach. — Anwendung des Arsens. — Verbrennen von Arsen vor dem Löthrohr. Dabei auftretende Erscheinungen. Darstellung der arsenigen Säure im Grossen durch Rösten arsenhaltiger Erze. Hüttenrauch.

e. *Antimon.* In Aussehen und Verhalten beim Erhitzen an der Luft dem Arsen ähnlich. — Die durch Verbrennen von Antimon in einem liegenden hessischen Tiegel erhaltene krystallin. Verbindung wird in einer Porzellanschale mit Wasser befeuchtet und mit blauem Lackmuspapier einige Zeit in Berührung gelassen. Es tritt schwache Röthung ein. — *Antimonige Säure.* — Verhalten des Antimons beim Erhitzen vor dem Löthrohr.

Die Körper a. bis e. gehören zu der Gruppe der *Nichtmetalle* oder *Metalloïde.* Warum im Besondern Arsen und Antimon trotz ihres metallischen Aussehens dazu gerechnet werden müssen.

§ 13. Metalle. Die Verbrennung der (unedlen) Metalle in reinem Sauerstoffgase zeigt den sie begleitenden Erscheinungen und den Verbrennungsproducten nach keine wesentliche Verschiedenheit von der Verbrennung der Metalle an der Luft. Worin liegt das einzig Unterscheidende? (Vergl. die Verbrennung des Eisens im Sauerstoffgase und an der Luft.) — Die auf dem einen oder anderen Wege erhaltenen „Aschen" sind nach den Ergebnissen des 2. und 3. Capitels nicht als etwas den Metallen Fremdartiges, sondern als das Resultat der Vereinigung der ursprünglichen Metalle mit gasförmigem Sauerstoff zu betrachten. Daher der Name Oxyde (Zinnoxyd, Bleioxyd u. s. w.) Die durch blosses Erhitzen der Metalle an der Luft erhaltenen Oxyde sind nicht vollkommen rein. Warum nicht? Darstellung der reinen Metalloxyde aus den Aschen durch Schlämmen. Farbe, Aggregatzustand, Gewicht, Verhalten gegen Lackmus und Löslichkeitsverhältnisse der reinen Oxyde der bisher besprochenen Metalle. Wodurch unterscheiden sich dieselben von den nichtmetallischen Oxyden?

Eine Untersuchung der Oxyde der Metalle Kalium, Natrium, Calcium, Baryum und Strontium führt zur Entdeckung wesentlicher Unter-

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

schiede auch unter den Metalloxyden. — Charakteristisches Verhalten und Eigenschaften jener Metalle.

Kalium. — Farbe, Härte, Verhalten an der Luft (grosse Oxydirbarkeit). Kalium ist das leichteste Metall (Volumgewicht 0,865) — schmilzt bei 50°, sublimirt bei schwacher Rothgluht. Art der Aufbewahrung.

Natrium. — In Eigenschaften und Verhalten dem vorigen ähnlich. Volumengewicht 0,972. Schmelzpunkt bei 90°.

Beide Metalle, an der Luft erhitzt, verbrennen mit charakteristisch gefärbter Flamme, — besonders lebhaft im Sauerstoff. Verfahren bei Ausführung des bezüglichen Versuchs.

Ihre Oxyde, *Kaliumoxyd* (Kali) und *Natriumoxyd* (Natron), ziehen aus der Luft Feuchtigkeit an und verwandeln sich in dicke ölige Flüssigkeiten, — *Laugen* (Kalilauge, Natronlauge). Versuch mit zu dünnen Scheiben zerschnittenem Kalium und Natrium, welche in Porzellanschalen der Luft ausgesetzt werden. — Einwirkung der Laugen auf blaues und rothes Lackmus und auf Curcuma, sowie auf thierische Substanzen. — Die Oxyde des Calciums, Baryums und Strontiums, — *Calciumoxyd* (Kalk — Kalkerde), *Baryumoxyd* (Baryt, Schwererde), *Strontiumoxyd* (Strontian, Strontianerde) — nach ihren charakteristischen Eigenschaften und Vorkommen. — Hohe Bedeutung und Verwendbarkeit derselben gegenüber der sehr untergeordneten Bedeutung der betreffenden Metalle. Eigenschaften dieser letztern.

Verhalten der wässerigen Lösungen — „*Wässer*" — gegen Lackmus und Curcuma.

Woher die Namen Aetzkali, Aetznatron, Aetzkalk, Aetzbaryt, sowie die gemeinsame Bezeichnung *Alkalien*.

Eigentliche Alkalien (Kali, Natron) — Erdige Alkalien (alkalische Erden).

Die Resultate der Versuche dieses Capitels lassen sich in Folgendem zusammenfassen:

Die Oxyde der nichtmetallischen Körper sind endweder gasförmige oder feste Körper von sauren Eigenschaften, die der Metalle sind ausnahmslos feste Körper, darunter einige (die löslichen) von ätzenden Eigenschaften. Jene heissen Säuren, diese (aus später zu erörterndem Grunde) Basen.

Säuren,	Basen,	
löslich, sauer, Lackmus röthend.	unlöslich, indifferent gegen Geschmack und Farben.	löslich, ätzend, rothes Lackmus bläuend.
Kohlensäure	Zinnoxyd	Kaliumoxyd
Schweflige Säure	Bleioxyd	Natriumoxyd
Phosphorsäure	Zinkoxyd	Calciumoxyd
Arsenige Säure	Eisenoxyd	Baryumoxyd
Antimonige Säure	Kupferoxyd	Strontiumoxyd
	Quecksilberoxyd	
	Magnesiumoxyd	
	Aluminiumoxyd	

Anmerkung. Wie eine Base verhält sich auch das *Ammoniak* (Aetzammoniak, Salmiakgeist), worüber später Näheres.

Die unterscheidenden Eigenschaften zeigen bei den einzelnen Basen und Säuren sehr verschiedene Grade.

Aetzkali — Aetzkalk,
Phosphorsäure — Kohlensäure.

5. Capitel.

Langsame Verbrennung. Unvollkommene Verbrennung.

9 14. Bedingungen zur Einleitung und Unterhaltung einer Verbrennung. Dieselben sind, wie namentlich die Entzündungs- und Verbrennungstemperatur, nicht bei den einzelnen Körpern gleich. Körper, die überhaupt brennbar sind, können sich auch bei gewöhnlicher Temperatur oxydiren. Die unedlen Metalle oxydiren sich schon beim Liegen an der Luft, zumal feuchter, (das Rosten des Eisens). Vergl. den Verlauf eines solchen Vorganges nach Zeitdauer und begleitenden Erscheinungen mit dem bei der Verbrennung durch Erhitzen: — Langsame Verbrennung.

Oxydation des Phosphors bei gewöhnlicher Temperatur. Phosphor in flacher Schale, halb mit Wasser bedeckt und der Luft bei gewöhnlicher Temperatur ausgesetzt. — Was sich dabei sogleich und bei längerem Liegen des Phosphors zeigt. Veränderung, die zugleich das Wasser erfährt. Langsame Verbrennung von Phosphor in einem durch Wasser abgesperrten Glascylinder. —

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

Der Phosphor als Mittel zur Untersuchung der procentischen Zusammensetzung der atmosphärischen Luft. Ergebniss derselben (1 Vol. Sauerstoff, 4 Vol. Stickstoff). Genaue Versuche ergeben für die (überall gleichbleibende) Zusammensetzung der Luft:

	nach Volum	nach Gewicht
Sauerstoff	$20,_9$	$23,_2$.
Stickstoff	$79,_1$	$76,_8$.
	$100,_0$	$100,_0$.

Langsame Oxydation von Kupfer durch reines Sauerstoffgas unter Mitwirkung von Ammoniakflüssigkeit. — Ausführung des Versuchs.

Beispiele langsamer Verbrennung aus der Natur.

Der Verwesungsprozess, — eine unter dem Einfluss der Luft bei gewöhnlicher Temperatur erfolgende Oxydation organischer Körper, durch welche diese zerstört, d. h. in einfachere luftförmige Verbindungen übergeführt werden. Schutzmittel gegen den Verwesungsprozess. Wahl derselben und Art ihrer Wirkung.

Auch bei der langsamen Verbrennung wird Wärme frei. Welche Vorgänge zeigen dies besonders deutlich?

Die Producte der langsamen Verbrennung sind unsichtbar und nur die Schlussglieder derselben einfach und leicht nachweisbar.

§ 15. Unvollkommene Verbrenuung. Die Verkohlung von Holz als Beispiel einer solchen. Einfacher Versuch am Reagensglase. Die Producte der unvollkommenen Verbrennung (feste, flüssige und luftförmige) sind noch brennbar, die flüssigen und luftförmigen dabei zum Theil von sehr zusammengesetzter Art. — Der Rauch als Wahrzeichen einer unvollkommenen Verbrennung. Wodurch sich die unvollkommene Verbrennung in eine vollkommene überführen lässt und umgekehrt.

Benutzung der unvollkommenen Verbrennung. — Der Kohlenmeiler.

Ursachen der unvollkommenen (mangelhaften) Verbrennung des Brennmaterials in Oefen und Feuerheerden.

6. Capitel.

Stellung und Aufgabe der Chemie. — Chemische Reactionen (Verbindungen und Zersetzungen). — Elemente.

§ 16. Die Chemie als Zweig der beobachtenden Naturwissenschaften (Naturlehre), welche die Veränderungen in der Körperwelt untersucht und nach den Ursachen der natürlichen Vorgänge forscht.

Methode der beobachtenden Naturwissenschaften. Weg und Mittel zur Prüfung der Körper auf ihre Eigenschaften. — Versuche (Experimente). — Hypothesen. — Naturgesetze. — Inductiver und deductiver Weg. — Exacte Methode.

Character der chemischen Erscheinungen. (Derselbe ergiebt sich aus einer vergleichenden Zusammenstellung der in Capitel 1—5 besprochenen Veränderungen.)

Chemische Erscheinungen unterschieden von physikalischen.

Aufgabe der Chemie ist die Beobachtung der substantiellen Veränderungen der Körper und die Erforschung der denselben zu Grunde liegenden Naturgesetze.

Die bisher untersuchten chem. Erscheinungen zeigen entweder die Entstehung eines neuen Körpers durch Zusammentreten zweier anderer — (chemische Verbindung), oder umgekehrt die Entstehung zweier unter sich verschiedener aus einem einzigen gleichartigen Körper — (chemische Zersetzung).

Welche Versuche führten das Eine und das Andere vor?

Zusammengesetzte und einfache chemische Körper. — Verbindungen (Producte) und Bestandtheile.

Binäre Verbindungen.

Chemischer Prozess — (Reaction).

Chemische Agentien (Reagentien).

Einfache (absolut einfache) Körper (Urstoffe, Elemente).

Wodurch die grosse Verschiedenartigkeit der Naturkörper bedingt ist. — Die Fülle und Mannigfaltigkeit herrscht nur im Zusammengesetzten, nicht im Einfachen.

Die Zahl der elementaren Körper beschränkt sich auf 63.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

§ 17. Tabellarische Zusammenstellung der chemischen Elemente.

A. Metallaide.	Zeichen.	Metalle. B. Leichte Metalle.	Zeichen.	C. Schwere Metalle.	Zeichen.
I. Sauerstoffgruppe.		VI. Kaliumgruppe (Alkalimetalle).		IX. Gruppe des Chroms.	
Sauerstoff (Oxygenium)	O	*Kalium* (Kalium)	K	*Chrom* (Chromium)	Cr
Schwefel (Sulfur)	S	*Natrium* (Natrium)	Na	Vanadin (Vanadium)	Va
Selen (Selenium)	Se	Lithium (Lithium)	Li	Molybdän (Molybdaenum)	Mo
Tellur (Tellurium)	Te	Caesium (Caesium)	Cs	Wolfram (Wolframium)	W
II. Gruppe der Salzbildner (Halogene).		Rubidium (Rubidium)	Rb	X. Eisengruppe.	
Chlor (Chlorum)	Cl	VII. Calciumgruppe (Erdalkalimetalle).		*Eisen* (Ferrum)	Fe
Brom (Bromum)	Br	*Magnesium* (Magnesium)	Mg	*Mangan* (Manganum)	Mn
Jod (Jodum)	J	*Calcium* (Calcium)	Ca	*Kobalt* (Cobaltum)	Co
Fluor (Fluorum)	Fl	*Baryum* (Baryum)	Ba	*Nickel* (Nicolum)	Ni
III. Stickstoff- oder Phosphorgruppe.		*Strontium* (Strontium)	Sr	Uran (Uranium)	U
Stickstoff (Nitrogenium)	N	VIII. Aluminiumgruppe (Erdmetalle).		XI. Zinngruppe.	
Phosphor (Phosphorus	P	*Aluminium* (Aluminium)	Al	*Zinn* (Stannum)	Sn
Arsen (Arsenicum)	As	Beryllium (Beryllium)	Be	Titan (Titanum)	Ti
Antimon (Stibium)	Sb	Cer (Cerium)	Ce	Tantal (Tantalnm)	Ta
IV. Kohlenstoffgruppe.		Lanthan (Lanthanum)	La	Niob (Niobium)	Nb
Kohlenstoff (Carbonium)	C	Didym (Didymium)	Di	XII. Platingruppe.	
Kiesel (Silicium)	Si	Yttrium (Yttrium)	Y	*Platin* (Platina)	Pt
Bor (Borum)	B	Erbium (Erbium)	E	Iridium (Iridium)	Pd
V. Wasserstoffgruppe.		Zirkon (Zirconium)	Z	Palladium (Palladium)	Ir
Wasserstoff (Hydrogenium)	H	Thorium (Thorium)	Th	Ruthenium (Ruthenium)	Ru
				Osmium (Osmium)	Os
				Rhodium (Rhodium)	Rh
				Gold (Aurum)	Au
				XIII. Bleigruppe.	
				Blei (Plumbum)	Pb
				Cadmium (Cadmium)	Cd
				Zink (Zincum)	Zn
				Thallium (Thallium)	Tl
				Indium (Indium)	In
				Quecksilber (Hydrargyrum)	Hg
				Silber (Argentum)	Ag
				Kupfer (Cuprum)	Cu
				Wismuth (Bismuthum)	Bi

§ 18. Rückblick. 1. Die Veränderung der unedlen Metalle beim Erhitzen an der Luft ist eine Folge ihrer Verbindung mit Sauerstoff.

2. Bei Abschluss der Luft oder bei Umgebung mit einem Gase, welches keinen freien O enthält, findet eine solche Veränderung nicht statt.

3. Die atmosphärische Luft enthält neben dem Sauerstoff noch ein anderes indifferentes Gas, den Stickstoff.

4. Oxyde sind Sauerstoffverbindungen.

5. Auch nichtmetallische Körper, wie Schwefel, Kohle, Phosphor u. s. w. verbinden sich mit O zu Oxyden.

6. Die Oxyde sind entweder Basen oder Säuren; jene schmecken, wenn sie löslich sind, ätzend, und machen rothe Lackmusfarbe blau, diese schmecken sauer und röthen blaue Lackmusfarbe.

7. Verbrennung und Oxydation sind gleichbedeutend.

8. Die Verbrennung ist keine Vernichtung,

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

sondern eine Ueberführung des verbrennenden Körpers in einen andern Zustand.

9. Bei der langsamen Verbrennung findet ebenfalls Wärme-, aber nicht immer Lichtentwicklung statt.

10. Die Verwesung ist eine langsame Verbrennung organischer Körper.

11. Die unvollkommene Verbrennung hinterlässt Producte, welche noch oxydationsfähig (brennbar) sind.

12. Ein Versuch (Experiment) ist eine absichtlich und unter bestimmten Bedingungen hervorgerufene Veränderung des Zustandes eines Köspers, um aus der Beobachtung der eintretonden Erscheinungen Schlüsse auf Verhalten oder Eigenschaften des Körpers ziehen zu können. Eine wohlberechnete Verbindung zweckmässig angestellter und einspruchsfreier Versuche ist der Weg zur Erforschung der den Naturerscheinungen zu Grunde liegenden Gesetze.

13. Die beobachtenden Naturwissenschaften (Chemie und Physik) studiren die Veränderungen in der Körperwelt und suchen die denselben zu Grunde liegenden Ursachen.

14. Eine chemische Erscheinung ist eine solche, bei welcher sich nicht bloss einzelne Eigenschaften (Form, Grösse, Aggregatzustand u.s.w.) eines Körpers ändern, sondern die Substanz selbst und damit Wesen und Wirkungen desselben.

15. Eine chemische Verbinduug ist eine chemische Erscheinung, bei welchen aus 2 (oder mehreren) Körpern ein einziger neuer wird.

16. Eine chemische Zersetzung ist eine chemische Erscheinung, bei welcher ein Körper in 2 (oder mehrere) andere, davon verschiedene, zerfällt.

17. Alle Vorgänge, bei welchen Körper chemisch aufeinander einwirken, sind chemische Reactionen. Die einwirkenden Körper heissen Agentien oder Reagentien.

18. Körper, welche sich auf keine Weise in chemisch verschiedenartige Bestandtheile zerlegen lassen, heissen chemische Elemente oder Urstoffe.

19. Man kennt bis jetzt 63 (oder 64) Elemente. Die ganze Masse der gegenwärtig durchforschten Erdoberfläche ist aus diesen zusammengesetzt.

II. Abschnitt.

Sulfide und Chloride. Reductionen.

§ 19. Rücksichtlich der Verbindungsfähigkeit und des Reichthums seiner Beziehungen, sowie der Bedeutsamkeit seiner Rolle in der unorganischen und organischen Welt kommt dem O kein anderes Element gleich. — Dies gilt namentlich von den Metallen, während unter den Metalloiden nur der S und das Cl — (im organischen Reiche ausserdem noch der C) — hinsichtlich ihrer Verbindungsfähigkeit oder der Wichtigkeit der durch sie hervorgerufenen Verbindungen sich dem Sauerstoff nähern.

1. Capitel.

Sulfide.

§ 20. Eigenschaften und Vorkommen des Schwefels. Stangenschwefel — Schwefelblumen. — Farbe, Cohaesion, electrisches Verhalten des S. — Verhalten des geschmolzenen und des gasförmigen S bei verschiedenen Hitzegraden. Destillation und Sublimation des S. Begriff und Zweck beider Operationen. Versuche, welche dieselben vorführen. Krystallisation des S aus dem geschmolzenen Zustande. Amorpher S. — Lösungsmittel des S. Krystallbildung aus dem gelösten Zustande. — Natürliche S-Krystalle. — Unterschiede der auf beiderlei künstlichem Wege erhaltenen S-Krystalle in Form, Volumgewicht und Verhalten. Allotropische Modificationen des S.

(oktaedrischer Schwefel	[α S]	Volumgew.	$2,_{07}$
prismatischer „	[β S]	„	$1,_{96}$
amorpher „	[γ S]	„	$1,_{91}$).

Rückbildungsfähigkeit derselben. — Schwefelmilch. Natürliches Vorkommen des S (ge-

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

diegen und vererzt). Verhalten des S beim Erhitzen an der Luft (s. § 11 b.)

