



DIE DEUTSCHE FERNSCHULE

LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT

VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH · BERLIN/LEIPZIG

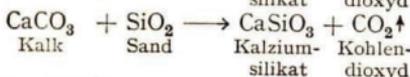
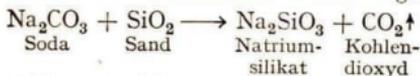
55. Kapitel: Technische Silikate I: Das Glas

A. Lehrgang

[416] Das Glas als Doppelsilikat. In [396] und [397] lernten wir das Wasserglas als Silikat kennen. Diese sirupartige Flüssigkeit steht chemisch dem eigentlichen Glase sehr nahe, das ein Natrium-Kalzium-Doppelsilikat darstellt. Allgemein entstehen Gläser aus Gemischen von Metalloxyden mit Siliziumdioxid durch Aufschmelzen, wenn der Schmelzfluß ohne Kristallisation (glasig-amorph) erstarrt.

[417] Die Rohstoffe zur Glasherstellung. Zur Glasfabrikation brauchen wir als Hauptbestandteile 1. möglichst reinen Sand SiO_2 , 2. Soda (= Natriumkarbonat) Na_2CO_3 und 3. Kalkstein (= Kalziumkarbonat) CaCO_3 . Außerdem werden meist noch etwas Ton (= Aluminiumsilikat), Flußspat (= Kalziumfluorid CaF_2) und Braunstein (MnO_2) zugesetzt. Die chemische Zusammensetzung der einzelnen Bestandteile zeigt uns schon ihre Bedeutung und Aufgabe.

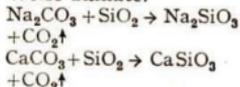
In [396] war davon die Rede, daß durch Erhitzen von Sand mit konzentrierter Kali- oder Natronlauge Wasserglas entsteht. Bei der Glasfabrikation übernehmen Soda und Kalk die Rolle der Laugen. Das Siliziumdioxid tritt chemisch an die Stelle des Kohlendioxids der Soda und des Kalkes, wobei sich aus den Karbonaten Silikate bilden. Die chemischen Umsetzungen entsprechen etwa den chemischen Gleichungen:



B. Kurzfassung

Gläser entstehen aus den Schmelzflüssen von Metalloxyden mit Siliziumdioxid, wenn diese ohne Kristallisation erstarren. Das Normalglas ist ein Natrium-Kalziumdoppelsilikat.

Die hauptsächlichsten Rohstoffe für die Glasherstellung sind Sand, Soda und Kalk. Beim Zusammenschmelzen dieser Bestandteile wird das Kohlendioxid der Soda und des Kalkes durch Siliziumdioxid ersetzt. Aus den Karbonaten werden auf diese Weise Silikate.



[418] **Die Herstellung des Glasflusses.** Die einzelnen Bestandteile werden sehr fein gepulvert, sorgfältig abgewogen und vermischt. Meist werden dem fertigen Glassatz noch 20–30% Glasscherben zugesetzt, wodurch der anfallende Bruch und das Altmaterial zur Rohstoffeinsparung in den Fabrikationsgang einbezogen werden.

In Glashütten älterer Bauart wird dieser Glassatz in Bottiche aus feuerfester Schamotte von verschiedener Form und Größe eingefüllt, die als „Glashäfen“ bezeichnet werden. Die modernen Glashütten schmelzen den Glassatz in großen Wannenöfen, die mit Generatorgas beheizt werden. Die Öfen sind mit Wärmespeichern ausgerüstet, in denen die Verbrennungsluft und die Heizgase vorgewärmt werden. In den Wannenöfen (Abb. 140) befinden sich meist zwei bis drei Wannen

Die einzelnen Bestandteile werden vor der Verarbeitung fein gemahlen, abgewogen und vermengt.

Der Glassatz wird in Öfen älterer Bauart in Glashäfen aufgeschmolzen, oder er durchläuft in den Wannen moderner Glaswannenöfen die Stadien des Einschmelzens, des Klärens und des Verarbeitens. Die Wannenöfen werden mit Generatorgas beheizt und sind mit Wärmespeichern gekoppelt. Die Wannen arbeiten kontinuierlich und werden am hinteren Ende

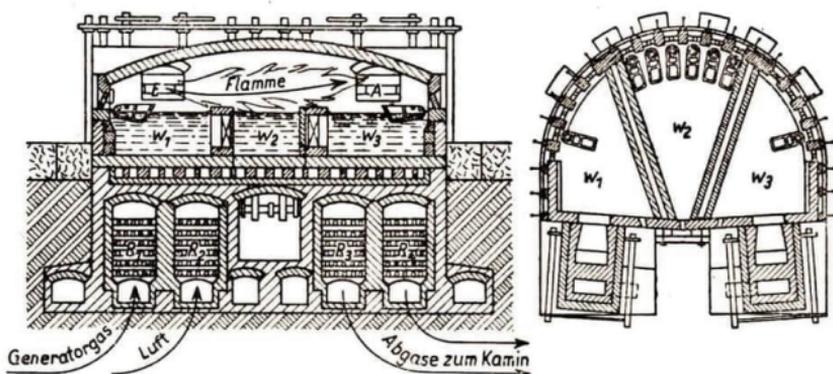


Abb. 140. Vertikaler und horizontaler Schnitt durch einen Wannenofen mit Siemensschen Wärmespeichern. W_1 , W_2 und W_3 : drei Schmelzwannen; $R_1 - R_4$: vier Siemenssche Wärmespeicher.

nebeneinander, damit gleichzeitig mehrere Glassorten geschmolzen und verarbeitet werden können. In kurzen Zeitabständen wird am hinteren Ende der Wannen neuer Glassatz in dem gleichen Maße eingefüllt, wie am vorderen Ende der Wanne der fertige Glasfluß verarbeitet wird. Während der Glassatz im hinteren Teil der Wanne aufgeschmolzen wird, macht er im mittleren Teile eine Klärung durch und wird am vorderen Ende als zähflüssiger, blasenfreier Schmelzfluß entnommen.

im gleichen Maße neu beschickt, wie am vorderen Ende der Glasfluß entnommen wird.

[419] **Die Wirkung der Siemensschen Wärmespeicher.** Das Generatorgas tritt durch den Regene-

Um die Wärme der heißen Abgase auszunutzen

rator¹⁾ 1 ein, der mit einem Gitterwerk aus feuerfesten Ziegeln ausgemauert ist, während die Luft durch den Regenerator 2 einströmt (Abb. 140). Gas und Luft werden durch die erhitzten Ziegel der Regeneratoren vorgewärmt, treten bei *E* in den Wannenraum ein, mischen sich und brennen ab. Die Flamme erhitzt den Glassatz von oben her. Die heißen Verbrennungsgase entweichen bei *A*, durchströmen die Regeneratoren 3 und 4 und wärmen deren Gitterwerk vor. Nach etwa 1/2 Stunde wird durch Umschalten der Ventile der Gas- und Luftstrom durch *R* 3 und *R* 4 geleitet, während die heißen Abgase *R* 1 und *R* 2 vorwärmen.

Durch das Vorwärmen der Heizgase und der Frischluft wird die Ofentemperatur um mehrere hundert Grad gesteigert. Daher arbeiten viele Öfen, besonders in der Glas-, Tonwaren- und Metallindustrie nach der *Regenerativfeuerung* von Siemens.