§ 21. Verbindungen des Schwefels mit den Metallen. Die Vereinigung des Schwefels mit den Metallen gelingt fast immer nur unter Mitwirkung der Wärme. Warum? (Vergl. das Verhalten des S zu Hg unter d.)

a. *Kupfer* und *Schwefel.* Darstellung einer Verbindung beider aus dünnem Kupferblech und dampfförmigem S. — Verfahren und dabei auftretende Erscheinungen. Das enstandene *Schwefelkupfer* bildet eine schwarze, theilweise geschmolzene, in Wasser unlösliche Masse. — Natürliches Vorkommen des Schwefelkupfers (Kupferglanz, Kupferkies).

b. *Zinn* und *Schwefel* — *Blei* und *Schwefel.* Darstellungsweise für beide Verbindungen gleich. Das erhaltene *Schwefelzinn* stellt eine schwärzliche krystallinische, das Schwefelblei eine amorphe mattschwarze Masse dar, welche beide in Wasser unlöslich sind. — Zinnkies, Bleiglanz.

c. *Eisen* und *Schwefel.* Dazu weissglühendes Schmiedeeisen und ein Stück Stangenschwefel. Das erhaltene *Schwefeleisen* ist schwarz und in Wasser unlöslich. — Natürliches Schwefeleisen (Schwefelkies, Magnetkies).

d. *Quecksilber* und *Schwefel.* Die Verbindung beider gelingt ohne Anwendung von Wärme. — Bei Mitwirkung von Wärme ist die Reaction heftiger und von Feuererscheinung begleitet. — Das *Schwefelquecksilber* ist sublimirbar. — Zinnober. — Natürliches Vorkommen.

e. *Silber* und *Schwefel.* Erhitzen eines Gemenges von pulverförmigem Silber und Schwefel in einem Tiegel. Das erhaltene *Schwefelsilber* bildet eine bleigraue, hämmerbare und schneidbare Masse, unlöslich in Wasser. Natürliches Vorkommen als Silberglanz und als Bestandtheil des Bleiglanzes und der Silberblenden.

f. *Natrium* und *Schwefel.* Dampfförmiger S und Na vereinigen sich unter starker Wärme- und Lichtentwicklung. Verfahren und Apparate. Das erhaltene *Schwefelnatrium* ist in Wasser lösich. Die Lösung bläut rothes Lackmus.

§ 22. Verbindungen des Schwefels mit den Metalloiden.

a. *Arsen* und *Schwefel.* Versuch mit gepulvertem As und dem halben Gewicht S in einem Reagensglase. Das *Schwefelarsen* bildet eine glasglänzende, tiefroth gefärbte, unkrystallinische Masse, die leicht sublimirbar und in Wasser unlöslich ist. — Natürliches Vorkommen (Realgar und Auripigment).

b. *Antimon* und *Schwefel.* Vereinigen sich in der Hitze zu einer bleigrauen spröden Masse. (Dazu geschmolzener Schwefel und das doppelte Gewicht gepulverten Antimons.) — Das *Schwefelantimon* sublimirt schwieriger als Schwefelarsen. — Grauspiessglanzerz.

c. *Kohlenstoff* und *Schwefel.* Darstellungsweise des *Schwefelkohlenstoffs.* Dazu erforderliche Apparate. Der Schwefelkohlenstoff ist ein flüssiger Körper von sehr bemerkenswerthen Eigenschaften (welchen? —), unlöslich in Wasser und ohne Einwirkung auf Lackmus. Anwendung als Lösungsmittel für verschiedene in Wasser (und Weingeist) unlösliche Körper (Phosphor, Schwefel, Kautschuk, Fette).

d. *Wasserstoff* und *Schwefel.* Der *Schwefelwasserstoff* ist eine gasförmige Verbindung. Materialien und Apparate zur Entwicklung desselben. Wichtigste Eigenschaften des Schwefelwasserstoffs. Volumgewicht $1,_{199}$. — Verhalten gegen Wasser und Lackmus. Der Schwefelwasserstoff reagirt sauer, — ist condensirbar.

Rückblick auf die Sulfide. Vergleich der Metalloidsulfide mit den Metallsulfiden nach Aggregatzustand, Farbe, Löslichkeitsverhältnissen, Verhalten gegen Lackmus, Fähigkeit zu krystallisiren und in andere Aggregratzustände überzugehen.

Soweit die Sulfide in Wasser unlöslich sind, ist die Reaction auf Lackmus ausgeschlossen. Das Verhalten des Schwefelnatriums und des Schwefelwasserstoffs gegen Lackmus deutet aber auf die Möglichkeit einer ähnlichen Unterscheidung von Säuren und Basen hin, wie bei den Oxyden.

2. Capitel.

Chloride.

§ 23. Darstellung und Eigenschaften des Chlors.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

a. Darstellung des Chlors aus Braunstein und Salzsäure. Apparate und Verfahren. Eigenschaften des Cl, die dabei hervortreten.

b. Darstellung von Chlorwasser.

c. Verbrennung von unechtem Blattgold und gepulvertem Antimon im Cl-Gase.

d. Die Lichtflamme im Chlorgase. Wie die Russbildung zu erklären.

e. Absorption des Cl-Gases durch Kalilauge. —

f. Bleichen im Chlor.

Charakteristisches Verhalten, Eigenschaften und Wirkungen des Cl. Was ergaben hierüber die einzelnen Versuche? — Das Cl hat unter den bisher vorgeführten Gasen das höchste Volumgewicht ($2,_{46}$). Warum kommt das Cl nicht für sich in der Natur vor? —

Anwenduug des Chlors.

§ 24. Verbindungen des Chlors mit den Metallen.

a. *Kupfer* und *Chlor*. Erhitzen von Kupferdrehspähnen in einer Retorte, durch welche Chlor geleitet wird. Das unter Lichtentwicklung entstehende *Chlorkupfer* bildet eine geschmolzene, krystallinische, in Wasser unlösliche Masse, welche sich an der Luft leicht verändert.

b. *Zink* und *Chlor*. Verfahren wie bei a. Reaction mit Flamme. Das Product (*Chlorzink*) anfangs flüssig, beim Abkühlen krystallinisch erstarrend; in Wasser leicht löslich.

c. *Zinn* und *Chlor*. Dazu ein weites böhmisches Glasrohr und ein Porzellanschiffchen. Verfahren. — Reaction ähnlich wie bei b. Das resultirende *Chlorzinn* bildet eine leicht bewegliche, flüchtige Flüssigkeit. Verhalten desselben gegen feuchte Luft, gegen Wasser.

d. *Eisen* und *Chlor*. Apparate und Verfahren wie bei c. Das unter Feuererscheinung auftretende Chloreisen (*Eisenchlorid*) ist flüchtig und sublimirt abgekühlt in schillernden Krystallen, die begierig Wasser aufnehmen und damit zerfliessen.

e. *Natrium* und *Chlor*. Ein zum Brennen erhitztes Stück Natrium fährt im Chlorgase fort zu brennen. Apparate und Verfahren. Das Product (*Chlornatrium*) bildet eine geschmolzene, in Wasser lösl. Masse, die in allen Eigenschaften und im (indifferenten) Verhalten gegen Lackmus sich identisch mit dem gewöhnlichen Kochsalz erweist. Chlor und Natrium verbinden sich auch bei gewöhnlicher Temperatur mit einander.

§ 25. Natur der metallischen Chloride. Von dem Kochsalz als Repräsentanten der metallischen Chlorverbindungen ist der Name *Salz* auf alle übrigen metallischen Chloride übertragen worden. Mit welchem Recht? —

Salzbildner (Halogene) Cl, Br, J, Fl.

Haloïdsalze (Chlormetalle, Metallchloride) Chlorkupfer, Chlorblei, Chlorquecksilber, Chlornatrium, Chlorbaryum, Chlorcalcium, Chlormagnesium, (Chlorzinn, Chloreisen).

Welche bei Art die Reaction der Metallchloride auf Lackmus. — Wie unterscheiden sich dieselben in dieser Hinsicht von den entsprechenden metallischen O-Verbindungen?

Die Verbindungen des Cl mit den edlen Metallen (Silber, Gold, Platin) lassen sich zum Theil nur auf indirectem Wege darstellen.

§ 26. Verbindungen des Chlors mit den Metalloïden.

a. *Chlor* und *Schwefel*. Darstellung aus pulverförmigem S durch Ueberleiten von Cl-Gas in eine mit Vorlage versehene Retorte. Das dampfförmige Product (*Chlorschwefel*) verdichtet sich in der Vorlage zu einer rothgelben, an der Luft rauchenden Flüssigkeit, welche gegen Lackmus sauer reagirt. Sonstige Eigenschaften. Anwendung.

b. *Chlor* und *Phosphor*. Darstellungsweise wie bei a. Die Vereinigung erfolgt, wie dort, sehr leicht und hier mit Flamme. Das Product (*Chlorphosphor*) eine farblose, ölartige Flüssigkeit.

c. *Chlor* und *Antimon* — (*Chlor* und *Arsen*). Verfahren bei beiden Darstellungen gleich. Vereinigung in beiden Fällen unter Feuererscheinung. (Vergl. § 23 c.) Beide Chloride (*Chlorantimon*, *Chlorarsen*) sind ölartige, farblose Flüssigkeiten. Verhalten derselben gegen feuchte Luft und Wasser.

d. *Chlor* und *Wasserstoff*. — *Chlorwasserstoff*. Darstellung: Dazu ein mit Cl-Gas gefüllter Ballon, ein mit H-Gas gefüllter Gasometer, eine gebogene Gasleitungsröhre und eine Schale mit kaltem Wasser. Das vorher angezündete H-Gas brennt im Cl-Gase fort. — Absorption des gas-

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

förmigen Products durch Wasser. Verhalten der Lösung gegen Lackmus: *Chlorwasserstoffsäure* (Salzsäure). —

Ein Gemenge von gleichen Volum. H- und Cl-Gas explodirt wie Knallgas. Dazu ein verschliessbarer Fusscylinder. Das Explosionsproduct zeigt dasselbe Verhalten gegen Wasser und Lackmus, wie die auf dem ersten Wege erhaltene Verbindung.

Das Chlorwasserstoffgas nach Farbe, Geruch und Volumgewicht. Ein Mass Wasser von 0° absorbirt 500 Volumina des Gases. Die gesättigte Lösung bildet an der Luft Nebel. —

Darstellung des Chlorwasserstoffgases aus der Salzsäure des Handels. Apparate und Verfahren. Das aufgesammelte, vorher getrocknete Gas kann benutzt werden, um die rapide Absorption des Chlorwasserstoffgases durch Wasser zu veranschaulichen. Dazu ein Fusscylinder, ein mit Glasrohr versehener Kork und mit Lackmus blau gefärbtes Wasser. — Der Chlorwasserstoff ist die wichtigste und häufigst gebrauchte metalloïdische Chlorverbindung.

§ 27. Rückblick auf die Chloride. Welcherlei Art ihre Reaction auf Lackmus. Natur der nichtmetallischen Chloride gegenüber der der metallischen. — Br, J und Fl geben, wie das Chlor mit H sauer reagirende Verbindungen. — *Wasserstoffsäuren* (Hydrosäuren), unterschieden von den *Sauerstoff-* oder *Oxysäuren*.

Chlor und Sauerstoff, nach ihrer chemischen Natur mit einander verglichen. — In wieweit und warum das Chlor den Namen „Sauerstoff" verdiente. (Vergl. §§ 25 und 26 d.)

§ 28. Chloride, Sulfide und Oxyde. — Vergleichender Rückblick.

Die Licht- und Wärmeentwicklung als das Gleichartige und Gemeinsame der Erscheinungen bei der Entstehung derselben. Sind alle mit Licht und Wärme auftretenden chemischen Vorgänge Verbrennungen zu nennen? — Verallgemeinerung und Einschränkung des Begriffs der Verbrennung.

3. Capitel.

Reductionen.

§ 29. Die Entstehung der Oxyde, Sulfide und Chloride durch directe Vereinigung der betreffenden Elemente entspricht einer einfachen Addition. — Binäre Verbindungen. — Eine Operation, durch welche die (binären) Verbindungen gespalten werden, so dass die in ihnen enthaltenen Elemente wieder in ihren ursprünglichen Zustand zurückgeführt werden, heisst Reduction. Vergl. § 7 b. — Reductionsmittel. —

Chemische Verbindungen im Vergleiche mit mechanischen. — Die chemische Attraction, als eigenartige Kraft von den physikalischen Kräften (Schwerkraft, Adhaesion und Cohaesion) unterschieden. — Körper, die der chemischen Anziehung unterliegen, ändern ihre Natur. Die chemische Vereinigung erstreckt sich auf jedes kleinste Theilchen der Körper, — Unterschied von der mechanischen. — Chemische Verwandtschaft (Affinität) ist diejenige Kraft, welche Körper verschiedener chemischer Natur Theilchen für Theilchen mit einander vereinigt und sich der Trennung derselben widersetzt.

Verwandtschaftsgrade. — Auf welche von den bisherigen Erfahrungen gründet sich die Annahme verschiedener Verwandtschaftsgrade? — In welcher Art lassen sich diese benutzen, um binäre Verbindungen zu trennen, und nach welcher Rücksicht ist das jeweilig erforderliche Reductionsmittel zu wählen?

Die Wärme erweist sich als Unterstützungsmittel auch dieser Operationen. Wichtigkeit und Bedeutung der Reductionen für unsere Kenntniss von der Natur der chemischen Verbindungen.

§ 30. Reduction der Oxyde. Mit geringer, höherer und höchster Verwandtschaftskraft zum O begabte Elemente. — Ursache der Unveränderlichkeit der edlen Metalle.

a. *Leichter reducirbare Oxyde.* (Kupferoxyd, Bleioxyd; Zinkoxyd, Eisenoxyd.) Reduction von Kupferoxyd durch Wasserstoffgas. Apparate und Verfahren. Einfluss der Temperatur. Art der Einwirkung des H.

Symbolischer Ausdruck des chemischen Vorganges:

Kupferoxyd + Wasserstoff = Wasser + Kupfer
CuO + H = HO + Cu

Bedeutung und Werth der symbolischen Ausdrucksweise. — Chemische Gleichungen.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

Character des bei dem obigen Versuche waltenden chemischen Prozesses. — Der Wasserstoff als Substitut des Kupfers. — Substitution (Wahlverwandtschaft).

Andere brennbare Körper als Reductionsmittel statt des H. (Leuchtgas, Aether- und Alkoholdampf, Holz, Holzkohle.)

Reduction von Kupferoxyd durch Aetherdampf. Dazu ein böhmisches Glasrohr und ein Verbrennungsofen.

Reduction von Bleioxyd durch Sägespähne und durch Holzkohle.

Reduction von aseniger Säure durch Kohle. Verfahren.

Gemeinsames im Character aller dieser Reductionsprozesse: Die Reduction ist stets von einer Oxydation begleitet.

Reduction	Oxydation
von	von
Kupferoxyd durch	Wasserstoff zu
Wasserstoff,	Wasser,
Bleioxyd durch Kohle.	Kohle zu Kohlensäure.

Vergl. damit die Reduction des Hg-Oxyds in § 7 b.

Aus dem Obigen ergiebt sich, dass Oxydationen nicht bloss durch freien, sondern auch durch gebundenen Sauerstoff erfolgen können. — Indirecte Oxydation.

Der Wasserstoff als Mittel zur Darstellung von Metallen (Eisen, Zink, Kupfer) im chemisch reinen Zustande.

Der Eisenreductionsprozess (Hohofenprozess). Der Hohofen — Theile und Einrichtung desselben — die Eisenerze — Beschickung — Zuschläge — Schlacke — der Hohofenbetrieb. — Mehrfache Wirkung und Bedeutung der Kohle bei diesem Prozess. — Gusseisen (Roheisen) — Schmiedeeisen (Stabeisen). Die Herstellung des letzteren aus dem Roheisen heruht auf einem Oxydationsprozess. — Stahl. Darstellung desselben aus dem Schmiedeeisen.

Der Zinkreductionsgrozess. — Das Eigenartige desselben wird durch die Verdampfbarkeit des Zn bedingt. (Zinkdestillation.)

b. *Schwerer reducirbare Oxyde.* (Oxyde der leichten Metalle und der meisten Metalloïde.) — Ursache ihres schwierigeren Verhaltens.

α. Reduction des Wassers. Kalium und Natrium als Reductionsmittel. Verfahren und dabei auftretende Reactionserscheinungen. Der freigewordene H lässt sich auch unverändert auffangen. Auf welche Weise? — Auch andere Metalle (die Erdalkalimetalle, die Metalle der Eisengruppe) wirken reducirend auf Wasser ein, die letzteren im glühenden Zustande und auf Wasserdampf. Reduction von dampfförmigem Wasser durch glühenden Eisendraht in einem Porzellanrohr. — Verfahren. Welche Gleichungen stellen diese chemischen Vorgänge dar?

β. Reduction der Kohlensäure. Reductionsmittel: Kalium. Dazu eine Kugelröhre. Verfahren. — Was eine Combination des vorliegenden Versuchs mit dem 2. Versuch im § 11 zeigt und lehrt. — Das Kalium scheint eine stärkere Verwandtschaft zum O zu besitzen als die Kohle.

$$CO + K = KO + C.$$

γ. Reduction von Kali (und Natron) durch Kohle. Darstellung von Kalium- und Natriummetall im Grossen. Einrichtung und Betrieb des Kaliumofens. — Die Reaction ist die Umkehrung von der in β.

$$(KO + C = CO + K)$$

und darnach die Verwandtschaft des C zum O grösser als die des K. Wie dieser Widerspruch zu erklären. (Mitbestimmender Einfluss der Temperatur und der Beseitigung des Reductionsproducts.) — Reciproke Verwandtschaften.

δ. Reduction der Phosphorsäure. Darstellung von Phosphor im Grossen. Reductionsmittel Kohle. Analogie des chemischen Prozesses mit dem in γ.

Die Erdalkalimetalle und Erdmetalle (Mg, Ca, Al) lassen sich aus ihren Oxyden durch Kohle schwer oder gar nicht reduciren. Worin dies begründet ist.

ε. Reduction unter Vermittlung anderer brennbarer Körper. Der Schwefel als Reductionsmittel.

§ 31. Reduction der Sulfide. Vorerwägungen. Warum der Sauerstoff im Allgemeinen nicht als Reductionsmittel für die Sulfide dienen kann. — Unter welchen Bedingungen seine Anwendung als Reductionsmittel dennoch zulässig.

1. Reduction von Schwefelquecksilber (und Schwefelsilber) durch Sauerstoff (atmosphärische Luft). — Apparate und Verfahren. Bezüglich des Characters der Reaction vergl. § 30 a. Was-

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

serstoff und Kohle als Reductionsmittel für Sulfide.

2. Reduction von Schwefelsilber durch Wasserstoffgas. Dazu eine Kugelröhre. Auch der Schwefel kann in Substanz wieder erhalten werden.

Die Sulfide der edlen und halbedlen Metalle werden ebenso leicht durch O als durch H reducirt. Die Sulfide der unedlen Metalle und der Metalloïde lassen sich nur auf indirectem Wege (durch vorherige Umwandlung in Oxyde) reduciren. (Siehe Cap. 6.)

§ 32. Reduction der Chloride. Reduction von Chlormagnesium (Chloraluminium) durch Na-Metall. Verfahren.

Die Reducirbarkeit der Chloride erscheint nicht allein abhängig von den Affinitätsverhältnissen, sondern auch von gewissen physischen Eigenschaften derselben (dem Grade der Schmelzbarkeit und Flüchtigkeit). Die Reduction der Chloride ist daher im Allgemeinen schwieriger als die der Oxyde.

Warum im Besondern die Chloride der unedlen schweren Metalle sich nur sehr schwierig vollständig reduciren lassen.

4. Capitel.

Reduction (Spaltung) mittelst Elektricität (Elektrolyse).

Der elektrische Strom zerlegt chemische Verbindungen auch ohne Mitwirkung von chemischen Reductionsmitteln in ihre elementaren Bestandtheile. Die betreffende Verbindung muss dazu flüssig sein.

§ 33. Elektrolyse des Wassers. Verfahren, um nicht allein den Wasserstoff, sondern beide Bestandtheile des Wassers im freien Zustande zu erhalten und zwar

1. gemengt mit einander (dazu 2 Bunsensche Elemente, ein elektrolytischer Apparat, ein Glascylinder und eine Gaswanne),
2. gesondert (hierzu ein 3schenkliger Hofmannscher Röhrenapparat und 2 Bunsensche Elemente).