[420] **Glas ist eine feste Lösung.** Beim Schmelzen des Glassatzes lösen sich in dem Silikatgemisch ([416] und [417]) die Aluminiumsilikate, wobei der Flußspat das Schmelzen befördert und den Glasfluß genügend dünnflüssig macht. Braunstein MnO_2 (= Manganperoxyd) dient als Entfärbungsmittel; er hellt die durch Eisen(3)-oxyd verursachte gelbe Färbung des Silikatflusses auf, indem er die Komplementärfarbe zur Eisenfärbung liefert.

Alle geschmolzenen Silikatgemische kristallisieren sehr träge. Beim langsamen Erkalten ordnen sich die Moleküle zu kleinen Kristallen, wie z. B. bei der Lava und beim Basalt. Bei sehr langsamer Abkühlung bilden sich z. T. größere Kristalle, wie beim Porphyr, oder das ganze Gestein erscheint grobkristallin, wie z. B. das Tiefengestein Granit (Abbildungen 12 und 13 im Brief 12, Seite 134).

Bei schneller Abkühlung von Silikatschmelzflüssen bilden sich keine Kristalle aus. Es entsteht eine nichtkristalline, amorphe Masse, welche den Charakter einer Lösung beibehält. Die einzelnen Teilchen sind zwar nicht gegeneinander beweglich, aber sie sind auch nicht wie beim festen Stoff in einem Raumgitter angeordnet. Man faßt daher das Glas als *feste Lösung* auf.

und durch sie die Ofentemperatur um mehrere hundert Grad zu steigern, werden die Glaswannenöfen nach der Siemensschen Regenerativfeuerung beheizt. Die Abgase erhitzen in den Regeneratoren ein Gitterwerk aus feuerfesten Ziegeln, das dann die aufgespeicherte Wärme an die Heizgase und die Frischluft weitergibt.

Der Flußspatzusatz befördert das Schmelzen des Glasflusses, während der Braunstein den Glasfluß entfärbt.

Bei sehr langsamer Abkühlung ordnen sich die Moleküle geschmolzener Silikatgemische zu großen Kristallen zusammen (Granitgefüge), bei schnellerer Abkühlung erstarren sie feinkristallin (Basaltgefüge).

Erstarren die Schmelzflüsse sehr schnell, so bilden sie nichtkristalline Massen, die den Charakter einer Lösung beibehalten und als feste Lösungen bezeichnet werden. Ihre Einzelteilchen sind gegeneinander nicht mehr beweglich.

Das Glas hat keinen festen Schmelzpunkt. Beim Abkühlen des Glasflusses wird ein wachweiches Zwischen-

¹⁾ regenerare (lat.) = wiederherstellen; hier im Sinne von rückgewinnen

Das Glas hat keinen festen Schmelzpunkt, sondern erweicht beim Erhitzen ganz langsam. Beim Übergang in den festen Zustand durchläuft der zunächst dünnflüssige Glasfluß ein wachsweches Zwischenstadium, in dem das Glas bequem geformt und gepreßt werden kann.

stadium erreicht, in dem das Glas bequem geformt, gepreßt und geschweißt werden kann.



Abb. 141. Glasbläser beim Blasen eines Kolbens. Im Hintergrunde wird Glasfluß mit der Glasbläserpfeife aus dem Schmelzofen entnommen. Der Kolben wird in eine zweiteilige, zuklappbare Hohlform hineingeblasen.

56. Kapitel: Die Verarbeitung des Glases

A. Lehrgang

[421] **Das Blasen des Glases.** Die älteste und wichtigste Form der Verarbeitung ist das Blasen des Glases. Der Glasbläser verwendet hierzu ein $1\frac{1}{2}$ m langes eisernes Rohr, die Pfeife, die mit Holzmantel und Holzmundstück versehen ist. Durch Eintauchen der Pfeife in den Glasfluß entnimmt er dem Ofen die glühende, zähflüssige Glasmasse (Abb. 141). Unter ständigem

B. Kurzfassung

Gläserne Hohlkörper werden durch Blasen geformt. Der Glasbläser entnimmt den Glasfluß mit der eisernen Pfeife und bläst ihn unter ständigem Drehen der Pfeife zur Birnenform auf.

Drehen der Pfeife um ihre Längsachse bläst er die Glasmasse auf, schwenkt sie, senkt den birnenförmigen Hohlkörper in eine geöffnete Form und bläst ihn so weit auf, bis er die geschlossene Form vollständig ausfüllt. Nach dem Wiederöffnen der Form wird der Flaschenhals durch einen Wassertropfen von der Pfeife abgesprengt und das Hohlglas im Kühllofen sehr langsam abgekühlt.

Heute werden nur noch große Ballons und hochwertige Hohlgläser in dieser Weise geblasen. Bei den Massenartikeln verdrängte die Maschine weitgehend die Handarbeit. Die Blasmachine von Owens (seit 1900) stellt bei einer Bedienung durch 6 Mann in 24 Stunden bis 100 000 Flaschen her, zu deren Fabrikation der geübteste Glasbläser etwa 10 Monate brauchen würde.

[422] **Das Ziehen des Glases.** Glasstäbe und Glasröhren werden gezogen, indem zwei Glasbläser auf 20 bis 30 m langen Bahnen zwischen sich die glühende Glasmasse zu einem mehr oder weniger dünnen Glasfaden ausziehen. Beim einseitigen Einblasen von Luft entsteht aus dem Glasstab eine Glasröhre (Abb. 142).

Zur Herstellung von Fensterscheiben wurden früher große, walzenförmige Hohlkörper geblasen und aus ihnen Hohlzylinder hergestellt, die dann in der Längsrichtung aufgeschnitten und zu Platten gestreckt wur-



Abb. 142. Glasbläser beim Ziehen von Glasröhren. Der wachsweiche Übergangszustand des Glasflusses ermöglicht die ausgeprägte Streckung. Durch das Einblasen von Luft in den Glasfluß wird aus dem massiven Glasstab eine Glasröhre.

Diese wird in eine Hohlform eingesenkt und weiter aufgeblasen, bis sie die Form ausfüllt.

Massenartikel werden seit 1900 mit der Owensschen Blasmachine hergestellt, die in 24 Stunden bis zu 100 000 Flaschen liefert.

Durch Ziehen des Glasflusses entstehen Glasröhren und Glasstäbe. Der Hohlraum der Glasröhren wird hierbei durch einseitiges Einblasen von Luft erzeugt.

Die Fensterscheiben werden in Ziehmaschinen hergestellt, in denen ein mit Schlitz versehener feuerfester Rahmen in die flüssige Glasmasse eingedrückt wird. Ein Glasband hebt sich aus dem Schlitz heraus und wird zwischen Walzen nach oben geführt.

den. Heute werden die Fensterscheiben in Ziehmaschinen geformt, indem ein feuerfester Rahmen mit einem schmalen, langen Schlitz in die flüssige Glasmasse eingedrückt wird. Hierdurch wird ein Glasband aus dem Schlitz herausgepreßt, zwischen Walzen nach oben geführt und nach dem Erstarren in Scheiben zerschnitten (Abb. 143 und 144).

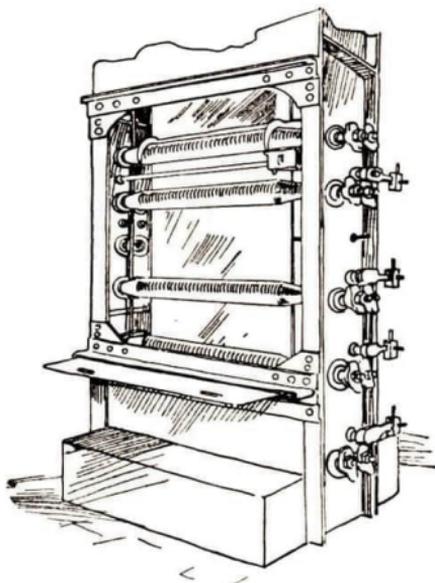


Abb. 143. Tafelglasziehmaschine. Blick auf den offenen Teil des Ziehschachtes, in dem durch Walzen die glühende Glastafel nach oben befördert wird.