Resultate der betreffenden Versuche:

1. Das volumetrische Verhältniss, in welchem die Bestandtheile des Wassers (H und O) bei der Elektrolyse auftreten, ist ein constantes.

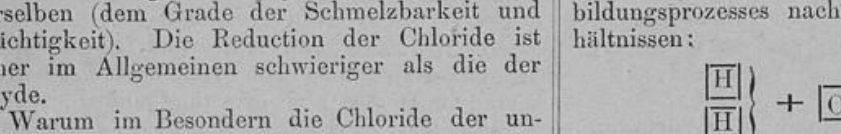
2. Beide Gase entwickeln sich in dem Verhältniss von 2 Vol. H : 1 Vol. O.

3. Beide Gase sind demgemäss im Wasser in dem obigen Verhältniss mit einander vereinigt, — oder: durch die Verbrennung von 2 Mass H wird 1 Mass O absorbirt.

Weitere Begründung des letzten Satzes durch:

§ 34. die Synthese des Wassers nach bestimmten Mengenverhältnissen seiner Bestandtheile. Dazu ein Eudiometer und eine Leydener Flasche. Die Versuche werden bezüglich des Mengenverhältnisses von H und O mehrfach abgeändert. Ihr Ergebniss bestätigt einfach Satz 3 in § 33. — Ueberschüsse von dem einen oder andern Bestandtheil gehen nicht in die Verbindung ein.

Bildliche (graphische) Darstellung des Wasserbildungsprozesses nach den volumetrischen Verhältnissen:



in Buchstabensymbolen: $2\,H + O = H_2O$.

Aus dem festen Volumverhältniss der Bestandtheile der Verbindung lässt sich ein feststehendes Gewichsverhältniss derselben herleiten:

Wenn die Volumgewichte des H, des O und der atmosphärischen Luft sich verhalten wie

0,0693 : 1,1056 : 1

und 0,0693 : 1,1056 = 1 : 16, so sind

1. H und O im Wasser im Verhältniss von 2 : 16 mit einander verbunden,
2. bestehen 18 Theile Wasser immer aus 2 Gewichtstheilen H und 16 Gewichtstheilen O.

Warum für 2 : 16 nicht gleich gut 1 : 8 geschrieben wird.

Die Buchstabensymbole nach ihrer qualitativen und zugleich quantitativen Bedeutung. Vergleiche das Symbol H_2O mit der älteren Gewichtsformel HO.

Procentische Zusammensetzung des Wassers.

§ 35. Elektrolyse und Synthese der Salzsäure. Versuch mittelst der 3schenkligen Hofmannschen Röhre. Verfahren bis zum gleichmässigen Auftreten der beiden Elementargase. — Das Ergebniss macht es wahrscheinlich, dass die

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

Salzsäure aus H und Cl zu gleichen Raumtheilen besteht. Eine vorläufige Bestätigung findet es in dem Resultat der Synthese der Salzsäure in § 26 d., weitere Begründung im 5. Abschnitt. — Wie stellt sich das Resultat der Elektrolyse und Synthese der Salzsäure auf graphischem Wege dar? (Vergl. § 34). Welche Buchstabenformel drückt dasselbe aus?

Die volumetrischen Verhältnisse als Grundlage für die Ermittlung der Gewichtsverhältnisse. Abhängigkeit beider von einander. Uebergang von den einen auf die andern.

Was ergiebt eine Berechnung des Gewichtsverhältnisses der Bestandtheile der Salzsäure und der procentigen Zusammensetzung der letzteren aus den volumetrischen Verhältnissen und dem Volumgewicht der Bestandtheile? — Wie ist die Gleichung H + Cl = HCl nach der mehrfachen Bedeutung der einzelnen Zeichen zu lesen?

5. Capitel.

Chemische Proportionen. — Atomenlehre.

§ 36. Constante Verhältnisse. Atom und Molekül. — Atomgewicht, Molekulargewicht.

Die analytischen und synthetischen Versuche über die Verbindung des H mit O und Cl führten nicht allein zur Ermittelung von Unterschieden bezüglich der Intensität der Verwandtschaft (§§ 23, 25, 26 d.) und der quantitativen Verhältnisse, sondern auch zur Entdeckung der Constanz der volumetrischen und Gewichtsverhältnisse je zweier von diesen Elementen innerhalb ihrer Verbindung (§§ 33 und 34). — Diese Gesetzmässigkeit beschränkt sich nicht auf jene 3 Elemente, sondern herrscht allgemein. Doch ist das Mengenverhältniss für je 2 Elemente ein anderes und muss für jede binäre Verbindung durch besondere Versuche festgestellt werden. Es verbinden sich demgemäss beispielsweise immer:

16	Gewichtstheile	O mit	2	Gewichtstheilen	H,
16	„	„ „	12	„	C,
16	„	„ „	32	„	S,
16	„	„ „	200	„	Hg,
16	„	„ „	65,2	„	Zn,
16	„	„ „	56	„	Fe,
32	„	S „	2	„	H,
32	Gewichtstheile	S mit	200	Gewichtstheilen	Hg,
32	„	„ „	65,2	„	Zn.

Daraus hergeleitete Sätze:

1. Wenn sich 2 (oder mehrere) Elemente mit einander verbinden, so geschieht dies stets nach festen, unwandelbaren (constanten) Gewichts- (und Volum-) Verhältnissen. — Gesetz der constanten Verhältnisse.

2. Aus dem Gewichtsverhältniss, in welchem sich ein Körper mit allen übrigen verbindet, ergiebt sich unmittelbar zugleich dasjenige, in welchem sich alle übrigen unter einander verbinden.

Versuch, diese Erscheinungen aus der Natur der Materie zu erklären. — Hypothesen über die Structur der Materie auf Grund der Theilbarkeit derselben. Zweierlei Vorstellungsweisen von der Theilbarkeit der Materie. (Wasser und Sand als Vergleichsbilder.) — Rücksichten bei der Entscheidung für die eine oder die andere.

Warum wir uns für die Annahme kleinster, nicht weiterer Zerkleinerung fähiger Theilchen erklären müssen. — Die elementaren Körper bestehen demgemäss aus kleinsten, nicht weiter zerlegbaren und in jeder Beziehung unveränderlichen Theilchen, welche eine bestimmte Grösse und ein bestimmtes Gewicht haben und nur mit diesem Gewicht Verbindungen eingehen können. Die kleinsten Theilchen einfacher Körper heissen Atome, die kleinsten Theilchen zusammengesetzter Körper Moleküle. — Die Moleküle (zusammengesetzter Körper) bestehen aus Atomen.

Atomgewicht. — Die Atomgewichte sind unbenannte Zahlen. — Das Atomgewicht des H als Einheit der Atomgewichte.

Tabelle der Atomgewichte der Elemente.

Aluminium	(Al)	= 27,4	Cer	(Ce)	= 92
Antimon	(Sb)	= 120	Chlor	(Cl)	= 35,5
Arsen	(As)	= 75	Chrom	(Cr)	= 52,2
Baryum	(Ba)	= 137	Didym	(Di)	= 96
Beryllium	(Be)	= 14	Eisen	(Fe)	= 56
Blei	(Pb)	= 207	Erbium	(E)	= 112,6
Bor	(B)	= 11	Fluor	(Fl)	= 19
Brom	(Br)	= 80	Gold	(Au)	= 197
Cadmium	(Cd)	= 112	Indium	(In)	= 71,8
Caesium	(Cs)	= 133	Iridium	(Ir)	= 198
Calcium	(Ca)	= 40	Jod	(J)	= 127

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

Kalium	(K) = 39,1	Schwefel	(S) = 32
Kobalt	(Co) = 59	Selen	(Se) = 79,4
Kohlenstoff	(C) = 12	Silber	(Ag) = 108
Kupfer	(Cu) = 63,4	Silicium	(Si) = 28
Lanthan	(La) = 92,8	Stickstoff	(N) = 14
Lithium	(Li) = 7	Strontium	(Sr) = 87,5
Magnesium	(Mg) = 24	Tantal	(Ta) = 182
Mangan	(Mn) = 55	Tellur	(Te) = 128
Molybdän	(Mo) = 92	Thallium	(Tl) = 204
Natrium	(Na) = 23	Thorium	(Th) = 231,4
Nickel	(Ni) = 59	Titan	(Ti) = 50
Niob	(Nb) = 94	Uran	(U) = 120
Osmium	(Os) = 199,2	Vanadin	(V) = 137,2
Palladium	(Pd) = 106,6	Wasserstoff	(H) = 1
Phosphor	(P) = 31	Wismuth	(Bi) = 210
Platin	(Pt) = 197,4	Wolfram	(W) = 184
Quecksilber	(Hg) = 200	Yttrium	(Y) = 61,8
Rhodium	(Rh) = 104,4	Zink	(Zn) = 65,2
Rubidium	(Rb) = 85,4	Zinn	(Sn) = 118
Ruthenium	(Ru) = 104,4	Zirconium	(Zr) = 89,6
Sauerstoff	(O) = 16		

Mehrfache Bedeutung der Buchstabensymbole in der Tabelle.

Atomgrösse (Atomvolum — relatives Atomvolum). — Das Verhältniss der Volumina, in welchem sich die Elemente mit einander verbinden, ist zugleich das Verhältniss der Atomzahlen. (Vergl. die Ergebnisse der Elektrolyse des Wassers und der Salzsäure.) Wie der Vorgang der Ausdehnung und Zusammenziehung der (festen, flüssigen und luftförmigen) Körper zu erklären unter der Annahme der Unveränderlichkeit der Atome. — Molecularvolumen.

§ 37. Vielfache Verhältnisse. — Oxydationsreihe des Kohlenstoffs. — Multiple Oxyde, Sulfide und Chloride.

a. *Unvollkommene Verbrennung des Kohlenstoffs.* Verbrennung von Holzkohle in einer Porzellanröhre. Dazu ein Windofen, ein mit Luft gefüllter Gasometer, ein Trockenapparat, ein Gasleitungsrohr und eine Gaswanne. — Die Verbrennung kann so geregelt werden, dass 2 verschiedene Gase als Verbrennungsproducte auftreten. — Kohlenoxydgas — Kohlensäuregas. — Verfahren, um die eine oder die andere Verbindung zu erhalten. — Das Kohlenoxyd ist noch brennbar und daher ärmer an O als die Kohlensäure. — Welche sonstigen Eigenschaften und Unterschiede zeigen beide Gase auf Grund des Versuchs?

Zusammensetzung des Kohlenoxyd- und des Kohlensäuregases. Entwickelung der chemischen Formel beider. (CO —CO_2).

b. *Vielfache Verhältnisse.* Der obige Versuch ergiebt, dass es zwischen 2 Elementen mehrere feststehende Gewichtsverhältnisse geben kann, von denen sich aber das eine aus dem andern sehr einfach ableiten lässt. (Erweiterung des Gesetzes der constanten Verhältnisse.)

Das Kohlenoxyd- und Kohlensäuregas als Oxydationsstufen des Kohlenstoffs. — Die Oxalsäure (C_2O_3) eine Zwischenstufe derselben. In welchem Verhältniss stehen die O-Mengen dieser 3 Oxydationsproducte des Kohlenstoffs zu derselben Menge (12 Gewichtstheilen) C?

Vergleiche damit die 5 Verbindungen des N mit O: N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_5, ferner die folgenden Verbindungen des C mit H: C_2H_2, C_2H_4, C_2H_6, CH_4, und berechne das Verhältniss der verschiedenen O-Mengen zu derselben Menge N. resp. dasjenige der verschiedenen H-Mengen zu derselben Menge C.

Die hierbei zu Tage tretenden Regelmässigkeiten in den Beziehungen der Elemente zu einander herrschen allgemein. Wenn sich (daher) 2 Elemente in mehrfachen Verhältnissen mit einander verbinden, so geschieht dies stets so, dass die Gewichtsmengen des einen, welche mit einer und derselben Menge des andern verbunden sind, unter einander in einem sehr einfachen Verhältniss stehen (Vielfache von einander nach einfachen Zahlen darstellen). — Gesetz der vielfachen Verhältnisse (multiplen Proportionen). Rücksichtlich der Art, wie Atome zu Verbindungen zusammentreten, gilt demnach (auf Grund der §§ 36 und 37 a. und b.)

1. dass immer nur ganze Atome sich mit einander verbinden können,
2. dass die Atome nicht bloss zu je einem, sondern auch zu mehreren mit einem oder mehreren Atomen eines andern Körpers Verbindungen eingehen können.

Einfachere und complicirtere Moleküle.

c. *Kohlenoxyd.* — *Generatorofen.* Wie die

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

Entstehung des CO-Gases bei dem Versuche in § 37 a. zu erklären. — Der chemische Vorgang ist ein Reductionsprozess, das CO-Gas ein Product der unvollkommenen Verbrennung des Kohlenstoffs. Vergl. Versuch 2 in § 12. Das CO-Gas nach Vorkommen und Art seines Auftretens in Oefen und andern Feuerstätten. — Bedeutung desselben in Bezug auf Gefährlichkeit und Nutzanwendung — der Generatorofen. Einrichtung, Zweck und Anwendung desselben beim Eisengewinnungsprozess. (Vergl. § 30 a.) Welche Rolle spielt bei dem letztern das CO-Gas?

Das CO-Gas als Spaltungsproduct der

d. *Oxalsäure.* — Eigenschaften und Verhalten der Oxalsäure unter der Einwirkung der Wärme, sowie der concentrirten Schwefelsäure. — Verfahren bei der Gewinnung des Kohlenoxyds aus der Oxalsäure. Dazu erforderliche Apparate.

e. *Vielfache (multiple) Oxyde, Sulfide und Chloride.* — In der Regel existirt zwischen 2 Elementen mehr als eine Verbindung. Dies gilt im Besondern von den Verbindungen der Elemente mit O, S und Cl. Die folgende Tabelle stellt die bemerkenswerthesten unter diesen Verbindungen zusammen.

In Betreff der Nomenclatur ist zu bemerken, dass unter den Oxyden, Sulfiden und Chloriden *Oxydul, Sulfür* (Sulfuret), *Chlorür*, als niedere, *Oxyd, Sulfid, Chlorid* als höhere Verbindungen einander entsprechen. — Die als *Suboxyd* und *Superoxyd* unterschiedenen Oxyde haben keine basischen Eigenschaften. — Die Verbindungen von der Formel R_2O_3 (R_2S_3, R_2Cl_6) heissen *Sesquioxyde (Sesquisulfide, — chloride.* — Unter mehreren sauren Verbindungen desselben Elements werden durch die Vorsilbe i g und u n t e r niedrigere Stufen, durch ü b e r (hyper) höhere Stufen derselben unterschieden.

Tabelle der wichtigsten Oxyde, Sulfide und Chloride.

Oxyde.	Sulfide.	Chloride.
S_2O_2 Unterschweflige Säure.	—	SCl Schwefelchlorür.
SO_2 Schweflige Säure.	—	SCl_2 Schwefelchlorid.
SO_3 Schwefelsäure.	—	—
Cl_2O Unterchlorige Säure.	Siehe die Chloride des Schwefels.	—
Cl_2O_3 Chlorige Säure.	—	—
Cl_2O_5 Chlorsäure.	—	—
Cl_2O_7 Ueberchlorsäure.	—	—
Br_2O_5 Bromsäure.	—	—
J_2O_5 Jodsäure.	—	—
N_2O Stickoxydul.	—	—
NO Stickoxyd.	—	—
N_2O_3 Salpetrige Säure.	—	—
NO_2 Untersalpetersäure.	—	—
N_2O_5 Salpetersäure.	—	—
P_2O Unterphosphorige Säure.	—	—
P_2O_3 Phosphorige Säure.	—	PCl_3 Phosphorchlorür.
P_2O_5 Phosphorsäure.	—	PCl_5 Phosphorchlorid.
—	AsS Arsenmonosulfid.	—
As_2O_3 Arsenige Säure.	As_2S_3 Arsentrisulfid.	$AsCl_3$ Arsenchlorid.
As_2O_5 Arsensäure.	As_2S_5 Arsenpentasulfid.	—
Sb_2O_3 Antimonige Säure.	Sb_2S_3 Antimonsulfür.	$SbCl_3$ Antimonchlorür.
Sb_2O_5 Antimonsäure.	Sb_2S_5 Antimonsulfid.	$SbCl_5$ Antimonchlorid.
—	—	CCl Kohlenstoffchlorür.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

Oxyde.	Sulfide.	Chloride.
CO Kohlenoxyd.	—	CCl_2 Kohlenstoffchlorid.
C_2O_3 Oxalsäure.	—	CCl_3 Kohlenstoffsuperchlorür.
CO_2 Kohlensäure.	CS_2 Schwefelkohlenstoff.	CCl_4 Kohlenstoffsuperchlorid.
B_2O_3 Borsäure.	—	—
SiO_2 Kieselsäure.	—	$SiCl_4$ Siliciumchlorid.
H_2O Wasser.	H_2S Schwefelwasserstoff.	HCl Chlorwasserstoff.
H_2O_2 Wasserstoffsuperoxyd.	—	—
K_2O Kali (Kaliumoxyd).	K_2S Einfachschwefelkalium.*)	KCl Chlorkalium.
K_2O_3 Kaliumsuperoxyd.	—	—
Na_2O Natron (Natriumoxyd).	Na_2S Einfachschwefelnatrium.*)	$NaCl$ Chlornatrium.
Na_2O_2 Natriumsuperoxyd.	—	—
MgO Magnesia (Mg-Oxyd).	—	$MgCl_2$ Chlormagnesium.
CaO Kalk (Calciumoxyd).	CaS Schwefelcalcium.	$CaCl_2$ Chlorcalcium.
BaO, Baryt (Baryumoxyd).	BaS Schwefelbaryum.	$BaCl_2$ Chlorbaryum.
BaO_2 Baryumsuperoxyd.	—	—
SrO Strontian (Strontiumoxyd).	—	$SrCl_2$ Chlorstrontium.
Al_2O_3 Thonerde.	—	Al_2Cl_6 Chloraluminium.
FeO Eisenoxydul,	FeS Einfachschwefeleisen.	$FeCl_2$ Eisenchlorür.
Fe_2O_3 Eisenoxyd.	Fe_2S_3 Anderthalbfach S-Eisen.	Fe_2Cl_6 Eisenchlorid.
—	FeS_2 Zweifachschwefeleisen.	—
FeO_3 Eisensäure.	—	—
ZnO Zinkoxyd.	ZnS Schwefelzink.	$ZnCl_2$ Chlorzink.
CrO Chromoxydul.	—	$CrCl_2$ Chromchlorür.
Cr_2O_3 Chromoxyd.	—	Cr_2Cl_6 Chromchlorid.
CrO_3 Chromsäure.	—	—
MnO Manganoxydul.	MnS Einfachschwefelmangan.	$MnCl_2$ Manganchlorür.
Mn_2O_3 Manganoxyd.	—	Mn_2Cl_6 Manganchlorid.
MnO_2 Mangansuperoxyd.	MnS_2 Zweifachschwefelmangan.	—
MnO_3 Mangansäure.	—	—
Mn_2O_7 Uebermangansäure.	—	—
CoO Kobaltoxydul.	CoS Einfachschwefelkobalt.	$CoCl_2$ Kobaltchlorür.
Co_2O_3 Kobaltoxyd.	—	Co_2Cl_6 Kobaltchlorid.
NiO Nickeloxydul.	NiS Einfachschwefelnickel.	$NiCl_2$ Nickelchlorür.
Ni_2O_3 Nickeloxyd.	—	Ni_2Cl_6 Nickelchlorid.
UO Uranoxydul.	—	UCl_2 Uranchlorür.
U_2O_3 Uranoxyd.	—	U_2Cl_6 Uranchlorid.
SnO Zinnoxydul.	SnS Einfachschwefelzinn.	$SnCl_2$ Zinnchlorür.
SnO_2 Zinnoxyd.	SnS_2 Zweifachschwefelzinn.	$SnCl_4$ Zinnchlorid.
Au_2O_3 Goldoxyd.	Au_2S_3 Schwefelgold.	$AuCl_3$ Goldchlorid.
PtO Platinoxydul.	PtS Platinsulfür.	$PtCl_2$ Platinchlorür.
PtO_2 Platinoxyd.	PtS_2 Platinsulfid.	$PtCl_4$ Platinchlorid.
MoO_3 Molybdänsäure.	—	—
WO_3 Wolframsäure.	—	—

*) Es giebt noch schwefelreichere Verbindungen des K und Na.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

Oxyde.	Sulfide.	Chloride.
Pb_2O Bleisuboxyd.	—	—
PbO Bleioxyd.	PbS Schwefelblei.	$PbCl_2$ Bleichlorid.
PbO_2 Bleisuperoxyd.	—	—
Hg_2O Quecksilberoxydul.	Hg_2S Quecksilbersulfür.	Hg_2Cl_2 Quecksilberchlorür.
HgO Quecksilberoxyd.	HgS Quecksilbersulfid.	$HgCl_2$ Quecksilberchlorid.
Cu_2O Kupferoxydul,	Cu_2S Kupfersulfür.	Cu_2Cl_2 Kupferchlorür.
CuO Kupferoxyd.	CuS Kupfersulfid.	$CuCl_2$ Kupferchlorid.
Bi_2O_3 Wismuthoxyd.	—	$BiCl_3$ Wismuthchlorid.
Bi_2O_5 Wismuthsäure.	—	—
CdO Cadmiumoxyd.	CdS Cadmiumsulfid.	$CdCl_2$ Cadmiumchlorid.