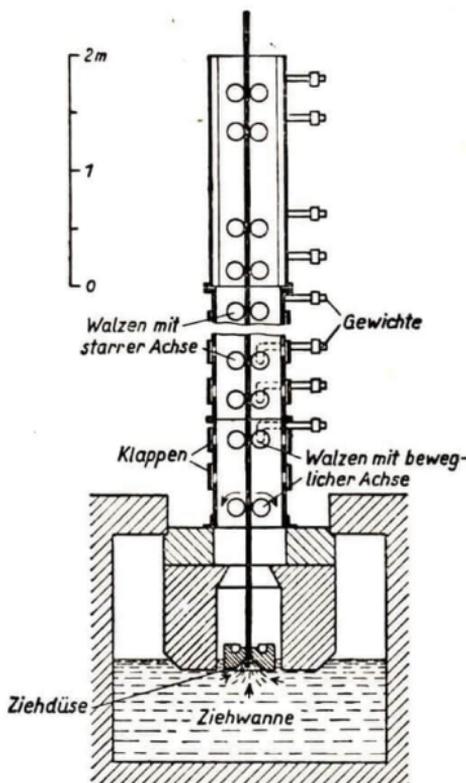


Abb. 144. Technischer Schnitt durch die Tafelglasziehmaschine mit Ziehduüse und Ziehwanne.

[423] **Das Gießen und Pressen.** Dicke und große Spiegelglasscheiben werden auf eisernen Gießtischen gegossen, wobei die richtige Stärke durch Walzen hergestellt wird, welche in die erstarrenden Scheiben auch Muster einprägen können. Nach dem Gießen werden die Spiegelglasscheiben auf beiden Seiten geschliffen und poliert.

Spiegelglasscheiben werden auf eisernen Tischen gegossen und dann auf beiden Seiten geschliffen und poliert.

Flach gestaltete Glasgeräte, wie Teller und Schüsseln, werden in großen Stempelpressen hergestellt, in denen der Glasfluß in Formen hineingepreßt wird. Der hierzu verwendete Glasfluß enthält häufig Zusätze von Bleisilikat, wodurch der Glanz und das Lichtbrechungsvermögen des Preßglases zunehmen. Besonders bleihaltig sind die dicken Kristallgläser, die nach dem Erstarren durch Schlißflächen verziert werden.

[424] **Buntgläser.** Farbige Gläser entstehen durch Zusätze von Schwermetallverbindungen. Sie alle kennen das gewöhnliche Flaschenglas, das durch Verunreinigungen des Sandes mit Eisenverbindungen von Natur aus grün oder gelbbraun gefärbt ist. Kupfer- und Chromverbindungen färben den Glasfluß leuchtend grün. Tiefblaue Gläser enthalten Kobaltoxyd. Violette Farbtöne entstehen durch Braunstein. Rubingläser enthalten Gold in feinsten Verteilung. Bei den Überfanggläsern werden mehrere verschieden gefärbte Glasschichten gemeinsam verblasen. Beim nachträglichen Schleifen tritt an den Schlißflächen der helle oder anders gefärbte Untergrund zutage; so werden z. B. die mehrfarbigen Vasen hergestellt.

[425] **Spezialgläser.** Auch der Zusammensetzung nach unterscheidet man viele Glassorten. Das gewöhnliche Fensterglas ist ein ziemlich leicht schmelzbares Natronkalkglas. Für chemische Geräte, die stark erhitzt werden und deshalb schwer schmelzbar sein müssen, z. B. auch für Lampenzylinder, verwendet man Kalikalkglas (= Böhmisches Glas). Kalibleigläser bilden das bereits erwähnte Kristallglas und das für optische Zwecke verwendete Flintglas. Um die optischen Gläser frei von Blasen und Schlieren zu machen, werden sie einem besonderen Feinkühlverfahren unterworfen, das oft 4–6 Wochen dauert. Berühmt und bekannt sind die Erzeugnisse der Firma Schott und Genossen in Jena.

Ein Bor-Tonerde-Glas ist das „Jenaer Glas“, in dem ein Teil des Siliziumdioxids durch Bor- und Aluminiumoxyd ersetzt ist. Das Boroxyd verringert den Ausdehnungskoeffizienten des Glases und damit die Empfindlichkeit gegen plötzliche Temperaturunterschiede. Das Aluminiumoxyd setzt die Sprödigkeit herab. Jenaer Glas wird zur Herstellung von Laboratoriumsgeräten und Haushaltgeschirr verwendet.

Durch Stempelpressen wird der Glasfluß in Formen gepreßt. So entstehen die flach gestalteten gläsernen Gebrauchsgegenstände.

Ein Zusatz von Bleisilikat erhöht Glanz und Lichtbrechungsvermögen des Preßglases

Farbige Gläser entstehen durch Zusatz von Schwermetallverbindungen. Verunreinigungen des Sandes mit Eisenverbindungen erzeugen die grüne bis braune Farbe des gewöhnlichen Flaschenglases. Bei den Überfanggläsern werden verschieden gefärbte Glasschichten gemeinsam verblasen.

Als Fensterglas dient das leicht schmelzende Natronkalkglas, während das Kalikalkglas schwer schmelzbare Gläser liefert.

Kalibleigläser sind das Kristallglas und das Flintglas.

Jenaer Glas ist ein Bor-Tonerde-Glas, das gegen Temperaturunterschiede unempfindlich ist und im Laboratorium und im Haushalt viel verwendet wird.

Auch der Emailüberzug der Eisengeschirre ist ein Glas, und zwar ein Bleiborsäuresilikat.

Quarzglas wird durch Schmelzen von reinem Siliziumdioxid im elektrischen Ofen hergestellt und hält auch schroffen Temperaturwechsel aus.

Der Emailüberzug eiserner Gebrauchsgeschirre ist ein Bleiborsäuresilikat, das durch Zinnoxid undurchsichtig gemacht und durch Schwermetalloxyde gefärbt ist. Das Quarzglas ist reines, amorphes Siliziumdioxid und unterscheidet sich somit in seiner chemischen Zusammensetzung wesentlich von allen übrigen Gläsern. Es wird im elektrischen Ofen durch Schmelzen von Bergkristall gewonnen, hält selbst schroffem Temperaturwechsel stand und ist für ultraviolette Strahlen durchlässig.