6. Capitel.

Umwandlung von Oxyden, Sulfiden und Chloriden in einander.

§ 38. Indirecte Darstellung von Oxyden, Sulfiden und Chloriden durch Einwirkung von O, resp. S oder Cl.

Die Verbindungen der Elemente mit O, S und Cl lassen sich auch auf indirectem Wege darstellen, indem man eines jener 3 Elemente auf die Verbindung eines der andern einwirken lässt und dieselbe dadurch umwandelt. Freilich gelingen diese Umwandlungen nicht in allen Fällen und nicht immer gleich leicht.

a. *Umwandlung von Sulfiden in Oxyde.* Darstellung von Bleioxyd durch Glühen von pulverförmigem Schwefelblei in einem Strome trockener Luft. Dazu eine Kugelröhre.

Es tritt dabei SO_2 auf. Vergl. hiermit die Versuche 1 und 2 in § 31. — Wie unterscheiden sich die bezüglichen chemischen Vorgänge von einander? Aehnlich wie Schwefelblei verhalten sich auch die Sulfide des Cu, Fe und Zn, doch bleibt meistens ein Theil des S, höher oxydirt (als Schwefelsäure), im Glühreste zurück; wieviel, hängt von der Schwefelungsstufe der Metalle ab.

Auf der Oxydirbarkeit der geschwefelten Pb-, Cu- und Zn-Erze beruht die Darstellung der betreffenden Metalle im Grossen aus denselben. — Der Röstprozess. Das Rösten in Schacht- und Flammenöfen und in Haufen.

Oxydation von Schwefelkohlenstoff durch Verbrennen in einer Porzellanschale. — Welches sind die Oxydationsproducte, und wie lassen sich dieselben nachweisen?

Oxydation von Schwefelwasserstoff. Verfahren. Oxydationsproducte. Eine Abkühlung der Flamme führt zu theilweiser Abscheidung des S in Substanz.

Auch Metalloïdsulfide erleiden (sonach, wie die Sulfide der unedlen Metalle) bei hoher Temperatur durch O eine vollkommene Oxydation.

Rückblick auf das Verhalten der Sulfide (einschliesslich derjenigen der edlen Metalle) gegen O. — Was ist das Gemeinsame bei den verschiedenen hier beobachteten chemischen Vorgängen? — In welchen Fällen war die Oxydation eine vollständige, wann eine theilweise? — Der chemische Vorgang bei der vollständigen Oxydation der Sulfide entspricht einer doppelten Addition. Welche Gleichungen stellen die derartigen Fälle, resp. die Umwandlung des CuS, H_2S und CS_2 in Oxyde dar? — Inwiefern erscheint der O den Sulfiden der edlen Metalle gegenüber als Reductionsmittel?

b. *Umwandlung von Oxyden in Sulfide.* Der reciproke Fall zu a.

1. Umwandlung von Bleiglätte (Bleioxyd) in Schwefelblei durch Erhitzen eines Gemenges derselben mit S in einem Tiegel.

2. Darstellung von Schwefeleisen aus Eisenhammerschlag (von Schwefelkupfer aus Kupferoxyd) auf dieselbe Art.

Auch durch Einwirkung von dampfförmigem S auf die Oxyde werden diese zersetzt.

3. Umwandlung von Aetzkalk (Ca-Oxyd) in Schwefelcalcium durch Glühen eines Gemisches

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

von gebranntem Kalk mit S in einem bedeckten Tiegel.

Vergleiche Behufs Erklärung der reciproken Erscheinungen zwischen a. und b. die Reduction des Kali's durch Kohle und der Kohlensäure durch Kalium (§ 30 b. β. und γ.). — Der chemische Vorgang ist auch hier seiner Natur nach eine doppelte Addition: ($^2PbO + {}^3S = {}^2PbS + SO_2$).

c. *Umwandlung von Oxyden in Chloride.*

1. Zersetzung des (flüssigen) Wassers durch Cl bei gewöhnlicher Temperatur unter Mitwirkung des Sonnenlichtes. Verfahren. — Zersetzungsproducte und deren Prüfung. — Chemischer Vorgang. Welche Gleichung drückt denselben aus? — Das Sonnenlicht als chemische Kraft. Regel für die Aufbewahrung von Chlorwasser.

2. Zersetzung des dampfförmigen Wassers durch Cl bei Glühhitze. Dazu erforderliche Apparate und Verfahren. Die Reaction verläuft schneller als in 1.

3. Umwandlung von Calciumoxyd (gebranntem Kalk) in Chlorcalcium. Verfahren. Das Zersetzungsproduct bildet eine geschmolzene hygroscopische Masse. Die Reaction, gleich der in 1. und 2., entspricht einer Substitution (von O durch Cl). Vergl. damit die Reactionen in a. und b. — Wie das Auftreten des O im freien Zustande zu erklären.

Die obigen Versuche und sonstige Erfahrungen lehren, dass sich die Oxyde durch Cl durchschnittlich leichter zersetzen lassen als durch S und geben weitere Belege für die grössere Energie des Cl dem O gegenüber.

d. *Umwandlung von Oxyden in Chloride unter Mitwirkung von Kohle.* Darstellung von Aluminiumchlorid aus Thonerde (Al-Oxyd) durch gleichzeitigen Angriff des Chlors und der Kohle auf letztere. Apparate und Verfahren. Zersetzungsproducte. Welche Gleichung drückt den chemischen Vorgang aus? — Eigenschaften des Al-Chlorids.

Auf ähnliche Weise wie Al-Oxyd lassen sich Chromoxyd und Uranoxyd in Chloride umwandeln.

e. *Umwandlung von Chloriden in Oxyde.* Die reciproke Reaction von den unter c. beobachteten. Freier O bleibt den Chloriden gegenüber in den meisten Fällen ohne Wirkung. Warum? Dass die Umwandlung der letzteren in Oxyde dagegen auf indirectem Wege leicht ausführbar, wird § 39 a. lehren.

f. *Umwandlung von Sulfiden in Chloride,* — in vielen Fällen leicht ausführbar, wie die Umwandlung der Oxyde in Chloride.

1. Darstellung von Eisenchlorid aus Schwefeleisen. Verfahren. Producte der Zersetzung. Zersetzungsgleichung.

2. Darstellung von Chlorkohlenstoff (Kohlenstoffsuperchlorid) aus Schwefelkohlenstoff:

α. unter Anwendung von Wärme. — Apparate und Verfahren. Resultate der Reaction. Gleichung.

β. bei gewöhnlicher Temperatur unter Mitwirkung von Jod. Rolle des letzteren bei dem Prozesse. Die Endreaction ist dieselbe wie in a.

g. *Umwandlung von Sulfiden in Chloride.* Sie gelingt (auf directem Wege) nur schwierig, (warum?), — leicht dagegen auf indirectem Wege. (Siehe § 39 e.)

§ 39. Indirecte Darstellung von Oxyden, Sulfiden und Chloriden durch Einwirkung von Wasser, resp. Schwefelwasserstoff oder Chlorwasserstoff.

a. *Umwandlung von Chloriden in Oxyde durch Wasser.* Die Reaction gelingt leicht im Gegensatz zu § 38 e. Zersetzung des Schwefelchlorürs (SCl) und des Antimonchlorids ($SbCl_5$) durch Wasser ohne Mitwirkung von Wärme. Das erstere wird (theilweise) in unterschweflige Säure, das andere in Antimonsäure umgewandelt; nebenbei entsteht in beiden Fällen Salzsäure.

$$^4SCl + {}^2H_2O = {}^4HCl + S_2O_2 + {}^2S$$
$$^2SbCl_5 + {}^5H_2O = {}^{10}HCl + Sb_2O_3$$

Die Nebelbildung dieser Chloride beruht auf der gleichen Umsetzung derselben durch den atmosphärischen Wasserdampf.

Schwieriger geht die Umwandlung der Metallchloride von Statten. — Eisenchlorid setzt sich durch Wasserdampf in der Glühhitze in Eisenoxyd und Salzsäure um:

$$Fe_2Cl_6 + {}^3H_2O = Fe_2O_3 + {}^6HCl.$$

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

b. *Umwandlung von Oxyden in Chloride durch Chlorwasserstoff.* Die reciproke Reaction der vorigen und namentlich bei Metalloxyden leicht ausführbar.

Umwandlung von Eisenoxyd (Kupferoxyd, Quecksilberoxyd, Bleioxyd) in Eisenchlorid (Kupferchlorid, Quecksilberchlorid, Bleichlorid) durch getrocknetes Salzsäuregas innerhalb eines böhmischen Glasrohrs. — Wasser als Nebenproduct. Rücksichtlish der Aufstellung der Zersetzungsgleichung vergl. a.

c. *Umwandlung von Sulfiden in Oxyde durch Wasser.* Vergl. die Zersetzung des Chlorschwefels (Schwefelchlorürs) durch Wasser in a. Warum die Umsetzung der übrigen Sulfide in Oxyde nicht, oder nur schwierig und unvollkommen gelingt. (Schwefeleisen, Schwefelblei.)

d. *Umwandlung von Oxyden in Sulfide durch Schwefelwasserstoff.* Reaction (die Umkehrung von der in c.) von leichtem Verlauf und allgemeinerer Anwendbarkeit Behufs der Darstellung trockner Metallsulfide.

Umwandlung von Bleioxyd, Zinkoxyd und arseniger Säure in Sulfide auf dem Wege eines Versuchs. Apparate und Verfahren. Als Nebenproduct tritt Wasser auf. — Zersetzungsgleichungen. — Der Bleiweissanstrich und der Schwefelwasserstoff.

e. *Umwandlung von Sulfiden in Chloride durch Chlorwasserstoff* und

f. *von Chloriden in Sulfide durch Schwefelwasserstoff.*

Beide Reactionen kommen vor, haben indessen geringe Bedeutung. Als Beispiele können gelten: für e. die Umwandlung von Schwefeleisen in Eisenchlorür, für f. die Umwandlung von Quecksilberchlorid in Schwefelquecksilber.

Rückblick. Gemeinsamer Character der Reactionen dieses §. — Was ergiebt ein Vergleich der in a.—f. erhaltenen Zersetzungsproducte mit einander? — Vergl. die Reactionen dieses § mit denen des § 38. Worin liegt das Unterscheidende? — Wechselzersetzung (Zersetzung durch doppelte Wahlverwandtschaft). Warum die Reactionen durch Wechselzersetzung in den meisten Fällen wirksamer sind, als die durch einfache Substitution. Vergl. die Umwandlung der Chloride in Sulfide und Oxyde in §§ 38 und 39. — Graphische Darstellung des Vorganges der Wechselzersetzung. Frühere Ansicht von dem Wesen dieser Reaction. Der „*Status nascendi*".

7. Capitel.

Anwendung und Theorie der chemischen Proportionen.

§ 40. Stöchiometrie. Die symbolischen chemischen Gleichungen nach ihrer Bedeutung 1. als Mittel zur Veranschaulichung chemischer Prozesse nach ihrer qualitativen und quantitativen Seite in kürzester (algebraischer) Form, 2. als Grundlage für die Berechnung der quantitativen Verhältnisse der Reactionen in solcher Form, dass alle Fragen, welche die Beziehungen der in Wirksamkeit tretenden Elemente zulassen, auf einmal gelöst werden. Wie hierbei zu verfahren. (Krönig's Methode.) Woher der Name Stöchiometrie.

§ 41. *Valenz (Quantivalenz, Werthigkeit). Aequivalenz.* Das Gesetz der vielfachen Verhältnisse erfährt eine Einschränkung durch die immer nur geringe Zahl der Atome im Molekül der (binären) Verbindungen.

Was ein Vergleich der Oxyde und Sulfide mit den entsprechenden Chloriden, ferner der Oxyde mit den entsprechenden Sulfiden rücksichtlich der Atomzahlverhältnisse zeigt und lehrt. (Vergl. die Zersetzungsgleichungen in § 39 a. und § 38 b.) Daraus abzuleitende Regel. — 1 Atom O oder S hat denselben *chemischen Werth* wie 2 Atome Cl. — Verschiedene *atombindende Kraft* der Metalle (Metallatome). Das Chlor als Mass derselben. — *Werthigkeit (Valenz).* — *Ein-, zwei-, drei- und vierwerthige Atome* (der Metalle und Metalloïde). — K, Mg, Au, Sn als Prototypen der verschiedenwerthigen Metalle.

Gleichwerthige (aequivalente) Metalle (Metalloid)-Atome. *Aequivalenz.* — Die Atome vertreten sich nach ihrer Werthigkeit. Bezeichnung: K^{I}, Mg^{II}, Au^{III}, Sn^{IV}. —

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

Werthigkeitstabelle der wichtigsten Elemente.

1werth.	2werth.	3werth.	4werth.	5werth.	6werth.
H^{I}	O^{II}	P^{III}	C^{IV}		
Cl^{I}	S^{II}	N^{III}	Si^{IV}		
Br^{I}	Se^{II}	B^{III}	Zr^{IV}		
J^{I}	Te^{II}	As^{III}	Sn^{IV}	Ta^{V}	W^{VI}
Fl^{I}	Ca^{II}	Sb^{III}	Ti^{IV}		Mo^{VI}
K^{I}	Ba^{II}	Al^{III}	Pt^{IV}		V^{VI}
Na^{I}	Sr^{II}	Be^{III}			
Ag^{I}	Mg^{II}	Au^{III}			
	Fe^{II}	Cr^{III}			
	Mn^{II}	Bi^{III}			
	Co^{II}				
	Ni^{II}				
	Zn^{II}				
	Cd^{II}				
	U^{II}				
	Pb^{II}				
	Cu^{II}				
	Hg^{II}				

Was wissen wir über die Ursachen der verschiedenen atombindenden Kraft der Atome? — Weitere Ausführung des Begriffs vom Atom. *Anziehungs- oder Affinitätspunkte (Verwandtschaftseinheiten.)* Gesättigte und ungesättigte Verbindungen (H_2O — — NO). Aequivalente Atomgruppen. Doppelatome.

§ 42. Rückblick.

1. Den Oxyden nähern sich nach Zahl und Bedeutung die Sulfide und Chloride oder die Verbindungen der Elemente mit Schwefel, resp. Chlor.

2. Viele derselben entstehen, wie die Oxyde, durch directe Vereinigung der betreffenden Elemente.

3. Die Verbindung geht in vielen Fällen, wie die Oxydation, unter Entwicklung von Licht und Wärme von Statten.

4. Nimmt man den Ausdruck Verbrennung mit Oxydation gleichbedeutend, so sind nicht alle Feuerscheinungen Verbrennungen. Dagegen erweitert sich dor Begriff der „Verbrennung“ durch die ohne Feuererscheinung erfolgenden langsamen Oxydationen.

6. Die Sulfide der Alkalimetalle sind in Wasser löslich und reagiren ätzend (bläuen rothes Lackmus).

6. Die Sulfide der schweren Metalle sind unlöslich und reagiren nicht auf Lackmus.

7. Die Metalloïdsulfide reagiren zum Theil sauer und haben den Character von Säuren. (Schwefelwasserstoff.)

8. Unter den Chloriden finden sich Körper von ausgezeichnet sauren Eigenschaften, sogen. Hydro- oder Wasserstoffsäuren (im Gegensatze zu den Sauerstoff- oder Oxysäuren).

9. *Reduction* nennt man die Wiederherstellung eines chemischen Elements aus einer Verbindung.

10. Chemische Verwandtschaft oder Affinität ist diejenige Kraft, welche Körper verschiedener chemischer Natur Theilchen für Theilchen vereinigt und sich der Trennung derselben widersetzt.

11. Der Grad oder die Stärke der Verwandtschaft bedingt die grössere oder geringere Energie der Reaction.

12. Einige Oxyde lassen sich durch blosses Erhitzen, andere nur durch Mitwirkung eines brennbaren Körpers reduciren. Im letztern Falle findet gleichzeitig eine Oxydation des brennbaren Körpers statt.

13. Diejenigen Elemente, welche die grösste Verwandtschaft zum Sauerstoff haben, sind die kräftigsten Reductionsmittel.

14. Die Reduction eines Oxydes (Sulfides, Chlorides) unter Mitwirkung eines andern Körpers ist eine Substitution, d. h. eine chemische Reaction, bei welcher sich ein Element an die Stelle eines andern setzt und dieses dadurch frei macht.

15. Nicht immer ist es der Grad der Verwandtschaft allein, welcher die Zersetzung einer Verbindung durch ein Element bestimmt, sondern auch die begleitenden Umstände der Reaction (Temperatur, Menge des einwirkenden Körpers u. s. w.)

16. Zwei Reactionen sind reciprok, wenn das Resultat der einen das Gegebene der andern ist, und umgekehrt, z. B.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

$$AB + C = AC + B \text{ und}$$
$$AC + B = AB + C.$$

17. Sulfide lassen sich durch Elemente reduciren, welche Verwandtschaft zum Schwefel haben, demnach kann auch der Sauerstoff als Reductionsmittel dienen.

18. Die Reduction der Sulfide gelingt im Allgemeinen schwieriger als die der Oxyde, deshalb pflegt man jene vorher in diese umzuwandeln.

19. Die Reduction der Chloride gelingt durch Elemente, welche Verwandtschaft zum Chlor besitzen, also im Allgemeinen durch dieselben Mittel, wie die der Oxyde. Sie lässt sich indess mit einigen Ausnahmen schwieriger ausführen, als diese, weil das Chlor eine grössere chemische Energie besitzt, als der Sauerstoff.

20. Gewisse Verbindungen lassen sich durch den elektrischen Strom ohne Mitwirkung eines chemischen Hülfsmittels reduciren.

21. Gasförmige Elemente verbinden sich mit einander in bestimmten sehr einfachen Raumverhältnissen.

22. Alle Elemente verbinden sich nach constanten Gewichtsverhältnissen.

23. Ein Atom ist das denkbar kleinste, nicht weiter zerlegbare Theilchen eines Elements.

24. Ein Molekül ist das denkbar kleinste, physikalisch nicht weiter theilbare, wohl aber noch durch chemische Mittel zerlegbare Theilchen eines (zusammengesetzten) Körpers.

25. Ein Molekül besteht aus wenigstens zwei Atomen.

26. Atomgewichte und Molekulargewichte sind die (relativen) Gewichte der Atome (resp. Moleküle) der Elemente (resp. Verbindungen).

27. Das Molekulargewicht ist gleich der Summe der Atomgewichte der Bestandtheile, welche das Molekül bilden.

24. Die Atome sind durch Zwischenräume getrennt, welche bei der Ausdehnung der Körper grösser, bei der Zusammenziehung derselben kleiner werden.

19. Atomvolumen ist der Raum, den ein Atom einnimmt plus dem Theile des Zwischenraums, der dem Atom zugehört.

30. Eine chemische Verbindung kommt dadurch zu Stande, dass sich die Atome zweier verschiedener Elemente dicht an einander lagern.

31. Zwei Elemente können sich im Allgemeinen in mehr als einem Verhältnisse verbinden. Dann stehen die Gewichtsmengen des einen, welche sich mit einer bestimmten Menge des andern verbinden, in einem sehr einfachen Verhältniss. — (Multiple Proportionen.)

32. Durch die Annahme von Atomen erklärt sich diese mehrfache Verbindungsweise leicht.

33. Oxyde, Sulfide und Chloride können durch Substitution in einander verwandelt werden: (Oxyde in Sulfide und Chloride durch S, resp. Cl, Sulfide in Oxyde und Chloride durch O, resp. Cl, Chloride in Oxyde und Sulfide durch O, resp. S).

34. Oxyde, Sulfide und Chloride können auch durch Einwirkung von Schwefelwasserstoff, Chlorwasserstoff und Wasser in einander umgewandelt werden: (Oxyde in Sulfide und Chloride durch Schwefelwasserstoff, resp. Chlorwasserstoff, Sulfide in Oxyde und Chloride durch Wasser ,resp. Chlorwasserstoff u. s. w.)

35. Eine Wechselzersetzung ist eine chemische Reaction, bei welcher zwei Verbindungen ihre Bestandtheile gegenseitig austauschen, wodurch zwei andere Verbindungen entstehen und kein Element im freien Zustande auftritt, nach der allgemeinen Formel $AB + CD = AC + BD$.

36. Der Entstehungszustand (Status nascendi) ist derjenige Zustand eines Atoms, in welchem es sich aus einer Verbindung löst, um in eine andere überzugehen.

37. Der Status nascendi begünstigt die Entstehung chemischer Verbindungen.

38. Stöchiometrie ist die Berechnung der quantitativen Verhältnisse einer chemischen Reaction mit Hülfe der Atomgewichte.

39. Mit Valenz (Werthigkeit) bezeichnet man das Vermögen eines Atoms, eine gewisse Zahl anderer Atome zu binden und festzuhalten.

40. Die bekanntesten Elemente sind entweder ein-, zwei-, drei- oder vierwerthig.

41. Atome oder Atomgruppen von gleicher Werthigkeit heissen aequivalent oder gleichwerthig.

42. Die Atome vertreten (substituiren) sich nach ihrer Werthigkeit.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

III. Abschnitt.

Verbindungen höherer Ordnung. Salze.

Was unter Verbindungen höherer Ordnung zu verstehen. — Grenzen der Complication des Moleküls. — Ternäre und quaternäre Verbindungen als die wichtigsten und verbreitetsten Verbindungen höherer Ordnung. Salze.

1. Capitel.

Darstellung von Salzen aus Basen und Säuren.

§ 43. Hydrate. Reactionen auf nassem Wege.

Reactionen auf nassem Wege, im Unterschiede von denen auf trockenem Wege, als den bisherigen. — Das Wasser nach seiner mehrfachen Rolle, die es bei chemischen Reactionen spielen kann und zwar 1. als blosser Vermittler derselben, 2. in aktiver Antheilnahme an der Entstehung der neuen Verbindung. — Chemische Bedeutung des Wassers.

a. Kaliumoxyd und Wasser. — Verhalten des durch Verbrennen von Kalium in trockener Luft innerhalb einer Glasröhre erhaltenen K-Oxyds gegen (wenig) Wasser. — Eigenschaften und Verhalten einer Lösung des durch Vereinigung beider entstandenen Körpers gegen Lackmus. — Zusammensetzung der durch Eindampfen der Lösung erhaltenen trockenen und zuletzt bei hoher Temperatur geschmolzenen Masse. Verhalten der letzteren in der Glühhitze. (Vergl. das Verhalten der Oxyde der Alkalimetalle gegen den atmosphär. Wasserdampf § 13.)

b. Gebrannter Kalk und Wasser. — Reactionserscheinungen. Eigenschaften und Zusammensetzung des Products der Reaction.

c. Wasserfreie Schwefelsäure und Wasser, resp. Wasserdampf, — (die erstere durch Destillation aus Nordhäuser Schwefelsäure dargestellt). Reactionserscheinungen. — Verhalten der wässrigen Säure beim Abdampfen und Destilliren. Siedepunktsverhältnisse. Constante Siedepunkte. Der bei 326° C überdestillirenden Säure entspricht die Formel $SO_3 . H_2O$.

Chemischer Character der Vorgänge in a, b und c. Symbolischer Ausdruck derselben. — Hydrate (Hydroxyde) Anhydride. — (Kalihydrat [Kaliumhydroxyd], Kalkhydrat, Schwefelsäurehydrat [Schwefelsäure] — Schwefelsäureanhydrid).

Hygroskopische und zerfliessliche Körper. — Schwefelsäure und Wasserdampf. Der Exsiccator. —

Concentrirte Schwefelsäure und Wasser. Beim Mischen derselben tritt starke Erwärmung ein. Es offenbart sich die Existenz mehrerer Hydrate der Schwefelsäure. — Verfahren beim Mischen von Schwefelsäure mit Wasser.

Eigenschaften der Schwefelsäure und Einwirkung derselben auf Pflanzen- und Thierstoffe.

§ 44. Darstellung ternärer Sauerstoffverbindungen anderer Art durch Wechselwirkung von Oxysäuren und Oxybasen.

a. Concentrirte Schwefelsäure und Kali, (Kalihydrat) in chemischer Einwirkung auf einander. Reactionserscheinungen.

b. Neutralisation der in a. erhaltenen und mässig verdünnten Mischung. Verfahren.

Die Prüfung einer wässrigen Lösung der in b. krystallinisch sich ausscheidenden Verbindung auf Geschmack und Verhalten gegen Lackmus ergiebt, dass die Eigenschaften und Wirkungen der Säure und Base durch die chemische Einwirkung beider auf einander vollständig aufgehoben sind. Der neu entstandene Körper zeigt sich indifferent gegen blaues und rothes Lackmus. Neutrale Reaction.

Eine Untersuchung derselben Verbindung im trockenen Zustande auf ihre Bestandtheile ergiebt, dass sie keinen Wasserstoff (Wasser) enthält. Was folgt daraus bezüglich des Characters der Reaction, und welche Gleichung drückt den Vorgang aus? — Schwefelsaures Kali.

Das schwefelsaure Kali als Repräsentant der Salze, im Besonderen der Sauerstoffsalze (Oxysalze).

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

§ 45. Tabelle der wichtigsten Schwefelsäure-, Salpetersäure- und Kohlensäuresalze.

	Schwefelsäure.	Salpetersäure.	Kohlensäure.
Kali.	Schwefels. Kali. — Kleine farblose Krystalle des 2 + 2gliedrigen Systems, von salzig bittrem Geschmack, in Wasser löslich (bei 12° 1 : 4*), in Alkohol unlöslich.	Salpeters. Kali (*Salpeter*), Krystalle 2 + 2gliedrig, lang säulenförmig, von kühlendem, salzig bitterlichem Geschmack, im Wasser löslich (bei 0° 1 : 7,5, bei 18° 1 : 3,4, bei 100° 1 : 0,3).	Kohlens. Kali (*Pottasche*), in Wasser sehr leicht löslich und an feuchter Luft zerfliessend, daher nicht krystallisirend, von ätzendem Geschmack; durch Eindampfen der Lösung als körnige Masse erhalten.
Natron.	Schwefels. Natron (*Glaubersalz*), in 2 + 1gliedrigen Säulen krystallisirend, von unangenehm salzig-bittrem Geschmack, in Wasser löslich (bei 0° 1 : 8,3, bei 18° 1 : 2, bei 25° 1 : 1, bei 30° 1 : 0,3).	Salpeters. Natron (*Natronsalpeter*), rhomboedrische Krystalle, an der Luft feucht werdend, aber nicht zerfliessend, im Wasser löslich (bei 0° 1 : 1,25, bei 18,5° 1 : 1,14. bei 100° 1 : 0,5).	Kohlens. Natron (*Soda*), grosse 2 + 1gliedrige Krystalle von ätzendem Geschmack, an der Luft verwitternd, in Wasser ziemlich leicht löslich.
Magnesia.	Schwefels. Magnesia (*Bittersalz*), Krystalle, künstlich dargestellt, gross, 2 + 2gliedrig, die natürlichen nadel- oder haarförmig, in Wasser leicht löslich, von unangenehm salzig-bittrem Geschmack.	Salpeters. Magnesia.	Kohlens. Magnesia. Die natürliche in rhomboedr. Krystallen oder in dichten erdigen Massen, die künstlich dargestellte krystallinische oder amorphe Pulver bildend von verschiedener procent. Zusammensetzung, in Wasser sehr schwer löslich.
Kalk.	Schwefels. Kalk (*Gyps*). Künstlich darstellbar durch Neutralisation von Kalkwasser durch Schwefelsäure und Abdampfen. Der natürliche in grossen 2 + 1gliedrigen Krystallen. In Wasser schwer löslich, (1 : 400).	Salpeters. Kalk.	Kohlens. Kalk, beim Neutralisiren von Kalkwasser mittelst Kohlensäure als weisses unlösliches Pulver sich abscheidend; als Mineral in Krystallen des 6gliedrigen Systems, in späthigen und derben Massen.
Baryt.	Schwefels. Baryt, fällt beim Neutralisiren von Barytwasser mittelst Schwefel-	Salpeters. Baryt, wasserhelle reguläre Oktaeder, schwer löslich.	Kohlens. Baryt, scheidet sich beim Neutralisiren von Barytwasser mit Kohlensäu-

*) d. h. bei 12° löst sich 1 Theil Salz in 10 Theilen Wasser.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

	Schwefelsäure.	Salpetersäure.	Kohlensäure.
	säure als feinkörniger, in Wasser völlig unlöslicher Niederschlag. Die natürliche Verbindung (Schwerspath) in 2 + 2gliedrigen Krystallen und späthigen Massen.		re als unlöslicher weisser Niederschlag ab. Als Mineral: Witherit.
Thonerde.	Schwefels. Thonerde, perlmutterglänzende tafelförmige Krystalle, in Wasser löslich.	Salpeters. Thonerde.	—
Eisenoxydul.	Schwefels. Eisenoxydul (*Eisenvitriol*), grasgrüne 2 + 1gliedrige Krystalle, welche beim Liegen an der Luft zu einem braunen Pulver (Eisenoxydsalz) zerfallen. In Wasser leicht löslich.	Salpeters. Eisenoxydul.	Kohlens. Eisenoxydul, als natürl. Verbindung: Spatheisenstein.
Eisenoxyd.	Schwefelsaur. Eisenoxyd, durch Auflösen von Eisenoxyd in Schwefelsäure, Abdampfen und Calciniren als gelblich weisse amorphe Salzmasse darstellbar, schwer löslich in Wasser.	Salpeters. Eisenoxyd.	—
Zinkoxyd.	Schwefels Zinkoxyd (*Zinkvitriol*), genau wie Bittersalz krystallisirend, leicht löslich in Wasser, verwitternd.	Salpeters. Zinkoxyd.	Kohlens. Zinkoxyd, weisses, amorphes, in Wasser unlösliches Salz. Als Mineral: Galmei.
Manganoxydul.	Schwefels. Manganoxydul (*Manganvitriol*), blass rosarothe Krystalle von der Form des Eisenvitriols.	Salpeters. Manganoxydul.	Kohlens. Manganoxydul, weisses amorphes, in Wasser unlösliches Pulver, welches sich an der Luft bräunt durch Bildung von Oxydsalz; als Mineral (Manganspath) in rhomboedr. Krystallen.
Kobaltoxydul.	Schwefels. Kobaltoxydul (*Kobaltvitriol*), rosarothes, in	Salpeters. Kobaltoxydul, carmoisinrothe säulenförmi-	Kohlens. Kobaltoxydul, pfirsichrothes, amorph. Pulver.

	Schwefelsäure.	Salpetersäure.	Kohlensäure.
	Wasser lösliches Salz, isomorph mit Eisenvitriol.	ge, an der Luft leicht zerfliessliche Krystalle.	
Nickeloxydul.	Schwefels. Nickeloxydul (*Nickelvitriol*), dunkelsmaragdgrüne Krystalle, isomorph mit Eisenvitriol, in Wasser leicht löslich.	Salpeters. Nickeloxydul, smaragdgrüne säulenförmige, an feuchter Luft zerfliessliche, im Wasser leicht lösliche Krystalle.	Kohlens. Nickeloxydul.
Bleioxyd.	Schwefels. Bleioxyd, weisses, im Wasser unlösliches Pulver, als Mineral (*Bleivitriol*) in 2 + 2gliedrigen Krystallen.	Salpeters. Bleioxyd, weisse fettglänzende oktaedrische Krystalle, in Wasser leicht löslich.	Kohlens. Bleioxyd, amorphes, weisses, unlösliches Pulver (Bleiweiss).
Quecksilberoxydul.	Schwefels. Quecksilberoxydul, weisses, krystallinisches, schwer lösliches Pulver.	Salpeters. Quecksilberoxydul, farblose rhombische Tafeln, welche sich beim Auflösen in Wasser zersetzen, indem ein Theil der Salpetersäure abgeschieden wird.	—
Silberoxyd.	Schwefelsaur. Silberoxyd, glänz., farblose Krystalle, im Wasser schwer löslich.	Salpeters. Silberoxyd (*Höllenstein*), wasserhelle durchsichtige 2 + 2gliedrige Krystalle, in Wasser und Alkohol leicht löslich, am Licht und in Berührung mit organischen Substanzen sich schwärzend.	—
Kupferoxyd.	Schwefels. Kupferoxyd (*Kupfervitriol*), blaue, durchsichtige, in Wasser lösliche, 1 + 1gliedrige Krystalle, die an der Luft verwittern.	Salpeters. Kupferoxyd, blaue Krystalle, leicht löslich und zerfliesslich.	Kohlens. Kupferoxyd (basisch:), blaugrünes bis hellgrünes, amorphes Pulver, in Wasser unlöslich; als Mineral (Malachit und Kupferlasur) auch in 2 + 1gliedrigen Krystallen.
Wismuthoxyd.	Schwefels. Wismuthoxyd, gelblich weisses Pulver.	Salpeters. Wismuthoxyd, farblose, 1 + 1gliedrige Krystalle, welche beim Lösen in Wasser einen Theil der Säure abgeben und sich in ein weisses, krystallinisches, schwer lösliches Pulver verwandeln (Schminkweiss).	—

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

§ 46. Allgemeine Eigenschaften der Salze.

Löslichkeitsverhältnisse der Salze. — Einfluss der Temperatur des Wassers als Lösungsmittels. — Die Salze sind im Allgemeinen in warmem Wasser leichter löslich, als in kaltem.

Gesättigte Salzlösungen. — Siedepunktsverhältnisse gesättigter und verdünnter Salzlösungen. Der Siedepunkt einer gesättigten Salzlösung liegt um so höher, je grösser die Löslichkeit des Salzes ist. — Abscheidung der Salze in Krystallen aus Lösungen. — Mutterlauge. — Verfahren Behufs Darstellung vollkommener Krystalle. — Krystallmehl. — Die Krystallisation als Mittel zur Reinigung der Salze von fremden Beimengungen. — Schwer und leicht krystallisirende Salze. Die Krystallisirbarkeit der Salze steht mit ihrer Löslichkeit in umgekehrtem Verhältniss. (Chlorcalcium. — Schwefelsaur. Kali.)

§ 47. Krystallwasser. — Constitutionswasser.

Mit und ohne Wasser (wasserfrei) krystallisirende Salze. — Krystallwasser. Jedes einzelne Salz nimmt (unter gleichen Umständen) gleiche Mengen Krystallwasser auf, die verschiedenen Salze verschiedene Mengen. Beispiele. — Das Krystallwasser steht zu der Krystallform der Salze in bestimmter Beziehung und erweist sich als chemisch gebundenes Wasser.

Verhalten des Salzes beim Verlust des Krystallwassers (Zinkvitriol, Soda). — Mittel und Wege zur Entwässerung der Salze. Wirkungen der Luft und der künstlichen Wärme. — Das Verwittern der Salze. — Bei der Wiederaufnahme des Krystallwassers wird Wärme frei (Versuch mit entwässertem Kupfervitriol und einer seinem Krystallwasser entsprechenden Menge Wasser); zuweilen treten Farbenänderungen ein (Kobaltchlorür. — Sympathetische Tinte).

Verschiedene Bindekraft der Salze für die einzelnen Portionen des Krystallwassers und Einfluss der Temperaturverhältnisse darauf (Zinkvitriol, Kupfervitriol, Manganvitriol). — Wasserhaltige, resp. wasserreichere Salze lassen sich aus entwässerten, resp. wasserärmeren wieder herstellen (Chlorcalcium [$CaCl_2 + 6$ aq.], Kupfervitriol)- — Ist die Wiederherstellung des ursprünglichen Salzes aus dem entwässerten in allen Fällen möglich? Grenzen der Wiederherstellbarkeit. — Gewöhnliches phosphorsaures Natron. Untersuchung des Verhaltens einer Lösung

1. von krystallisirtem gewöhnlich phosphorsaurem Natron ($Na^2 . H . PO_4 + 12 H_2O$),
2. von demselben bis auf 200° erwärmten,
3. von demselben bis zum Glühen erhitzten Salze

gegen Silberlösung. — Der in 3. entweichende letzte Antheil Wasser verräth eine andere Bedeutung als das übrige Wasser: — Constitutionswasser.

Latente Schmelzwärme. Kältemischungen. Princip derselben.

§ 48. Normale (neutrale), saure und basische Salze. Doppelsalze.

Ob oder in wie weit die Indifferenz gegen Lackmus als Kennzeichen der Salze anzusehen. Vergl. § 44. — Unter den Salzen der Tabelle § 45 giebt es neutral, sauer und basisch reagirende. (Schwefelsaures [salpetersaures] Kali — Schwefelsaures Zinkoxyd — Kohlensaures Natron).

Als die Ursache der verschiedenen Reaction jener Salze auf Lackmus erweist sich die relative Stärke der sauren und basischen Bestandtheile des Salzes. Vergl. die obigen Beispiele. — Aus der Reaction eines Salzes lässt sich kein Schluss auf den relativen Gehalt an Säure und Basis ziehen.

Zusammenstellung der wichtigsten schwefelsauren, salpetersauren und kohlensauren Salze.