[426] Geschichte und Bedeutung des Glases. Das Glas ist einer der ältesten chemisch aufgebauten Werkstoffe der Menschheit. Bereits in den Gräbern Ägyptens finden wir bunte Glasperlen und Glasgeräte, deren Alter mit etwa 5000 Jahren angenommen werden muß. In Rom begann man mit der Herstellung kunstgewerblicher Gläser zu Beginn unserer Zeitrechnung. In Deutschland hingegen wurde die Herstellung des Glases erst im Mittelalter betrieben. Der Preis des Glases war damals außerordentlich hoch, da der Rohstoff Soda in der Natur nur spärlich vertreten ist, großtechnisch damals noch nicht hergestellt werden konnte und somit den Preis des Glases ungünstig beeinflusste. Glasfenster gehörten noch im Mittelalter zu den Seltenheiten. Erst im 16. Jahrhundert trat eine allgemeine Preissenkung für Gläser ein, die es weiten Kreisen ermöglichte, Fensterscheiben zu verwenden. Zum wirklichen Massenartikel wurde das Glas erst im 18. Jahrhundert, nachdem es gelungen war, aus Kochsalz Soda herzustellen. Im Verlaufe des 19. Jahrhunderts wurde die Glasherstellung wesentlich weiter entwickelt, als die alten, Holzgefeuerten Hafenoöfen durch die Glaswannenöfen mit Siemenscher Regenerativfeuerung ersetzt wurden und Blasmaschinen, Ziehmaschinen und Stempelpressen die Glasherstellung weitgehend mechanisierten. Die hohe Entwicklung der naturwissenschaftlichen Forschung in unserem Jahrhundert wäre ohne den Werkstoff Glas undenkbar gewesen, denn die komplizierten Linsensysteme unserer Mikroskope und Fernrohre, die Lupen und die photographischen Objektive bildeten die Voraussetzung exakter naturwissenschaftlicher Beobachtungen. Aber auch für den Haushalt ist Glas ein unentbehrlicher Werkstoff, denken wir nur an Fensterscheibe und elektrische Glühbirne, an Spiegel und Flasche, an Thermometer und Email.

Glas ist einer der ältesten Werkstoffe der Menschen, der chemisch aufgebaut worden ist. Schon vor 5000 Jahren stellten die Ägypter bunte Gläser her. Im alten Rom diente das Glas hauptsächlich zur Herstellung kunstgewerblicher Gegenstände. In Deutschland wurde die Glasherstellung erst im Mittelalter eingeführt. Der hohe Preis der Glaserzeugnisse hinderte lange ihre allgemeine Verwendung. Erst als es gelang, aus Kochsalz den Rohstoff Soda zu gewinnen, war der Weg für die Massenproduktion von Glasgegenständen und Fensterscheiben freigemacht.

Die gläsernen Linsensysteme der Mikroskope, der photographischen Optik und der Fernrohre schufen die Grundlage exakter naturwissenschaftlicher Beobachtung und Forschung. Und auch für den Haushalt ist das Glas zum unentbehrlichen Werkstoff geworden.

[427] **Soda als Naturprodukt und Industrieerzeugnis.** Die wichtigsten Rohstoffe zur Glasbereitung sind Sand, Soda und Kalkstein [417]. Den Rohstoff Siliziumdioxid lernten wir bereits im 52. bis 54. Kapitel in seinem chemischen Verhalten kennen. Nunmehr ist es unsere Aufgabe, uns auch mit den beiden anderen Rohstoffen, der Soda und dem Kalk, näher zu beschäftigen. In [426] lernten Sie bereits, daß das Fehlen von Soda die Glasfabrikation früher sehr ungünstig beeinflusste.

Natriumkarbonat Na_2CO_3 ist in der Natur nicht häufig anzutreffen; wir finden es vor allem in den Natronseen Kaliforniens und Ostafrikas und als Bodenausblüfung in den Salzsteppen am Kaspischen Meer. Früher wurde das Natriumkarbonat durch Veraschen von Salzsteppen- und Seestrandpflanzen und auch von Tangen des Meeres gewonnen, so z. B. in größerem Umfange an der spanischen Küste. Nach dem Verbrennen der getrockneten Tange laugte man deren Asche mit Wasser aus und gewann die Soda durch Auskristallisation aus der Lösung. Al kali (arabisch), „das Ausgelaugte“, nannte man seit dem frühen Mittelalter die Soda, die wegen der basischen Reaktion ihrer Lösung zum Waschen von Garnen und Geweben diente und mit steigender Baumwollverarbeitung in immer größeren Mengen gebraucht wurde. Die Basenreaktion bezeichnet man nach dem arabischen Namen der Soda auch als alkalische Reaktion, die alkalisch reagierenden Stoffe als Alkalien und die Metalle Natrium und Kalium, welche die stärksten Basenbildner unter den Metallen sind, als Alkalimetalle.

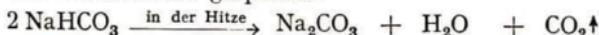
Die großtechnische Herstellung der Soda begann mit dem Jahre 1790, als der französische Chemiker Leblanc ein Verfahren zur Sodagewinnung aus Kochsalz und Schwefelsäure ausarbeitete. Das Leblanc-Verfahren wurde später durch das Ammoniak-Soda-Verfahren völlig verdrängt, das 1866 durch den belgischen Chemiker Solvay eingeführt wurde. Fast die gesamte Sodaproduktion der Welt wird heute nach diesem Solvay-Verfahren hergestellt.

Soda oder Natriumkarbonat findet sich in den Natronseen Kaliforniens und Ostafrikas und als Ausblüfung in Salzsteppen (Kaspisee). Früher wurde Soda durch Veraschen von Tangen und Auslaugen der Aschen gewonnen. Die großtechnische Herstellung der Soda begann 1790 nach dem Leblanc-Verfahren aus Kochsalz und Schwefelsäure. Dieses Verfahren wurde später durch das 1866 entwickelte Solvay-Verfahren verdrängt, das von Kochsalz und Ammoniumbikarbonat ausgeht.

[428] **Das Ammoniak-Soda-Verfahren.** Das Solvay-Verfahren geht vom Kochsalz aus, das sich mit Ammoniumbikarbonat NH_4HCO_3 zu Natriumbikarbonat und Ammoniumchlorid umsetzt:

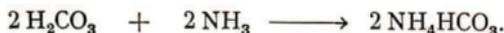


Das sich bildende Natriumbikarbonat ist in Wasser schwer löslich, während Ammoniumchlorid zu den leicht löslichen Salzen gehört. Beide Salze kann man daher leicht durch Verdampfen des Lösungsmittels trennen. Anschließend wird das abgetrennte Natriumbikarbonat durch starkes Erhitzen in Natriumkarbonat und Kohlensäure gespalten:



Das Glühen des Natriumbikarbonats bezeichnet man als „Kalzinieren“¹⁾. Es entsteht die wasserfreie Soda von der Formel Na_2CO_3 , die man auch als *kalzinierte Soda* bezeichnet.

[429] **Die Einzelreaktionen des Ammoniak-Soda-Verfahrens.** In der Praxis wird eine gesättigte Kochsalzlösung (häufig geht man von Sinkwerksole [108] aus) zunächst mit Ammoniak und dann mit Kohlendioxyd gesättigt. Das Kohlendioxyd bildet mit dem Lösungswasser Kohlensäure, welche mit Ammoniak die Additionsverbindung [254] Ammoniumbikarbonat bildet:



Das Ammoniumbikarbonat reagiert mit dem Natriumchlorid unter Austausch von Natrium gegen Ammonium:



Beim anschließenden Glühen geht das Natriumbikarbonat in Natriumkarbonat über, wobei Kohlendioxyd frei wird:



Das entstehende Kohlendioxyd wird in neue Sinkwerksole eingeleitet (Reaktion 1), so daß es im Fabrikationsgange einen Kreislauf vollzieht. Das außerdem noch erforderliche Kohlendioxyd wird durch Brennen von Kalk gewonnen und ebenfalls der Anfangsreaktion zugeführt:

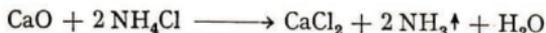


¹⁾ calx (lat.) = Kalkstein

Im Ammoniak-Soda-Verfahren nach Solvay setzt sich Natriumchlorid mit Ammoniumbikarbonat unter Austausch von Na gegen die Ammoniumgruppe in Natriumbikarbonat und Ammoniumchlorid um. Beide Endprodukte werden infolge ihrer verschiedenen Löslichkeit leicht durch Verdampfen des Lösungsmittels getrennt. Beim Glühen spaltet sich das Natriumbikarbonat in Soda und Kohlensäure, welche weiter in ihre Bestandteile zerfällt.