Schwefelsäuresalze.	Salpetersäuresalze.	Kohlensäuresalze.
$K_2O.SO_3$	$K_2O.N_2O_5$ *)	$K_2O.CO_2$
$Na_2O.SO_3$	$Na_2O.N_2O_5$ *)	$Na_2O.CO_2$
$MgO.SO_3$	$MgO.N_2O_5$	$MgO.Co_2$
$CaO.SO_3$	$CaO.N_2O_5$	$CaO.Co_2$
$BaO.SO_3$	$BaO.N_2O_5$	$BaO.CO_2$
$FeO.SO_3$	$FeO.N_2O_5$	$FeO.CO_2$
$ZnO.SO_3$	$ZnO.N_2O_5$	$ZnO.CO_2$
$MnO.SO^3$	$MnO.N_2O_5$	$MnO.CO_2$
$CoO.SO_3$	$CoO.N_2O_5$	$CoO.Co_2$
$NiO.SO_3$	$NiO.N_2O_5$	$NiO.Co_2$
$PbO.SO^3$	$PbO.N_2O_5$	$PbO.CO_2$
$Hg_2O.SO_3$	$Hg_2O.N_2O_5$	—
$Ag_2O.SO_3$	$Ag_2O.N_2O_5$ *)	$Ag_2O.CO_2$
$CuO.SO_3$	$CuO.N_2O_5$	—

*) Diese Formeln werden später eine gewisse Correction erfahren.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

Was diese Zusammenstellung zeigt und lehrt. Aequivalente der Säuren und Basen. — Normale Salze. — Die Bezeichnung als normal für die Salze der obigen 3 Reihen ist hergenommen von der Analogie ihrer Znsammensetzung. — Normale Salze können sowohl neutral, als basisch und sauer reagiren.

Auch die schwefelsauren und salpetersauren Salze der Sesquioxyde von der Formel $R_2O_3 . 3 SO_3$ und $R_2O_3 . 3 N_2O_5$ werden normal genannt. In wiefern weicht ihre Zusammensetzung von der der obigen Salze ab?

Saure und basische Salze. — Begriff und Unterschiede sind aus der Definition der normalen Salze herzuleiten. — (Saure schwefelsaure Alkalisalze — basisch schwefelsaure Eisenoxyde) — Salze mit 2 verschiedenen Basen. Doppelsalze — Sauerstoffdoppelsalze (Alaun $K_2O . SO_3 + Al_2O_3 . 3 SO_3$). Haloiddoppelsalze (Kalium - Platinchlorid $_2KCl . PtCl_4$). Was ein Vergleich der Haloiddoppelsalze mit den Sauerstoffdoppelsalzen zeigt.

§ 49. Darstellung von Haloidsalzen auf nassem Wege.

Darstellung von Kochsalz aus Natronlauge und wässriger Salzsäure. Verfahren Behufs der Neutralisation wie in § 44 b. — Character der Reaction. Bildungsgleichung.

Auf der Einwirkung von Salzsäure auf Oxybasen in wässriger Lösung beruht eine einfache und leichte Methode der Darstellung von Chloriden, besonders der leichteren Metalle. Vergl. damit die frühere Darstellungsweise derselben in § 24 und 28 c und d. — Chlorkalium, Chlorcalcium, Chlorbaryum, Chlormagnesium, Chloraluminium, (Eisenchlorür und) Eisenchlorid nach Eigenschaften, Krystallisirbarkeit, Verhalten gegen atmosphärische Luft und Wasser und beim Erhitzen. — Die Metallchloride sind mit Ausnahme des Chlorbleis und Chlorsilbers in Wasser löslich.

Rückblick. Säuren und Basen — auf dem Grunde der Erfahrungen dieses Capitels — sind chemische Verbindungen, welche sich wechselseitig mit einander verbinden können und dadurch neue Körper (Salze) geben, in denen die Eigenschaften der Säure, resp. Base ganz oder theilweise ausgeglichen (neutralisirt) sind. — Erweiterung des § 13 festgestellten Begriffs derselben.

2. Capitel.

Darstellung von Salzen auf andere Art. Schwefelsäure und Salzsäure in ihrer Einwirkung auf Metalle.

§ 50. Einwirkung von wässriger Salzsäure auf Eisen und Zink.

a. Concentrirte reine Salzsäure und reines Zink im Ueberschuss.

b. Concentrirte reine Salzsäure und Eisendraht.

Erscheinungen, welche die Reaction begleiten. In beiden Fällen wird H frei. — Vergleich der beiderseitigen Producte (Chlorzink und Eisenchlorür) mit einander. — Der chemische Vorgang ist eine Substitution. Welche Gleichung drückt ihn aus unter Beachtung der Werthigkeitsverhältnisse des Zn und des Cl? — Nachweis der Richtigkeit der chemischen Formel des Reactionsproductes durch einen quantitativ synthetischen Versuch. Verfahren.

Resultat: Auch durch directe Einwirkung von Säuren auf Metalle lassen sich Körper gewinnen, welche in jeder Beziehung den durch Wechselwirkung von Basen und Säuren entstandenen Salzen gleichen.

§ 51. Einwirkung von Schwefelsäure auf Eisen und Zink.

a. Verdünnte Schwefelsäure und (überschüssiges) Zink.

b. Verdünnte Schwefelsäure und Eisen.

Verfahren, wie bei § 50. Reaction ebenfalls unter Wasserstoffentwickelung. — Wie dieses Auftreten von freiem H zu erklären. War der H als H_2O in der Schwefelsäure enthalten, und tritt bei der Bildung der Schwefelsäure aus dem Schwefelsäureanhydrid das Wasser als solches in die Verbindung ein? — Was spricht dagegen, und warum ist die Formel H_2SO_4 der älteren $H_2O . SO_3$ für die Schwefelsäure vorzuziehen? (Vergl. § 43 c) —

Eigenschaften und Verhalten der resultirenden Salze (und der Mutterlauge) gegen Lack-

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

mus. — Bestandtheile derselben. Herleitung der Bildungsgleichung und Folgerung: Die entstanden Salze erscheinen als Schwefelsäure, in welcher der H durch Zn, resp. Fe vertreten ist.

Vergleiche $ZnSO_4$ mit $ZnOSO_3$
$FeSO_4$ $FeOSO_3$.

§ 52. Einwirkung von Salzsäure, resp. Schwefelsäure auf Blei, Zinn, Kupfer, Quecksilber, die edlen Metalle und die Erdmetalle.

Verschiedenartiges Verhalten und Löslichkeitsverhältnisse dieser Metalle der Salzsäure und Schwefelsäure gegenüber. — Einfluss der Wärme, der Luft und des Concentrationsgrades der Säure. — Reactionserscheinungen. In allen Fällen, wo eins dieser Metalle von verdünnter Salzsäure oder Schwefelsäure angegriffen wird, entwickelt sich H.

Unter Einwirkung des elektrischen Stroms gelingt es auch, einige an sich unlösliche oder schwer lösliche Metalle aufzulösen.

Auflösung von Kupfer in verdünnter Schwefelsäure (oder Salzsäure) auf indirectem Wege. — Verfahren. An der negativen (Platin-) Elektrode entwickelt sich H. Vergl. damit die Erscheinungen der Elektrolyse des Wassers, der Salzsäure (§ 33 und 35) und der (verdünnten) Schwefelsäure. Dem Angriffe des Kupfers geht eine Zersetzung der Schwefelsäure vorauf. Zweierlei zulässige Erklärungsweisen des chemischen Vorganges. Welche Gründe sprechen für die Annahme einer Substitution des H durch Cu auch in diesem Falle?

Aus §§ 50—52 ergiebt sich überhaupt:

1. Salze entstehen auch durch directe Auflösung von Metallen in Säuren, mit oder ohne Einwirkung des galvanischen Stromes.

2. In allen Fällen, wenn ein Metall von verdünnter Salzsäure oder Schwefelsäure angegriffen wird, entwickelt sich Wasserstoff und zwar entweder an der Oberfläche des Metalls oder, bei Anwendung des elektrischen Stromes, an der negativen Elektrode.

3. Der betreffende chemische Vorgang ist als eine Substitution des Wasserstoffs durch das Metall anzusehen.

§ 53. Formeln u. Nomenclatur der Salze.

Die Binärtheorie der Salze als erster Versuch einer Deutung der Constitution der Salze. Nähere und entferntere Bestandtheile der Salze. Dualismus. — Die Binärtheorie im Lichte der Erfahrungen dieses Capitels. Ihr Fall und Ersatz durch die Unitärtheorie. — Grundanschauung der letzteren.

Dualistische und unitäre Ausdrucks- und Schreibweise.

Schwefelsaures Kali — Schwefelsaures Kalium
$K_2O.\ SO_3$. K_2SO_4.

Wie gestalten sich die Formeln der schwefelsauren, salpetersauren und kohlensauren Salze in § 48 nach der unitären Anschauungsweise? Nomenclatur, — ältere und neuere. Princip derselben. Schattenseiten und Mängel beider.

3. Capitel.

Spaltung der Salze in Säuren und Basen.

§ 54. Relative Stärke der Basen und Säuren.

Kali- und Natronhydrut (Kalium- und Natriumhydroxyd). — Ueber Bildung derselben aus den betreffenden Metallen und den Bestandtheilen der feuchten atmosphärischen Luft s. § 13. — Aetzende (lösende und zerstörende) Wirkung derselben auf organische Substanzen. — Einwirkung auf Lackmus, — auf Säuren. Die Hydroxyde der Alkalimetalle halten die Säuren sehr fest und neutralisiren deren saure Eigenschaften völlig. — Basische Eigenschaften — Starke Basen. Die Hydroxyde der schweren Metalle erweisen sich als schwache Basen. Diejenigen der Erdalkalimetalle und der Erdmetalle bilden Zwischenstufen.

Das in Wasser gelöste Ammoniak (Ammoniakflüssigkeit: Salmiakgeist) eine flüchtige starke Base.

Flüchtiges Alkali. —

Fixe und flüchtige Alkalien.

Ammoniakflüssigkeit und flüchtige Säuren wirken aus gesonderten Räumen auf einander

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

ein. Versuch. — Säuren: starke und schwache, unterschieden nach dem Grade ihrer Verbindungsfähigkeit. (Schwefelsäure, Salzsäure, Kohlensäure.)

§ 55. Zersetzung der Salze schwerer Metalle durch blosses Erhitzen.

Zersetzung von schwefelsaurem Kupferoxyd (Kupfervitriol) und von schwefelsaurem Bleioxyd durch Wärme. 2 Versuche. Apparate und Verfahren. In beiden Fällen wird die Säure frei und durch Lackmus nachweisbar. Cu-Oxyd (unrein), resp. Pb-Oxyd bleiben zurück.

Die Oxyde der schweren Metalle halten im Allgemeinen die mit ihnen verbundene Säure nicht so fest, neutralisiren dieselbe auch nicht so vollständig, wie die stärkeren Basen der beiden ersten Metallgruppen. Daher sind ihre Salze leichter zersetzbar.

Einige Salze der schweren Metalle verlieren beim Erhitzen nur einen Theil ihrer Säure und geben neue Verbindungen, in denen die Base über die Säure vorherrscht (basische Salze).

§ 56. Zersetzung von löslichen Oxy- und Haloïdsalzen durch Basen.

Kräftigere Zersetzungsmittel der Salze, als die Wärme, bieten die stärkeren Basen und Säuren. Verfahren bei der Zersetzung der Salze in folgender Versuchsreihe durch starke Basen (Kali- oder Natronhydrat und Ammoniakflüssigkeit).

	Kalilauge.	Ammoniakflüssigkeit.
Calciumsalz.	Weisser voluminöser Niederschlag, — im Ueberschuss des Fällungsmittels unlöslich.	Kein Niederschlag.
Baryumsalz.	Wie bei dem Calciumsalze.	—
Magnesiumsalz.	Wie bei dem Calciumsalze.	Wie Kalilauge.
Aluminiumsalz.	Weisser sehr voluminöser Niederschlag, im Ueberschuss des Fällungsmittels löslich zu einer farblosen Flüssigkeit.	Weisser Niederschlag wie bei Kalilauge, im Ueberschuss des Fällungsmittels unlöslich.
Chromoxydsalz.	Hellgrüner Niederschlag, — im Ueberschuss des Fällungsmittels zu einer intensiv grünen Flüssigkeit löslich.	Blaugrauer oder grüngrauer Niederschlag, im Ueberschuss des Fällungsmittels mit röthlicher Farbe theilweise löslich.
Eisenoxydulsalz.	Weisser Niederschlag, durch Einwirkung der Luft bald schwärzlich grün, dann braun werdend, — im Ueberschuss des Fällungsmittels unlöslich.	Wie Kalilauge.
Eisenoxydsalz.	Rostrother voluminöser Niederschlag, — im Ueberschuss des Fällungsmittels unlöslich.	Wie Kalilauge.
Zinksalz.	Weisser gelatinöser Niederschlag, — im Ueberschuss des Fällungsmittels löslich.	Wie Kalilauge.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

	Kalilauge.	Ammoniakflüssigkeit.
Bleisalz.	Weisser Niederschlag, — im Ueberschuss des Fällungsmittels löslich.	Weisser Niederschlag wie durch Kalilauge, im Ueberschuss des Fällungsmittels unlöslich.
Kupferoxydsalz.	Blauer, sehr voluminöser Niederschlag, im Ueberschuss des Fällungsmittels unlöslich.	Blauer Niederschlag, im Ueberschuss des Fällungsmittels zu einer intensiv blauen Flüssigkeit löslich.
Quecksilberoxydulsalz.	Schwarzer Niederschlag, — im Ueberschuss des Fällungsmittels unlöslich.	Wie Kalilauge.
Quecksilberoxydsalz.	Gelber Niederschlag, — im Ueberschuss des Fällungsmittels unlöslich.	Weisser Niederschlag von besonderer Zusammensetzung.
Silbersalz.	Hellbrauner Niederschlag, — im Ueberschuss des Fällungsmittels unlöslich.	Brauner Niederschlag, im (geringen) Ueberschuss des Fällungsmittels löslich.

Eine Untersuchung der Zersetzungsproducte der Salze obiger Versuchsreihe ergiebt Folgendes:

1. *Die bei der Zersetzung der Salze durch Basen resultirenden Niederschläge enthalten, — mit alleiniger Ausnahme des Ammoniakniederschlages aus Hg-Oxydsalzen, — die Oxyde, resp. Oxydule der den Salzen angehörigen Metalle, aber in Verbindung mit Wasser (oder den Elementen desselben), also als Hydroxyde, resp. Hydroxydule. Nur die aus Silber- und Quecksilbersalzen erhaltenen Niederschläge enthalten die Oxyde, resp. Oxydule als solche.*

2. *Die aus den Haloïdsalzen erhaltenen Niederschläge sind dieselben, wie die aus den entsprechenden Oxysalzen entstandenen.*

3. *Dieselben bilden sich durch wechselseitigen Austausch des Metalls der Base mit dem Metall des Salzes.*

Welche Gleichungen drücken den chemischen Vorgang bei der Zersetzung der schwefelsauren und salpetersauren Salze, ferner der Haloïdsalze durch Kalilauge und durch Ammoniakflüssigkeit aus? — Aus 3 folgt:

Bei der Zersetzung der Salze in wässriger Lösung durch Basen wird das Metall des Salzes seinerseits als Base abgeschieden.

4. *Gewisse Basen zeigen gegen einen Ueberschuss des Fällungsmittels ein besonderes Verhalten, insofern sich einige in demselben lösen.*

Welche Basen lösen sich in überschüssigem Kali, welche in überschüssigem Ammoniak, welche ferner in beiden Flüssigkeiten?

Wie ist die Auflösung der Hydroxyde in den betreffenden Basen zu erklären?

Eine Auflösung von Kupferhydroxyd in Ammoniakflüssigkeit wirkt auf Baumwolle oder Papier (Pflanzenfaser) verändernd ein. — Der Versuch ergiebt, dass bei der Auflösung von Kupferhydroxyd in Ammoniak eine chemische Verbindung beider stattfindet.

Basen sind demnach auch im Stande, sich mit Basen zu verbinden. — Der § 48 für die Basen festgestellte Begriff wird dadurch schwankend und damit auch derjenige der Säuren.

Anhang zu obiger Versuchsreihe. Ein Ammoniaksalz (Salmiak, schwefelsaures Ammoniak), gepulvert oder in kleinen Stücken, wird mit Kalilauge übergossen und erwärmt.

Dasselbe Salz wird mit pulverförmigem Kalkhydrat in einem Mörser zusammengerieben. — In beiden Fällen entweicht Ammoniak. — Welche Gleichungen drücken diese Vorgänge aus?

Als Resultat dieser Versuche ergiebt sich:

5. *Eine flüchtige Base wird von einer weniger flüchtigen aus ihren Salzen vertrieben.*

Auf der Reaction des Kalkhydrats auf Sal-

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

miak beruht die Darstellung der Ammoniakflüssigkeit im Grossen.

§ 57. Zersetzung von Oxy- und Haloïdsalzen durch Säuren.

Der chemische Vorgang ist auch hier eine Wechselzersetzung. — Die Schwefelsäure treibt unter gewöhnlichen Umständen alle übrigen Säuren aus. Die ausgeschiedenen Säuren verhalten sich verschieden.

a. *Die abgeschiedene Säure ist flüssig, die zugesetzte Säure, sowie das ursprüngliche und das neuentstandene Salz sind löslich.*

1. Salpetersaures Natrium oder Chlorkalium und Schwefelsäure. — Wie zu verfahren, um einen Ueberschuss der letzteren zu vermeiden. Resultat des Versuchs Anfangs zweifelhaft. Beim Abdampfen zur Krystallisation scheidet sich das schwefelsaure Salz ab. Zersetzungsgleichung.

2. Einfach chromsaures Kalium und Schwefelsäure. — Kupferchlorid und Schwefelsäure. — Die in beiden Fällen eintretende Farbenwandlung kündigt die Umsetzung an. Welche Gleichungen drücken diese Vorgänge aus?

Darstellung von Chromsäure aus zweifach chromsaurem Kalium und Schwefelsäure. Verfahren. Zersetzungsgleichung.

b. *Die zugesetzte Säure ist flüssig, das ursprüngliche und das neue Salz sind löslich, die ursprüngliche Säure schwer- oder unlöslich.*

1. Kieselsäure.

α. Kieselsaures Kalium (Wasserglas) in Lösung und verdünnte Salzsäure. — Die Kieselsäure scheidet sich in gallertartigem Zustande, aber unvollständig ab: Eigentliche Kieselsäure, Kieselsäurehydrat (H_4SiO_4).

β. Darstellung einer wässrigen Lösung des reinen Kieselsäurehydrats aus Wasserglas und überschüssiger verdünnter Salzsäure durch Dialyse. Apparate und Verfahren. — Die Lösung röthet Lackmus deutlich, ist sonst geschmacklos und gelatinirt nach einiger Zeit von selbst.

γ. Ein Theil dieser Lösung wird bei gelinder Wärme zur Trockniss abgedampft, es bleibt eine glasige (amorphe), in Wasser unlösliche Masse zurück.

δ. Ein Theil der in α. erhaltenen gallertartigen Kieselsäure werde ausgewaschen, getrocknet und geglüht. Sie verwandelt sich dadurch in ein sehr leichtes, weisses, erdiges Pulver, das völlig unlöslich und feuerbeständig ist: Kieselerde (Kieselsäureanhydrid), SiO_2.

ε. In eine verdünnte Lösung von Wasserglas werde ein Strom Kohlensäure geleitet. Es scheidet sich die Kieselsäure in gallertartigem Zustande aus.

Lösliche und unlösliche Kieselsäure als besondere Arten (Modificationen) der Kieselsäure. Umwandlung der einen in die andere und Mittel dazu. — Eigenschaften und Verhalten beider auf Grund der obigen Versuche. — Ueber das Verhalten der Kieselsäure den Salzen der andern Säuren gegenüber in der Schmelzhitze vergl. e. α.

Vorkommen und Verbreitung der Kieselsäure (der löslichen und der unlöslichen) im Mineralreich, Pflanzen- und Thierreich. Kieselsäurehaltige Mineralwässer. — Bergkrystall (Quarz) als freie Kieselerde im krystallisirten Zustande. — Silikate. Entstehungsweise und bemerkenswerthe Eigenschaften derselben. — Versteinerungen.

Glas und Porzellan.