Man geht in der Praxis von Sinkwerksole aus, in die Ammoniak und Kohlendioxyd eingeleitet werden. Das Kohlendioxyd bildet mit dem Lösungswasser Kohlensäure, die sich mit Ammoniak zu Ammoniumbikarbonat umsetzt. Zwischen dem Bikarbonat und dem Natriumchlorid findet ein Austausch der Säurereste statt. Das beim Glühen des Natriumbikarbonats abfallende Kohlendioxyd wird wieder der Anfangsreaktion zugeleitet und das im Ammoniumchlorid gebundene Ammoniak durch Reaktion mit gebranntem Kalk zurückgewonnen. So wird der Verbrauch an Kohlendioxyd im Solvay-Verfahren wesentlich herabgesetzt und ein Verbrauch an Ammoniak nahezu vermieden.

Hierbei entsteht gebrannter Kalk CaO , der zur Rückgewinnung des kostbaren Rohstoffes Ammoniak aus dem Nebenerzeugnis Ammoniumchlorid der zweiten Reaktion dient:



Das entstehende Ammoniakgas wird sofort wieder der Anfangsreaktion zugeleitet, so daß auch das Ammoniak in der Sodafabrik einen Kreislaufprozeß durchmacht. Nur der prozentual geringe Schwund muß durch neues Ammoniak ersetzt werden.

[430] Rückblick. Betrachten wir das Ammoniak-Soda-Verfahren als Ganzes, so werden als Rohstoffe Kochsalz und Kalk verbraucht, während an Endprodukten Soda und Kalziumchlorid anfallen. Ein oberflächlicher Betrachter könnte das Verfahren also durch die einfache Gleichung formulieren:



In Wirklichkeit verläuft in wässriger Lösung der Vorgang gerade in umgekehrter Richtung (\longleftarrow), indem sich das Natriumkarbonat mit dem Kalziumchlorid chemisch zu Kalk und Kochsalz umsetzt. Die chemische Technik muß in solchen Fällen zu Hilfsreaktionen greifen, um dem Gesamtverlauf der Reaktion die gewünschte Richtung zu geben. Das Ammoniak-Soda-Verfahren ist auch in anderer Hinsicht noch interessant. Es ist das Musterbeispiel für eine Reaktionsserie, in der nahezu alle anfallenden Nebenprodukte wieder in den Fabrikationsgang einbezogen werden. Jedes Nebenprodukt, das nicht wieder verwendet wird oder das unverkäuflich ist, verteuert die Herstellungskosten des Hauptproduktes und bietet außerdem oft große Schwierigkeiten, die in seiner Beseitigung liegen.

[431] Die Eigenschaften der Soda. Die im Solvay-Verfahren entstehende Soda hat die Formel Na_2CO_3 . Dieses Natriumkarbonat ist ein weißes Pulver, das unter dem Namen „kalzinierte Soda“ in den Handel kommt.

● Versuch 199: Lösungswärme. *Lösen Sie kalzinierte Soda in Wasser auf, und stellen Sie vor und nach dem Versuch die Temperatur des verwendeten Lösungswassers fest!*

Da das Ammoniakgas und teilweise das Kohlendioxydgas Kreislaufprozesse im Fabrikationsgang des Ammoniak-Soda-Werkes durchmachen, treten sie beim Betrachten der notwendigen Ausgangsprodukte und der entstehenden Endprodukte gleichungsmäßig nicht in Erscheinung (Summengleichung des Vorganges). Das Ammoniak-Soda-Verfahren ist ein Schulbeispiel dafür, wie die chemische Industrie bestrebt ist, ohne Verluste durch Abfallprodukte zu arbeiten.

Die wasserfreie oder kalzinierte Soda löst sich unter starker Wärmeentwicklung in Wasser. Ihre wässrige Lösung reagiert stark basisch. Salze bilden stets basisch reagierende Lösungen, wenn ihre Moleküle aus dem Metall einer starken Base und dem Säurerest

- Versuch 200: Reaktion der Sodalösung. *Prüfen Sie Sodalösung mit Lackmuspapier auf ihre Reaktion!*
- Versuch 201: Reaktion der Kochsalzlösung. *Prüfen Sie mit Lackmuspapier die Reaktion der Kochsalzlösung!*
- Versuch 202: Auskristallisation der Soda. *Stellen Sie eine konzentrierte Lösung von kalzinierter Soda her! Gießen Sie die Lösung in eine Kristallisierschale, und lassen Sie das Wasser allmählich verdampfen!*

Versuch 199 zeigt Ihnen, daß kalzinierte Soda sich unter starker Erwärmung in Wasser löst. Die Lösung besitzt eine ausgesprochen basische Reaktion (Versuch 200) und bläut rotes Lackmuspapier. Wir begegnen hier also einem Salz, dessen Lösung nicht neutral reagiert, wie z. B. die Lösung des Kochsalzes (Versuch 201). Das Natriumkarbonat-Molekül besteht aus dem Metall Natrium, das die starke Natronlauge bildet, und aus der Karbonatgruppe (CO_3), welche der schwachen Kohlensäure angehört. Allgemein zeigen alle Salze, deren Moleküle aus dem Metall einer starken Base und dem Säurerest einer schwachen Säure bestehen, in wässriger Lösung Basenreaktion, weil die Baseneigenschaften überwiegen. Eine Erklärung für diese Tatsache werden Sie im nächsten Lehrbrief kennenlernen. Das Kochsalzmolekül besteht aus dem Metall einer starken Base (Na) und dem Säurerest einer starken Säure (Cl); Basen- und Säurewirkung heben sich in der wässrigen Lösung auf, so daß Kochsalzlösung neutral reagiert.

Beim Verdampfen des Lösungswassers in Versuch 202 scheidet sich nicht das weiße Pulver aus, das wir gelöst haben. Es bilden sich vielmehr große, wasserhelle Kristalle von der Formel $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$. Dieses kristallisierte Natriumkarbonat bezeichnet man als *Kristallsoda*. Bei der Auskristallisation hat sich jedes Molekül Natriumkarbonat mit 10 Molekülen Kristallwasser [156] vereinigt.

Die Soda ist ein wichtiges Produkt der chemischen Großindustrie. Sie wird in großen Mengen in der Glasfabrikation und in den Seifenfabriken verbraucht. Wegen ihrer laugenartigen Eigenschaften wird die Soda im Haushalt (Aufwaschwasser) und in der Technik (Wäscherei, chemische Reinigung) zum Waschen von Garnen und Geweben viel verwendet.

einer schwachen Säure zusammengesetzt sind. Nur wenn etwa gleichstark basenbildende und säurebildende Bestandteile im Molekül vereinigt sind, zeigt die Salzlösung neutrale Reaktion (z. B. Kochsalzlösung, da NaCl aus dem stark basenbildenden Na und dem Säurerest der starken Salzsäure besteht).

Aus wässriger Lösung scheidet sich die Soda als Kristallsoda aus, deren Formel $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ist. Die Soda ist ein wichtiges Produkt der chemischen Großindustrie. Sie wird bei der Glas- und Seifenherstellung viel gebraucht und dient wegen ihrer basisch reagierenden Lösung zum Waschen und Reinigen von Geweben.

[432] **Kaliumkarbonat.** Das Kaliumkarbonat, das nach dem alten Herstellungsverfahren durch Veraschen von Holz und Auslaugen der Asche in Töpfen auch Pottasche¹⁾ genannt wird, hat die Formel K_2CO_3 . Man stellt die Pottasche heute meist aus Kalilauge her. Die Kalilauge gewinnt man durch Elektrolyse einer Kaliumchloridlösung (siehe Elektrolyse der Kochsalzlösung [116]) und leitet in die entstandene Kalilauge Kohlendioxyd ein:



Man spricht dann von einer Karbonisierung²⁾ der Kalilauge (= Karbonatbildung).

Kaliumkarbonat ist ein weißes, hygroskopisches [182] Pulver, das den Wasserdampf der Luft anzieht und zerfließt. In Wasser löst es sich sehr leicht. Die Lösung reagiert basisch [431]. Die Hauptverbraucher des Kaliumkarbonats sind die Seifenfabriken (Herstellung von Schmierseife) und die Glashütten (Gewinnung von Kaligläsern [425]).

Kaliumkarbonat oder Pottasche hat die Formel K_2CO_3 . Man gewinnt sie durch Einleiten von Kohlendioxyd in Kalilauge, die durch Elektrolyse einer Kaliumchloridlösung hergestellt wird. Kaliumkarbonat ist ein weißes, hygroskopisches Pulver, das sich leicht in Wasser mit basischer Reaktion löst. Es wird zur Herstellung der Schmierseifen und der Kaligläser industriell verbraucht.

58. Kapitel: Kalziumkarbonat

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[433] **Kalziumkarbonat.** Auskristallisiert bildet das Kalziumkarbonat in der Natur große Kalkspatkristalle. Sie haben die Eigenart, einen einfallenden Lichtstrahl in zwei polarisierte Lichtstrahlen zu zerlegen, welche verschieden stark gebrochen werden. Wenn man eine Schrift oder einen Gegenstand durch einen solchen Kristall betrachtet, so erscheinen alle Konturen doppelt. Man nennt daher den Kalkspat auch Doppelspat. Meist tritt das Kalziumkarbonat in der Natur in den Erscheinungsformen des Kalksteins, des Marmors und der Kreide auf. Der Kalkstein ist ein Kalziumkarbonat, das hauptsächlich durch Ton verunreinigt ist. Bei starkem Tongehalt des Steines spricht man von Kalkmergel bzw. Mergel. Der Marmor ist ein sehr reines Kalziumkarbonat, das feinkristalline Struktur hat; er besteht aus deutlich erkennbaren Kalkspatkristallen, die untereinander verwachsen sind. Die Kreide ist eine

Kalziumkarbonat kristallisiert als Kalkspat aus, der die Erscheinung der Doppelbrechung zeigt (Doppelspat). Meist findet sich das Kalziumkarbonat in der Natur als Kalkstein, Marmor und Kreide. Der Kalkstein ist meist durch Ton verunreinigt; bei starkem Tongehalt spricht man von Kalkmergel bzw. Mergel. Der Marmor hat kristalline Struktur und besteht aus kleinen, miteinander verwachsenen Kalkspatkristallen. Die Kreide hat erdige Struktur; sie ist vorwiegend aus den

¹⁾ Pott (niederdeutsch) = Topf

²⁾ carbo (lat.) = Kohle; Karbonisierung = Karbonatbildung

erdige, weiche Masse. Sie bildet die Steilküsten der Insel Rügen und der französischen und englischen Kanalküste. Die Kreide besteht vorwiegend aus den Schalenresten winziger Meerestiere, die sich nach dem Absterben der Tiere auf dem Grunde des Meeres in dicken Schichtenpaketen absetzten.

Schalenresten winziger Meerestiere zusammengesetzt.

[434] **Die Verwitterung des Kalksteines in der Natur.** Der Versuch 186 zeigte Ihnen schon, daß Kalziumkarbonat durch Kohlensäure gelöst werden kann. Dieser Lösungsvorgang vollzieht sich vielfältig in allen Kalkgebirgen. Aus dem in reinem Wasser nahezu unlöslichen Kalk bildet sich bei Gegenwart von kohlendioxidhaltigem Wasser das lösliche Kalziumbikarbonat aus:



So entstehen die wild zerfressenen Kalkoberflächen im Karst, die man als Karrenbildungen bezeichnet. Einmal gebildete Spalten werden zu Schluchten erweitert; in der Tiefe bilden sich weiträumige Höhlen aus. Ganze Flüsse versinken in den unterirdischen Hohlraum- und Spaltensystemen der Kalkgebirge (so z. B. die Donau bei Immendingen im Schwäbischen Jura) und treten oft erst viele Kilometer entfernt als starke Flußläufe unvermittelt wieder zutage. (Der Blautopf bei Blaubauern ist der 20 m tiefe Quelltopf der Blau, eines Nebenflusses der Donau.) Obgleich sich in 1000 Teilen eines mit Kohlendioxid gesättigten Wassers nur 1 Teil Kalziumkarbonat lösen kann, werden im Laufe geologischer Zeiträume große Gebirgsstöcke durch die lösende Kraft kohlendioxidhaltigen Wassers zerstört (chemische Verwitterung). So führt die Elbe allein aus dem böhmischen Raume jährlich 250 000 Tonnen gelöstes Kalziumkarbonat mit sich fort.

Das in reinem Wasser nahezu unlösliche Kalziumkarbonat wird durch Kohlensäure in das wasserlösliche Kalziumbikarbonat verwandelt. Durch diesen Lösungsvorgang werden die Kalkgebirge zerstört (chemische Verwitterung).

[435] **Hartes und weiches Wasser.** Da in fast jedem Wasser mehr oder weniger Kohlendioxid gelöst ist und Kalk- und Magnesiumverbindungen in der Natur in weiter Verbreitung vorkommen, enthält auch fast jedes Fluß- und Quellwasser mehr oder weniger große Mengen von Kalzium- und Magnesiumsalzen gelöst, die man unter dem Namen „Wasserhärte“ zusammenfaßt. Die Härte des Wassers wird in Härtegraden angegeben, wobei ein Härtegrad die Menge von 1 g CaO in 100 l Wasser bezeichnet, bzw. eine äquivalente Menge von

Fast jedes Wasser enthält gelöstes Kohlendioxid und kommt auf seinem Laufe mit Kalkstein in Berührung. Daher enthalten die meisten Fluß- und Quellwässer auch gelöstes Kalziumbikarbonat. Die im Wasser gelösten Kalk- und Magnesiumsalze (besonders die Bikarbonate und

gelöstem MgO. Ein sehr weiches Wasser mit nur einem Härtegrad weist z. B. die Stadt Gotha auf, die in einer Buntsandsteinlandschaft (SiO_2 !) liegt. Würzburg, in ausgesprochener Kalklage, hat ein Wasser mit 37 Härtegraden.

Die Gesamtwasserhärte setzt sich aus gelösten Bikarbonaten und aus gelösten Sulfaten zusammen. Die Bikarbonate werden beim Erhitzen zur Abgabe von Kohlendioxyd und damit zur Kalkabscheidung (Kesselsteinbildung) gezwungen; man bezeichnet sie daher als „vorübergehende Wasserhärte“. Die Sulfate bleiben auch beim Erhitzen des Wassers in Lösung; sie können nur durch chemische Mittel zur Abscheidung gebracht werden; man bezeichnet daher die gelösten Sulfate auch als „bleibende Wasserhärte“.

Das mit den gelösten Salzen beladene Wasser verteilt sich im Erdboden und wird z.T. von den Wurzelhaaren der Pflanzen aufgesogen; die Pflanzen brauchen die aufgenommenen Salze als Nährstoffe zum Aufbau ihres Körpers. Der größte Teil der gelösten Salze aber wandert mit den Wasserströmen ins Meer.