Glas: keine chemische Verbindung, sondern ein amorphes Gemenge von Silikaten. Bestandtheile (ständige und wechselnde). Wesentliche und nutzbarste Eigenschaften des Glases. Abhängigkeit der Eigenschaften von den Bestandtheilen und deren Mischungsverhältnissen. Schwer und leicht schmelzende Gläser. Farbige Gläser. Die Glashütte.

Porzellan. Bestandtheile. Kaolin und Feldspath: das „Bein und Fleisch" des Porzellans. — Hauptmomente der Fabrikation. Wichtigste Eigenschaften des Porzellans.

Steingut. — Töpferwaaren.

2. Borsäure.

Abscheidung der Borsäure aus Boraxlösung durch Salzsäure. — Verfahren. Chem. Vorgang und Zersetzungsgleichung. Aussehen, Löslichkeitsverhältnisse und Reaction der durch Auswaschen gereinigten und getrockneten Borsäure auf Lackmus. — Gewöhnliche (normale) Borsäure ($H_3B.O_3$). Die Borsäure ist schmelzbar und im geschmolzenen Zustande feuerbeständig: Glasige Borsäure (Borsäureanhydrid B_2O_3), — verflüchtigt sich aber, wie

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

auch die Kieselsäure, aus wässriger Lösung mit den Dämpfen des siedenden Wassers. Eine darauf sich gründende Gewinnungsmethode der natürlichen Borsäure. Die Fumarolen Toscanas.

Borsäure und Kieselsäure: Vergleich derselben nach den physikal. und chem. Eigenschaften.

c. *Die ursprüngliche Säure ist gasförmig, die zugesetzte flüssig, das ursprüngliche Salz löslich oder unlöslich.*

Kohlensäure. — Abscheidung der Kohlensäure aus kohlensaurem Natrium durch Salzsäure oder Schwefelsäure, — und aus Marmor durch Salzsäure. Apparate und Verfahren. Chemischer Vorgang. Warum die Schwefelsäure für den zweiten Fall weniger anwendbar ist. Die Kohlensäure ist nur als Anhydrid (CO_2) bekannt.

d. *Das neuentstandene Salz ist unlöslich, sonst Alles löslich.*

α. Die Lösung eines Baryumsalzes (Chlorbaryum, salpetersaures Baryum) wird mit verdünnter Schwefelsäure versetzt. — Es wird schwefelsaures Ba „gefällt" als ein in jeder Flüssigkeit unlösliches und nur auf Umwegen zerlegbares Salz (Vergl. § 59 e). Bildungsgleichung.

β. Fällung eines löslichen Silbersalzes (salpetersaures Ag) durch Salzsäure. — Es entsteht ein käseartiger Niederschlag von *Chlorsilber* (AgCl), unlöslich in Wasser und Säuren, aber leicht löslich in Ammoniak. — Bildungsgleichung. Verhalten des Chlorsilbers und der Silberlösungen gegen das Sonnenlicht. Anwendung der Silbersalze als Zeichentinte und in der Photographie. Wesentliche Momente der letzteren.

e. *Eine feuerbeständige Säure wirkt auf ein trokkenes Salz in der Schmelzhitze.*

α. Entwässertes Glaubersalz wird über dem Löthrohrgebläse zum Schmelzen erhitzt, in die geschmolzene Masse amorphe Kieselerde in kleinen Portionen eingetragen. Die Schwefelsäure entweicht in Blasen. Aus der filtrirten Lösung des gebildeten kieselsauren Na scheidet Schwefelsäure oder ein Strom von Kohlensäure die Kieselsäure in gallertartigem Zustande ab. — Welche Gleichung stellt die Bildung des kieselsauren Na dar?

β. Zersetzung von Kochsalz durch Borsäure (Borsäurehydrat) in der Schmelzhitze. Apparate und Verfahren wie in α. Es wird Salzsäure frei und durch Ammoniak nachweisbar. Character der Reaction und Zersetzungsgleichung.

Eine an sich schwache Säure kann (demnach) unter Umständen Salze mit viel stärkeren Säuren zersetzen.

Wie dieser Wechsel der Affinitätswirkungen zu erklären. Welche neue Beispiele reciproker Reaction lieferten die unter b. (1 und 2) und e vorgeführten Versuche?

§ 58. Darstellung von Hydrosäuren aus Haloidsalzen.

a. von gasförmigem Chlorwasserstoff aus Kochsalz und Schwefelsäure. — Apparate und Verfahren. Character der Reaction. Bildungsgleichung. Als Nebenproduct trat Salzsäure bereits früher bei verschiedenen Reactionen auf, bei welchen?

Wirken Oxysäuren auf Hydrosalze, so resultirt stets eine freie Hydrosäure und ein Oxysalz.

Was erfolgt, wenn umgekehrt eine Hydrosäure auf ein Oxysalz einwirkt, und welche Beispiele lassen sich dafür aus dem Früheren anführen?

Ueber die fabrikmässige Darstellung der Salzsäure s. Capitel 5;

b. von gasförmigem Fluorwasserstoff aus Flussspath u. Schwefelsäure, — dazu ein Platintiegel und eine Glasplatte. Reationserscheinungen: Einwirkung des resultirenden Gases auf den atmosphärischen Wasserdampf, auf Lackmus und auf Glas. — Fluorwasserstoffsäure (Flusssäure). Chemischer Vorgang und Bildungsgleichung. Die Flusssäure (HFl) ist ein Analogon der Salzsäure, die glasätzende Wirkung ihr charakteristisches Merkmal. — Von den Metallen greift sie alle bis auf Gold, Platin und Blei an;

c. von wässriger Flusssäure. — Apparate und Verfahren. Das Absorptionsvermögen des Wassers (und Wasserdampfes) für Flusssäure erinnert an dasjenige für Salzsäure.

Anwendung der Flusssäure zum Schreiben und Zeichnen auf Glas. Verfahren.

Das Aetzen des Glases beruht auf einer Wechselwirkung zwischen Kieselerde und Flusssäure, wobei

d) Fluorsilicium ($SiFl_4$) entsteht, darstellbar

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

aus concentrirter wässriger Flusssäure und pulvriger Kieselerde. Bildungsgleichung. — Farbloses (erstickend sauer riechendes) Gas, daher fähig und anwendbar, die feuerfeste Kieselerde zu verflüchtigen.

e) Aus einer Mischung von gepulvertem Flussspath, Sand und Schwefelsäure in einem starken Glaskolben (oder einer Bleiretorte) ist das Kieselfluorgas direct darstellbar. Verfahren. — Die Prozesse der Fluorwasserstoff- und der Fluorkieselbildung vereinigen sich in einem Akt. Combinationsgleichung. — Das $SiFl_4$gas entweicht in trocknem Zustande (warum?), erscheint, in einer mit trockner Luft gefüllten Flasche aufgefangen, farblos und durchsichtig, reagirt auf den atmosphärischen Wasserdampf und auf Wasser.

f. Der letztere Darstellungsversuch werde derart abgeändert, dass das Gas durch eine Quecksilberschicht in einen mit Wasser gefüllten Cylinder tritt. — Unter Abscheidung von gallertartiger Kieselsäure nimmt die Flüssigkeit saure Eigenschaften an. Der Vorgang ist keine Absorptionserscheinung, sondern eine chemische Umsetzung zwischen Wasser und Fluorkiesel, aber auch keine Umkehrung von dem in d). Warum? Die neuentstandene Säure,

Kieselfluorwasserstoffsäure oder
Kieselflusssäure,

ist nach der Formel H_2SiFl_6 zusammengesetzt. Bildungsgleichung. Sie ätzt nicht Glas, lässt sich nicht ohne Zersetzung abdampfen. Sonstige Eigenschaften. Ihren Zersetzungsproducten nach ist sie als eine mit $SiFl_4$ gepaarte Fluorwasserstoffsäure anzusehen, $= {}_2HFl + SiFl_4$. — Ihre Darstellungsweise bietet zugleich eine Methode zur Darstellung chemisch reiner Kieselerde.

g. Zu einer concentrirten Lösung von Salpeter werde Kieselflusssäure und Alkohol gesetzt. — Es entsteht unlösliches *Kieselfluorkalium* (K_2SiFl_6) unter Entwicklung von H.

Die Kieselflusssäure bildet mit Basen Salze, mit den Alkalien schwerlösliche (Kieselfluormetalle); daher ihre Anwendung in der Analyse zur Abscheidung des K und Na aus ihren Verbindungen.

§ 59. Darstellung von Salzen durch Wechselzersetzung.

a. Kupfervitriollösung wird mit einer Lösung von Chlornatrium versetzt. — Die eintretende Farbenwandlung der Lösung verräth eine Umsetzung zwischen beiden Salzen. Welches sind die Zersetzungsproducte?

b. Eine Lösung von Chlorkalium wird mit Glaubersalz vermischt. — Alles bleibt scheinbar unverändert.

c. Die Lösung eines Ba-Salzes — ferner die Lösung eines Pb-Salzes werde mit einer Lösung von schwefelsaurem K versetzt. — In beiden Fällen entsteht ein weisser Niederschlag (von schwefelsaurem Ba und von schwefelsaurem Pb). Die Verwandtschaftsgrösse des K wird durch die Unlöslichkeit des schwefelsauren Ba, resp. des schwefelsauren Pb modificirt.

Die obigen Versuche lehren überhaupt, dass

1. Salze auch durch andere Salze (nicht allein durch Säuren oder Basen) zersetzt werden können, dass
2. bei den betreffenden Reactionen wieder nur Salze auftreten (nicht freie Säuren oder Basen) nach der allgemeinen Formel $BS + B^1S^1 = BS^1 + B^1S$, und sich also Säuren und Basen gegenseitig austauschen können,
3. dass sich nicht in allen Fällen, wenn Salze mit Salzen zusammengebracht wurden, mit Bestimmtheit entscheiden lässt, ob eine Wechselzersetzung eingetreten (vergl. b.) dass
4. sich aber in andern Fällen mit Bestimmtheit voraussagen lässt, was entstehen werde (vergl. c.)

Aus c. folgt im Besondern:

5. Wenn Flüssigkeiten zusammenkommen, unter deren Bestandtheilen zwei sind, welche eine unlösliche Verbindung mit einander bilden, so entsteht immer diese letztere, abgesehen von der Verwandtschaft der einzelnen Theile.

Was werden die Mischungen von
Chlorkalium und salpetersaurem Blei,
chromsaurem Kalium und salpeters. Blei,
Chlornatrium und salpeters. Silber,
kohlensaurem Natrium und Chlorbaryum,
salpetersaur. Calcium und kohlens. Kalium,
salpeters. Silber und phosphors. Natrium
ergeben?

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

d. Der aus der letzten Mischung resultirende Niederschlag (von phosphorsaurem Ag) ist ein anderer, je nachdem man

1. krystallisirtes gewöhnlich phosphorsaures Na von der Formel $Na_2H.PO_4$ + aq. oder bei 200° von seinem Krystallwasser befreites,
2. durch Glühen seines sämmtlichen Wassers beraubtes phosphorsaures Na,
3. durch Glühen von Wasser und Ammoniak befreites „Phosphorsalz" ($Na.NH_4.H.PO_4$ + 4 aq.) anwendet. Vergl. § 47.

Character der Veränderungen, die das Salz, — oder die Phosphorsäure in den zwei letzteren Fällen erfahren. Auf Grund dieses verschiedenartigen Verhaltens des P-sauren Na (und andrer P-saurer Salze) nimmt man 3 Modificationen der Phosphorsäure an:

1. Gewöhnliche oder [c]Phosphorsäure (in 1).
2. Pyro — oder [b]Phosphorsäure (in 2.)
3. Meta — oder [a]Phosphorsäure (in 3.)

Das Weitere hierüber im V. Abschnitt.

e. Feingepulverter Schwerspath (schwefelsaures Ba) wird mit dem 3fachen Gewicht wasserfreien kohlensauren Na's im Platintiegel auf dem Löthrohrgebläse zum Schmelzen erhitzt. — Eine Untersuchung der mit Wasser behandelten Schmelze ergiebt kohlensaures Ba als unlöslichen, (durch Salpetersäure aber zersetzbaren) Rückstand und schwefefsaures Na in Lösung.

Wechselzersetzung kann (also) auch bei Schmelzhitze eintreten. — Diese Reaction ist von Wichtigkeit für die Ueberführung unlöslicher Verbindungen in lösliche und findet Anwendung in der analytischen Chemie und chemischen Technik. — Aufschliesungen. —

§ 60. Alkalimetrie und Acidimetrie (Sättigungsanalysen).

Princip derselben: Anwendung der Lackmusreaction zur quantitativen Bestimmung von Substanzen in abgemessenen Flüssigkeitsmengen auf Grund der Beziehungen zwischen Neutralität und Quantitätsverhältnissen, zwischen Gewicht und Mass. — Volumetrische (massanalytische, titrimetrische) Methode. Titre. Titriren. — Unterschied von der Gewichtsanalyse. — Die Instrumente: Massflaschen, Pipetten (Voll- und Messpipetten), Büretten.

a. Alkalimetrie.

Verfahren bei Herstellung einer sauren Flüssigkeit von bestimmtem Gehalt an dem Reagens (Massflüssigkeit). — Die Oxalsäure oder Schwefelsäure als Grundlage der Alkalimetrie. Herstellung einer Normalsäure und Zehntel-Normalsäure. — Verfahren bei Ausführung alkalimetrischer Aufgaben. Berechnung des Resultats. — Gebiet der Alkalimetrie.

b. Acidimetrie.

Die Methode ist eine Umkehrung der vorigen. Darstellung einer Normal-Natronlauge. Ausführung acidimetrischer Aufgaben. Berechnung.

§ 61. Fällungsanalysen.

Princip: Bildung eines unlöslichen Körpers durch Wechselzersetzung zwischen der Massflüssigkeit und einer Lösung der zu untersuchenden Substanz (vergl. § 59) — Chlorsilberreaction. Art der Ermittelung des Endpunktes der Reaction. Chromsaures K als Indicator. — Gebiet und Grenzen der AgCl-Reaction. (Ermittelung des Cl-Gehalts in metallischen Haloidsalzen und der Salzsäure mittelst Normalsilberlösung, ferner des Ag-Gehalts in Silbersalzen und Legirungen mittelst Normalkochsalzlösung) — Apparate. Verfahren. Berechnung des Resultats der Analyse.

4. Capitel.

Zersetzung von Salzen bis herab zum Metall.

§ 62. Reduction gelöster Metalle durch leichter oxydirbare Metalle.

a. In eine concentrirte Lösung von Kupfervitriol wird reines metallisches Zink, in einen andern Theil derselben Lösung reines Eisen gebracht. — Es wird Cu abgeschieden, Zn, resp. Fe gelöst.

b. Blankes Kupferblech wird in die Lösung eines Hg-Salzes, ferner in eine Silberlösung getaucht. — Hg, resp. Ag werden abgeschieden.

c. Der vorige Versuch werde so abgeändert, dass statt des Kupfers Fe oder Zn angewandt wird. — Dieselbe Wirkung.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

Zu welchem Resultat führt eine Umkehrung dieses und der vorigen Versuche?

d. Zu einer concentrirten Ag-Lösung wird Quecksilber gesetzt. — Das abgeschiedene Ag bildet mit einem Theile des Hg ein krystallinisches Amalgam. Dianenbaum.

e. In die Lösung von salpetersaurem oder essigsaurem Cu wird ein Streifen blanken Bleiblechs gelegt. — Es scheidet sich Cu ab, während Pb gelöst wird.

f. In eine klare Lösung von essigsaurem Pb werde an einem Faden ein stangenförmiges Stück Zn gehängt. — Pb scheidet sich in blätterförmigen Krystallen ab. Bleibaum.

Das angewandte Zn werde vorher und nachher gewogen, ebenso das gewaschene und getrocknete Pb. Der Gewichtsverlust des Zn steht zu dem Gewicht des abgeschiedenen Pb im Verhältniss der Aequivalentzahlen von Zn und Pb.

Die obige Versuchsreihe ergiebt:

1. Gewisse Metalle werden durch gewisse andere aus ihren Lösungen (als solche) abgeschieden. Eine Einwirkung in umgekehrter Ordnung findet nicht statt.
2. Das zugesetzte Metall nimmt dabei die Stelle des gelösten Metalls ein. Der hier waltende chemische Vorgang ist daher eine Substitution.
3. Die Substitution des gelösten Metalls durch das zugesetzte erfolgt im Verhältniss der Aequivalente beider, oder: die Mengen des ausgefällten und des fällenden Metalls sind einander äquivalent.

In der folgenden Reihe:

Zn, Fe, Pb, Sn, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

fällt Zn (resp. Fe, Pb, Cu u. s. w.) jedes der folgenden Metalle aus seinen Lösungen aus.

Wie dieses Verhalten der Metalle gegenüber den Lösungen anderer zu erklären. Zusammenhang mit dem Verhalten derselben gegen O und verdünnte Säuren.

Je oxydabler und leichter löslich in Säuren ein Metall ist, desto leichter fällt es andere weniger oxydirbare Metalle aus deren Lösungen aus, oder: Edlere Metalle werden durch weniger edle gefällt. — Bezüglich der Farbenerscheinungen der abgeschiedenen Metalle vergleiche das „Verhalten der Metalle beim Erhitzen an der Luft“ (§ 2).

Welche Gleichungen drücken den chemischen Vorgang in den obigen Versuchen aus? — Die bezüglichen Reactionen lassen sich nur im Sinne der Unitärtheorie ungezwungen erklären. Vergleiche damit die Reactionen des 2. Capitels, deren Umkehrung sie bilden, ferner die chemischen Vorgänge des 3. Capitels, welche eine Umkehrung derjenigen des 1. Capitels darstellen.

§ 63. Reduction gelöster Metalle durch organische Substanzen, (Traubenzucker).

Zu einer filtrirten Lösung von Traubenzucker in 6 Theilen Wasser werde heisse Ag-Lösung gesetzt. — Ag scheidet sich in Pulverform ab. Die Zuckerlösung nimmt eine bräunliche Färbung an. — Der Versuch lässt sich derart abändern, dass das Ag auf glatter Fläche als spiegelnder Ueberzug erscheint. Verfahren. — Die Wirkung des Traubenzuckers beruht auf einer Oxydation desselben.

Edlere Metalle (Ag, Au) lassen sich aus wässriger Lösung auch durch organische brennbare Substanzen bei gewöhnlicher oder wenig erhöhter Temperatur reduciren.

Vergl. damit die früheren Reductionsversuche mittelst Wasserstoff, Kohle, Aetherdampf u. s. w. in § 26 und 30.

Methode der Versilberung und Vergoldung.

§ 64. Reducirung von Metalllösungen unter Mitwirkung des elektrischen Stromes.

In eine Lösung von Kupfervitriol werden die Platinelektroden einer galvanischen Batterie getaucht. Die — Elektrode überzieht sich mit metallischem Cu, während sich an der + Elektrode O entwickelt.

Vergl. damit die Vorgänge bei der Elektrolyse des Wassers und der Salzsäure. An Stelle des H scheidet sich hier das Metall ab. Wie der letztere Vorgang zu erklären. Drei Momente des Endresultats.

So wie Kupfer, lassen sich auch andere

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

schwere Metalle (edle, wie unedle) durch den elektrischen Strom abscheiden, die schwer reducirbaren (Al, Mg, K, Na) aus ihren geschmolzenen Chlorverbindungen.

In welcher Weise ändert sich der Vorgang, wenn man statt der Elektroden von Pt solche von unedlem Metall anwendet?

Vortheile und Vorzüge der elektrolytischen Methode der Ausfällung der Metalle aus ihren Lösungen vor derjenigen durch andere unedlere Metalle und ihre praktische Verwerthung in der Galvanoplastik.

Aufgabe der letzteren (a. Herstellung dünner bleibender Ueberzüge von meist edlen Metallen auf unedleren, — galvanische Versilberung, Vergoldung, b. Darstellung compacter ablösbarer Metallniederschläge auf kunstgerecht vorbereiteten Unterlagen [Reliefs, Kupferdruckplatten]. Eigentliche Galvanoplastik).

Verfahren in beiderlei Fällen. Anwendung und Bedeutung der Galvanoplastik in der Typographie und den plastischen Künsten.

§ 65. Säuren, Basen und Salze im Lichte der Erfahrungen des 2—4. Cap. und nach den neueren Anschauungen.

a. Säuren und Basen.

1. Alle Säuren wie alle Basen enthalten als wesentlichen Bestandtheil H. Die Zahl der H-Atome ist in den verschiedenen Säuren und Basen verschieden.

Basen.		Säuren.	
HKO	HKS	HCl	
H_2CaO_2	H_2CaS_2	H_2SO_4	H_2CS_3
H_3BiO_3		H_3BO_3	
$H_6Fe_2O_6$		H_4SiO_4	

2. In den Säuren ist der H entweder mit elektro — Elementen (einfachen Säureradikalen), oder mit elektro — Atomgruppen (zusammengesetzten Säureradikalen) verbunden.

$$HCl - HNO_3.$$

3. Einfache Säureradikale sind: Cl, Br, J, Fl, — S, N, O, As, Sb, B, — C, Si, Sn, Mo, W, Cr. — Von diesen treten Cl, Br, J, Fl für sich mit dem H zu Säuren zusammen; die übrigen sind entweder mit O oder mit S zu zusammengesetzten elektro — Radikalen verbunden. — Oxysäuren — Sulfosäuren.

4. In den Basen ist der H mit einem elektro + Radikal (Basisradikal) verbunden. Die Basisradikale sind Verbindungen von einem elektro + Metall mit O oder S. — Oxybasen — Sulfobasen.

5. Die Zahl der O- resp. S-Atome ist in den Basen derjenigen der H-Atome gleich, in den Säuren nicht.

6. Je nachdem die Säuren und die Basen in einem Molekül derselben 1, 2, 3, 4 (oder mehr) Atome H enthalten, werden sie mono-, di-, tri-, tetrahydrische Säuren, resp. Basen genannt.

7. Die Zahl der H-Atome (und O-Atome) im Molekül der Base ist durch die Werthigkeit des metallischen Radikals bedingt.

8. Da es Oxysäuren giebt, welche in dem elektro — Radikal H enthalten, so nennt man denjenigen Antheil H, welcher den Character der Säure als einer monohydrischen (u. s. w.) bestimmt (oder der durch Metalle ersetzt werden kann), den typischen Wasserstoff.

9. Ihrer Zusammensetzung nach sind Säuren also Verbindungen von H mit einem einfachen oder zusammengesetzten elektro — Radikal, Basen (Hydroxyde) dagegen Verbindungen von H mit einem zusammengesetzten elektro + Radikal.

10. Tritt aus einer Säure oder Base der gesammte typische H mit der erforderlichen Menge O als Wasser aus, so resultiren die demselben entsprechenden Anhydride oder Oxyde. Bei den mono- und trihydrischen kann dies nur durch die gleichzeitige Reaction auf 2 Moleküle geschehen.

$$_2HNO_3 - H_2O = N_2O_5$$
$$_2H_3PO_4 - {}_3H_2O = P_2O_5.$$

Auch die Sulfobasen und Sulfosäuren haben ihre Anhydride.

11. Wenn eine Base auf eine Säure wirkt, so tritt das elektro + Metall der Base an die Stelle des H der Säure (oder das Radikal der Säure an die Stelle des H der Base), während sich der H beider mit O zu Wasser vereinigt. Die resultirende Verbindung wird Salz genannt.

Eine Säure und eine Base setzt sich mithin zu einem Salze und Wasser um.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

12. Ihrer chemischen Action nach sind Säuren und Salze sonach Wasserstoffverbindungen, welche durch Wechselwirkung Salze geben unter Bildung von Wasser.

13. Säuren mit einfachem Radikal geben Hydrosalze, Säuren mit zusammengesetztem Radikal geben Oxysalze oder Sulfosalze.

14. Einige Basen verhalten sich stärkeren Basen gegenüber wie Säuren, vergl. § 56. 4.; ebenso zeigen einige Säuren auf starke Säuren die Wirkung von Basen.

b. Salze.

15. Salze sind (ihrer chemischen Zusammensetzung nach) Verbindungen eines elektro + Metalls mit einem elektro — einfachen oder zusammengesetzten Radikal. (Folgt aus 11). — Sie können auch betrachtet werden als Säuren, in welchen der H (ganz oder theilweise) durch ein Metall ersetzt ist. Vergl. § 51.

16. Das äusserliche Kennzeichen der Bildung eines Salzes ist das Verschwinden der sauren Reaction der Säure und der alkalischen der Base oder die Neutralisation der einen durch die andere.

17. Diejenigen Quantitäten der Basen, welche eine und dieselbe Menge einer Säure zur Neutralisation erfordert, sind sehr verschieden, aber sie sind für alle Säuren proportional. Dasselbe Gesetz gilt, wenn man umgekehrt von bestimmten Mengen der Basen ausgeht. Vergl. die Tabelle in § 48.

18. Die Zahlen, welche das Gewichtsverhältniss einer jeden Säure zu einer jeden Base angeben, in welchem beide ein Salz bilden, nennt man ihre Aequivalente.

19. Die Aequivalente der Basen und Säuren enthalten gleich viel H. — Aequivalente von Basen und Säuren sind daher solche Gewichtsmengen, welche gleich viel H enthalten.

20. Ebenso enthalten die Aequivalente der Säuren und die der Basen unter sich gleich viel H.

21. Die Aequivalenz der Basen unter sich beruht auf der Aequivalenz der in ihnen enthaltenen Metalle, ebenso die der Säuren auf der Aequivalenz der in ihnen enthaltenen elektro — Elemente.

22. Wenn ein Salz aus der Wechselwirkung gleicher Aequivalente einer Säure und einer Base, also aus solchen Mengen beider, welche gleichviel H enthalten, hervorgeht, oder:

Wenn in einer Säure der (typische) H durch ein elektro + Metall (oder in einer Base der typische H durch ein Säureradikal) vollständig ersetzt wird,

so heisst das Salz ein normales (neutrales). Viele normale Salze, aber nicht alle, zeigen neutrale Reaction. Vergl. § 48.

23. Wirken Säure und Base in andern Molekularverhältnissen auf einander, — oder ist jener Ersatz nur ein theilweiser, so enstehen entweder saure oder basische Salze

$$KHSO_4 \text{ — } Pb_2 . N_2O_7.$$

Monohydrische Säuren geben daher nur normale Salze.

24. Wenn sich 2 neutrale Salze zersetzen, so resultiren wieder 2 neutrale Salze.

25. Doppelsalze entstehen durch Vereinigung zweier (oder mehrerer) Salzmoleküle von demselben Säure- oder Basisradikal.

5. Capitel.

Die wichtigsten Salze, Oxyde und Säuren und deren Gewinnung im Grossen.

§ 66. Salze (Oxyde und Hydroxyde) der Alkali-, der Erdalkali- und der Erdmetalle.

1. Pottasche (Kohlensaures Kali) und Aetzkali (Kaliumhydroxyd). — Darstellung der Pottasche aus der Pflanzenasche. Bestandtheile der Pottasche. Rohe und gereinigte Pottasche. — Frühere und jetzige Bedeutung der Pottasche. Eigenschaften. Anwendung.

Aetzkali. — Darstellung aus dem kohlensauren Kali mittelst gelöschten Kalks. Bildungsgleichung.

2. Salpeter (Kalisalpeter). — Natürliche Bildungsweise des Salpeters, im Besonderen der Salpetersäure. Der Rohsalpeter und dessen weitere Behandlung. Darstellung des Salpeters auf künstlichem Wege. Salpeterplantagen. Raffiniren des Salpeters. Anwendung.

3. Soda (Kohlensaures Natron). — Natürliche Soda. Künstliche Darstellung aus Kochsalz. Der chemische Prozess ist complicirter Art. Wesentliche Momente desselben. Glaubersalz

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

als intermediäres Product. Bildungsgleichung. — Hauptoperationen. Rohsoda, calcinirte Soda, krystallisirte Soda. Anwendung und Bedeutung der Soda.

4. Natronsalpeter (Chilisalpeter). Natürliches Vorkommen. Reindarstellung. Anwendung.

5. Glaubersalz (Schwefelsaures Natron) und Salzsäure. — Natürliches Vorkommen des Glaubersalzes. Ueber seine Darstellung aus dem Kochsalz im Grossen siehe „Soda". Als Nebenproduct wird Salzsäure gewonnen. Verschiedene Methoden und Apparate zur Condensirung der Salzsäure. Die Salzsäure des Handels. Reine Salzsäure. Verwendung der Salzsäure.

6. Kochsalz (Chlornatrium) — Vorkommen im gelösten und festen Zustande. Gewinnung des Salzes in Salzgärten, Gradirwerken, durch bergmännischen Abbau. Bedeutung und Verwendung des Kochsalzes (vergl. Soda).

7. Schwefelsaure Magnesia. — Natürliches Vorkommen. Bitterwässer. Anwendung.

8. Kohlensaure Magnesia. — Magnesit. — Künstliche Darstellung aus 7. Anwendung.

9. Gyps (Gewässerter schwefelsaurer Kalk). Natürliches Vorkommen. Löslichkeitsverhältnisse. Gebrannter Gyps. Anwendung. Worauf seine Verwendbarkeit zu Abgüssen und als Befestigungsmittel (Eingypsen) beruht.

10. Kohlensaurer Kalk. — Vorkommen und Verbreitung im Mineral-, Pflanzen- und Thierreich. Bedeutung für das organische Leben. Löslichkeitsverhältnisse. Anwendung. — Durch Erhitzen (in Schachtöfen) verliert er die CO_2 und verwandelt sich in

11. Kalk (gebrannten Kalk). — Verhalten desselben gegen Wasser. Aetzkalk. Kalkwasser. Vergl. § 13. Anwendung. — Der Mörtel. Eigenschaften, Art seiner Wirkung, Verhalten an der atmosphärischen Luft.

12. Phosporsaurer Kalk. — Natürliches Vorkommen, als Mineral (Phosphorit), als Hauptbestandtheil der Knochen. Der phosphorsaure Kalk als Vermittler des Kreislaufs der Phosphorsäure (und des Phosphors). Bedeutung des phosphorsauren Kalks (der Phosphorsäure) für das Leben der Pflanzen und Thiere. Anwendung der Knochen in der Landwirthschaft, zur Darstellung des Phosphors.

13. Alaun (Kalialaun) — Ueber seine chemische Zusammensetzung siehe § 48. Alaunstein, Alaunschiefer und Alaunerde die Materialien zu seiner Darstellung. Verfahren und chemische Vorgänge bei derselben. Gebrannter Alaun. Anwendung des Alauns in der Färberei, Gerberei und Medicin.

§ 67. Salze der schweren Metalle.

14. Chromsäuresalze. — Bedeutung derselben als reiche Farbenquelle. Einfach und doppelt chromsaures Kali als Ausgangspunkte für die Darstellung anderer als Farbemittel gebrauchter unlöslicher Salze.

15. Eisenvitriol (Schwefelsaures Eisenoxydul). — Fabrikmässige Darstellung. Anwendung in der Färberei, als Desinfectionsmittel.

16. Zinkvitriol (Schwefelsaures Zinkoxyd). Fabrikmässige Darstellung aus der Blende. Reindarstellung mittelst Cl und kohlensaur. Zn. Anwendung in der Technik und Medicin.

17. Zinkweiss (Zinkoxyd). — Darstellung aus 16. Anwendung als Farbemittel und in der Medicin.

18. Kupfervitriol (Schwefelsaures Kupferoxyd). — Directe und indirecte Methoden seiner Darstellung. Verhalten an der Luft und beim Erhitzen. Vergl. § 55. — Anwendung.

19. Kobaltsalze. — Bedeutung und Anwendung der der Chromsäure entsprechend. — Smalte. Kobalt-Ultramarin (Thenard's Blau). Rinmann's Grün.

20. Bleiweiss (Basisch kohlensaures Bleioxyd). — Darstellung im Grossen. Anwendung als Farbemittel und in der Heilkunst.

21. Schweinfurter Grün. — Doppelsalz aus essigsaurem und arsenigsaurem Kupferoxyd. Prächtige aber gesundheitsgefährliche Farbe.

22. Höllenstein (Salpetersaures Silberoxyd). Darstellung aus reinem Silber. Eigenschaften (vergl. § 45) und Anwendung in der Chirurgie und Photographie (vergl. § 56).

23. Quecksilbersalze. — Quecksilberchlorid (Aetzsublimat), flüchtig, sublimirbar, in Wasser löslich, giftig. Darstellung. Anwendung in der Heilkunst und als Mittel gegen die Trockenfäule des Holzes. — Quecksilber-

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

chlorür (Calomel), fast unlöslich in Wasser, nicht giftig. Medicament.

6. Capitel.

Aeltere Ansichten in der Chemie.

Zeitalter und Schauplatz der Entwicklung der neueren Lehren. — Die neuere und die ältere Anschauungsweise ruhen auf derselben thatsächlichen Grundlage. Worin liegt das Abweichende der einen von der andern? Wie prägt sich dieser Unterschied in der Darstellungs- und Schreibweise aus?

§ 68. Aeltere und neuere Atomgewichte. Binäre Verbindungen nach älterer Schreibweise.

Gründe für eine Aenderung der Atomgewichtszahlen. Vergl. das Resultat der Elektrolyse des Wassers und die für letzteres gefundene volumetrische Formel mit der älteren Gewichtsformel. — Die Aenderung der Atomgewichte ist nicht allgemein durchgeführt, sie beschränkt sich auf die 2- und 4werthigen Elemente. Vergl die folgende Tabelle und § 41.

Metalloide.	Leichte Metalle.	Schwere Metalle.
1. Gruppe.	6. Gruppe.	9. Gruppe.
O. 8 = ½ O	*K.* 39,1 = K	*Cr.* 26,1 = ½ Cr
S. 16 = ½ S	*Na.* 23 = Na	10. Gruppe.
2. Gruppe.	7. Gruppe.	*Fe.* 28 = ½ Fe
Cl. 35,5 = Cl	*Mg.* 12 = ½ Mg	*Mn.* 27,5 = ½ Mn
Br. 80 = Br	*Ca.* 20 = ½ Ca	*Co.* 29,5 = ½ Co
J. 127 = J	*Ba.* 68,5 = ½ Ba	*Ni.* 29,5 = ½ Ni
Fl. 19 = Fl	*Sr.* 43,8 = ½ Sr	11. Gruppe.
3. Gruppe.	8. Gruppe.	*Sn.* 59 = ½ Sn
N. 14 = N	*Al.* 13,7 = ½ Al	12. Gruppe.
P. 31 = P		*Pt.* 98,7 = ½ Pt
As. 75 = As		*Au.* 197 = Au
Sb. 120 = Sb		13. Gruppe.
4. Gruppe.		*Pb.* 103,5 = ½ Pb
C. 6 = ½ C		*Zn.* 32,6 = ½ Zn
B. 11 = B		*Hg.* 100 = ½ Hg
Si. 14 = ½ Si		*Ag.* 108 = Ag
5. Gruppe.		*Cu.* 31,7 = ½ Cu
H. 1 = H		*Bi.* 210 = Bi

Die Hypothese der Werthigkeitscoefficienten scheint mit der der Atomgewichte in innerem Zusammenhange zu stehen. —

Weitere Aenderungen als Folge der Verdopplung der Atomgewichtszahlen der 2- und 4werthigen Elemente, erläutert an dem Schwefelsäureanhydrid und dem Natriumhydroxyd. Aeltere und neuere Formel dieser Verbindungen. — Umformung neuerer Symbole chemischer Verbindungen in ältere und umgekehrt. Eine Veränderung des Symbols tritt allemal ein, wenn ein 2- oder 4werthiges Element mit einem 1- oder 3werthigen zusammenkommt. — Aufgabe: Eine aus 1- (resp. 3-) und 2- (resp. 4-) werthigen Elementen bestehende Verbindung ist in älterer Formel gegeben. Wie wird die letztere in das neue Symbol übergeführt? Wie ist ferner im umgekehrten Falle zu verfahren?

§ 69. Der Dualismus und die elektrochemische Theorie.

Der Dualismus als characteristisches Princip der älteren Anschauungsweise. Begriff desselben. Constitution der Salze nach dualistischer Auffassung. — Einige Verbindungen nach dualistischer Schreibweise:

$KO.HO$	${}_2NaO.HO.PO^5$	$FeO.SO_3$
$KO.NO_5$	$NaO.AsO_3$	$PbO.NO_5$
$KO.SO_3$	$CaO.HO$	$Hg_2O.NO_5$
$KOHO.{}_2SO_3$	$CaO.CO_2$	$HgO.NO_5$
$KO.ClO_5$	$BaO.SO_3$	$AgO.NO_5$
${}_3NaO.PO_5$	$Al_2O_{3.3}SO_3$	$CuO.SO_3$

Dualistische Reactionsformeln:

$$KO.HO + CO_2 = KOCO_2 + HO$$
$$BaO.NO_5 + KO.SO_3 = KO.NO_5 + BaO.SO_3.$$

Wie die Entstehung der Salze durch Auflösen der Metalle in Säuren im dualistischen Sinne aufgefasst wurde, — erläutert am Zinkvitriol. Praedisponirende Verwandtschaft.

Die elektrochemische Theorie (Berzelius † 1848) versucht auf der Grundlage der elektrolytischen Erscheinungen die elektrische Natur der Elemente (und Verbindungen) nachzuweisen und aus dieser die Aeusserungen der

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf

chemischen Verwandtschaft zu erklären, sowie den Dualismus zu begründen. Worauf die Annahme von der Polarität der Elemente beruht. — Der elektrische Gegensatz scheint zwischen binären Verbindungen und Salzen, wie zwischen Elementen zu walten. Elektropositive und elektronegative Elemente und Verbindungen.

Elektrochemische Spannungsreihe.

—*E*	As	Ti	Ag	Mn	Mg
O	Cr	Si	Cu	U	Ca
S	V	H	Bi	Ce	Sr
Se	Mo	Au	Sn	Th	Ba
N	W	Os	Pb	Zr	Li
Fl	B	Jr	Cd	Al	Na
Cl	C	Pt	Co	Di	K
Br	Sb	Rh	Ni	La	+*E*
J	Te	Pd	Fe	Y	
P	Ta	Hg	Zn	Be	

Einige Hauptsätze der electrochemischen Theorie.

1. Jede chemische Verbindung besteht aus einem elektropositiven und einem elektronegativen Bestandtheil. Beide können wieder zusammengesetzter Natur sein und haben dann wieder 2 entgegengesetzt elektrische Bestandtheile.

2. Die Verbindungsfähigkeit der Elemente ist (allein) abhängig von ihrem elektrischen Gegensatz.

Bei jeder chemischen Verbindung findet eine Ausgleichung der entgegengesetzten Elektricitäten statt.

Die Grösse des elektrischen Gegensatzes bedingt die Energie der chemischen Affinität.

5. Die elektrische Natur der binären Verbindungen wird durch die der darin enthaltenen Elemente bestimmt.

6. Die elektrische Natur eines Elements wirkt entschieden bestimmend auf die Natur der Verbindung, in welche es eintritt. — Deshalb können nur Elemente (oder Verbindungen) von gleicher oder ähnlicher elektrischer Natur einander normal vertreten.

Umstände und Thatsachen, welche dem letzten Satze widersprechen und zum Sturze der elektrochemischen Theorie und des Dualismus führten.

Universitäts- und
Landesbibliothek Düsseldorf