[436] Ausscheidung von Kalk aus kalter Lösung. Verdunstet kalkhaltiges Wasser, so scheidet sich der Kalkgehalt aus. Sie können diesen Vorgang an alten Brückenbogen beobachten, wo durch kohlendioxydhaltiges Regenwasser der Mörtelkalk aufgelöst wird und die kalkhaltigen Wassertropfen an den Deckengewölben langsam durch Wasserverdunstung Kalk absetzen. Es bilden sich im Laufe der Zeit makaroniartige Kalkzapfen aus.

Die gleiche Bildung zeigt sich in den Höhlen der Kalkgebirge. Da das abtropfende Wasser z.T. verdunstet, setzt sich Kalk an den vorspringenden Stellen der Höhlendecken ab; es entstehen eiszapfenartige Bildungen, die man als Tropfsteine bezeichnet. Die auf dem Höhlenboden aufschlagenden Wassertropfen bauen – ebenfalls durch Wasserverdunstung – schlanke Kalkkegel auf, die im Laufe geologischer Zeiträume mit den herabhängenden Zapfen der Decke zu Kalksäulen zusammenwachsen. Die Höhlenwände, an denen Kalklösungen herabrieseln, überziehen sich allmählich mit tapetenähnlichen Massen von Kalksinter. Die Tropfsteinbildungen sind der märchenhafte Schmuck zahlreicher Höhlen in den Kalkgebirgen. Zu den schönsten deut-

Sulfate) werden als Wasserhärte bezeichnet. Die gelösten Bikarbonate werden beim Erhitzen des Wassers unter Austreiben des Kohlendioxyds als Kalkkruste zur Abscheidung gezwungen; man bezeichnet sie als vorübergehende Wasserhärte. Die gelösten Sulfate bleiben auch beim Erhitzen des Wassers in Lösung und können nur durch chemische Mittel niedergeschlagen werden. Sie bilden die bleibende Wasserhärte.

Beim Verdunsten von kalkhaltigem Wasser setzen sich die gelösten Bikarbonate unter Kohlendioxydabgabe als Kalkkruste ab. Ausbildung von Tropfsteinen in Höhlen; Abscheidung von Kalksinter in Gängen und Spalten.

schen Tropfsteinhöhlen gehören die Baumannshöhle und die Hermannshöhle im Harz, zu den großartigsten Tropfsteinhöhlen Europas die Adelsberger Grotten (Grotten von Postumia) im Karst.

[437] **Ausscheidung des Kalkes aus heißen Lösungen.** Kocht man hartes Wasser, so schlägt sich an der Innenwand des Topfes oder Kessels eine Kalkkruste nieder, die meist durch Eisensalze rotbraun gefärbt ist. Durch den Kochprozeß wird Kohlensäure aus den Bikarbonaten ausgetrieben, wobei der Kalk als „Kesselstein“ ausfällt, ebenso wie er sich an unseren Zähnen als Zahnstein ausscheidet. Der Kesselsteinansatz wirkt sich in der Industrie sehr störend aus. Als wärmeisolierende Schicht erschwert er den Übergang der Hitze vom Kesselblech aufs Wasser (Vergeudung von Brennstoff) und bewirkt ein übermäßiges Erhitzen des Kesselblechs, da das Wasser die Wärme nicht ableitet. Da Kesselstein und Kesselblech eine verschiedene Wärmeausdehnung haben, beulen sich die Kesselwände schließlich aus und reißen. Daher muß das industriell verwendete Wasser vor dem Erhitzen in den Dampfkesseln enthärtet werden [439].

In der Natur zeigt sich die gleiche Abscheidung an heißen Quellen, wo der Kalkabsatz als bräunlich gefärbte Kruste (Eisengehalt) den Boden überzieht. So setzt sich z. B. aus der etwa 70° C heißen Karlsbader Quelle (Tschechoslowakei) der Karlsbader Sprudelstein ab. In das Sprudelwasser gehängte Gegenstände werden in kurzer Zeit von der Kalkbildung überkrustet.

[438] **Kalk als Pflanzen- und Tierausscheidung.** Jede Pflanze braucht zu ihrer Ernährung Kohlendioxyd. Wasserpflanzen entnehmen das Kohlendioxyd dem Gasehalt des Wassers oder, wenn zu wenig CO₂ in gelöster Form vorhanden ist, den gelösten Bikarbonaten. Dann setzt sich auf der Oberfläche der Pflanzen der ausgeschiedene Kalk nieder und überkrustet diese zuletzt vollständig. Die kalküberzogenen Algen sammeln sich nach ihrem Absterben am Grunde der Gewässer und verkitten schließlich zu dem porösen Kalktuff. Aber auch zahlreiche Tiere brauchen den Kalk als Baustoff für Schalen- und Gehäusebildungen oder zur Ausbildung eines Innenskelettes. Untersuchen wir die Kreide unter dem Mikroskop, so entdecken wir, daß sie aus zahllosen Gehäusen von Urtieren besteht, deren

Beim Erhitzen von hartem Wasser wird ebenfalls Kohlensäure ausgetrieben, wodurch sich die gelösten Härtebildner der vorübergehenden Wasserhärte als Kalkkruste abscheiden (Kesselstein). Die Kesselsteinbildung führt zur Zerstörung der Kesselwände, da sie als wärmeisolierende Schicht den Übergang der Hitze vom Kesselblech auf das Wasser erschwert und zuletzt verhindert. Daher muß hartes Wasser vor seiner industriellen Verwendung enthärtet werden. In der Natur zeigt sich die gleiche Kalkabscheidung an heißen Quellen (Karlsbader Sprudelstein).

Die Wasserpflanzen entnehmen das für sie lebensnotwendige Kohlendioxyd dem Gasehalt des Wassers und z. T. auch den gelösten Bikarbonaten. Hierbei scheidet sich auf ihrer Oberfläche eine Kalkkruste ab. (Kalktuffbildungen am Grunde des Wassers.) Zahlreiche Tiere bilden Kalkschalen, -gehäuse und -skelette aus. Bei ihrem Absterben sinken die Schalen- und Gehäusebildungen auf den Mee-

Leib als einfaches Schleimklümpchen die gekammerten Gehäuse einst erfüllte. Nach dem Tode der Tiere sinken die leeren Wohnkammern auf den Meeresgrund (Kreidebildung). Aus zahllosen Muschel- und Schneckenschalen entstand im Laufe geologischer Zeiten der Muschelkalk, in dessen Steilhängen wir heute noch die versteinerten Schalen erkennen; aus Korallenriffen entstanden die Korallenkalke usw. So ist der größte Teil der Kalklager aus tierischen Abscheidungen hervorgegangen.

[439] **Technische Wasserenthärtung.** Das wichtigste Verfahren zur technischen Wasserenthärtung ist das *Kalk-Soda-Verfahren*. Dem harten Wasser werden hierbei Kalziumhydroxyd und Soda zugesetzt. Das Kalziumhydroxyd beseitigt die vorübergehende Härte (= Karbonathärte):



Der Sodazusatz bewirkt ein Ausfällen der bleibenden Härte (= Sulfathärte):



Der in beiden Fällen entstehende Kalkschlamm wird abfiltriert; das sich bildende Natriumsulfat bleibt beim Verdampfen des Wassers als eingedickte Salzlösung zurück.

Die Hausfrau bedient sich zur Wasserenthärtung der Soda, da die Wasserhärte, wie wir später sehen werden, die Seife beim Waschprozeß unwirksam macht.

resgrund und häufen sich dort an. (Bildung der Kreide aus Kalkschalen von Urtierchen, Bildung des Muschelkalkes.)

Das wichtigste Verfahren zur technischen Wasserenthärtung ist das Kalk-Soda-Verfahren. Ein Zusatz von Kalziumhydroxyd bringt die Bikarbonate (Karbonathärte) zur Abscheidung, während der Sodazusatz die bleibende Härte (Sulfathärte) als Kalkschlamm ausfällt.

Im Haushalt wird beim Waschprozeß Soda zum Enthärten des Wassers verwendet.

59. Kapitel: Technische Silikate II: Tonwaren mit porigem Scherben

A. Lehrgang

[440] **Der Ton als Grundlage der keramischen Industrie.** Die durch Verwitterung entstandenen wasserhaltigen Aluminiumsilikate ([407] und [408]) bilden oft große Ton- und Lehmlager. Beim Anrühren mit Wasser quellen die Tone zu einer Masse auf, die sich leicht kneten und formen läßt. Beim Glühen im Feuer erhärtet der Ton langsam und verliert seinen Wassergehalt, während die einzelnen Teilchen zusammenbacken (sintern). Nach dem Brennen hat er die Eigenschaft verloren, unter Wasseraufnahme wieder plastisch zu werden. Der mit Sand, Kalk und Eisenverbindungen verunrei-

B. Kurzfassung

Der beim Verwittern von Silikatgesteinen entstehende Ton quillt bei Wasseraufnahme zu einer leicht knet- und formbaren Masse auf, die beim Brennen unter Wasserverlust zusammensintert und formbeständig wird. Zur Herstellung der Ziegel dient der Ziegelton oder der mit Sand, Kalk

nigte Lehm oder der reinere Ziegelton dienen zur Herstellung der Ziegel und Backsteine, der Töpfer-ton zum Formen des Topfgeschirrs und das reine, weiße Kaolin zur Herstellung des Porzellans. So bildet der Ton heute in seinen verschiedenen Reinheitsgraden die Grundlage der modernen keramischen¹⁾ Industrie, die mit ihren großen Fabrikanlagen die früheren Kleinbetriebe des Töpferhandwerkes verdrängt hat und heute die Wirtschaft mit billigen Massengütern versorgt.

und Eisenverbindungen verunreinigte Lehm. Der reinere Töpfer-ton bildet den Rohstoff des Topfgeschirrs und das reine, weiße Kaolin die Grundlage der Porzellanherstellung.

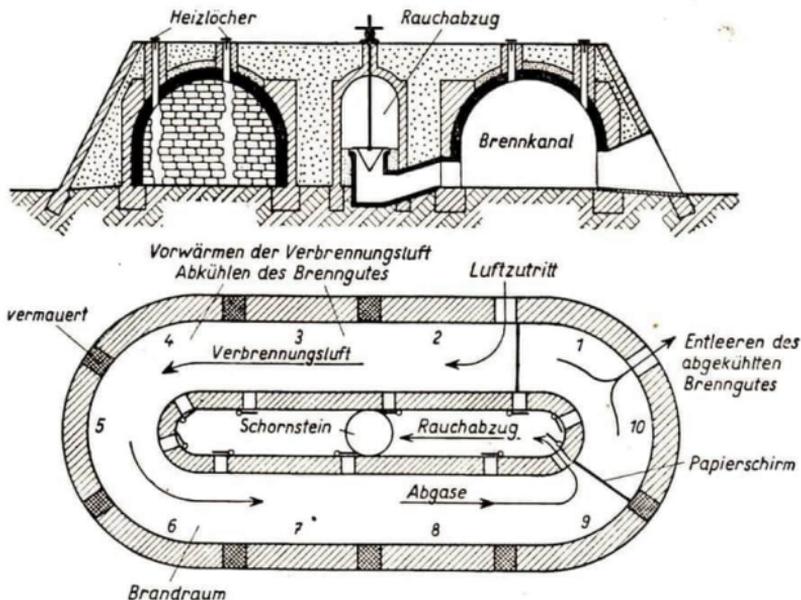


Abb. 145. Vertikal- und Horizontalschnitt durch den Ringofen

[441] **Die Ziegelei.** Nach einer gründlichen Vorbereitung des Rohmaterials (Zerkleinern, Einsumpfen) wird die Tonmasse in der Strangpresse fortlaufend durch die rechteckige Öffnung der Maschine gepreßt und der gebildete Tonstrang durch eine Schneidevorrichtung in einzelne Steine abgeteilt. Dann werden die geformten Ziegel in Ringöfen mit ununterbrochenem Betriebe bei etwa 1000° gebrannt.

Der Ringofen besteht aus einem überwölbten Brennkanal, der durch Schieber oder durch Verkleben mit

In der Ziegelei wird das vorbereitete Brenngut zu Tonsträngen geformt, die anschließend in die einzelnen Steine zerteilt werden. Dann gelangt es in den Ringofen, der in ununterbrochenem Betriebe arbeitet.

Das fertige Brenngut wird durch den eintretenden Luftstrom abgekühlt, der gleichzeitig als Verbren-

¹⁾ k ramos (griech.) = Töpferware

Papier in einzelne Kammern zerlegt wird (Abb. 145). Die äußeren Kammertüren sind zugemauert mit Ausnahme der Öffnungen, die zum Ein- und Ausbringen des Brenngutes dienen. In unserer Abbildung werden soeben die fertig gebrannten Ziegel der Abteilung 1 ausgekarrt, und neues Brenngut wird eingeführt. Durch die offenstehende Tür der Abteilung 2 tritt der Luftstrom ein und kühlt das Brenngut der Abteilungen 3, 4 und 5 ab. Als vorgewärmte Verbrennungsluft gelangt der Luftstrom in den Brennraum (Abteilung 6). Da nach dem Beschicken der einzelnen Kammern von oben her Kohlen durch die Heizlöcher zwischen das Brenngut eingefüllt werden, schreitet das Feuer von Heizlochreihe zu Heizlochreihe fort. Die heißen Rauchgase durchströmen die vor dem Feuer liegenden Abteilungen, wärmen dort das Brenngut vor und werden in der letzten Abteilung (9) in den zentral gelegenen Schornstein abgeleitet. In dem gleichen Maße, wie die Feuerstelle fortschreitet, wird hinter dem Feuer das gebrannte und abgekühlte Brenngut aus dem Ofen entfernt und durch neues ersetzt.

[442] **Ziegel und Klinker.** Die *Mauerziegel* und *Dachziegel* verlieren beim Brennen (1000°C) ihren Wassergehalt und sintern auf neun Zehntel ihres ursprünglichen Volumens zusammen. Je nach dem Eisengehalt des Rohmaterials werden sie dabei gelb oder rötlich. Sie bleiben im Inneren vollkommen porös, so daß sie die Luft durchlassen (Luftaustausch durch Hauswände). Daher muß das Mauerwerk gegen aufsteigende Erdfeuchtigkeit isoliert werden, was durch Isolierschichten oder durch Klinker geschieht.

Klinker werden aus möglichst kalkarmen Tonen durch Brennen bis zur Sinterung (etwa bei 1300°C) hergestellt. Es sind verglaste Ziegel, die bei hohem Eisengehalt eine schöne rote Farbe aufweisen. Durch nachträgliches Aufbrennen einer Glasur aus Bleioxyd und durch färbende Metallsalze können sie wetterbeständig gemacht und in den verschiedensten Farben geliefert werden.

[443] **Feuerfeste Steine.** Aus feuerfestem Ton werden die *Schamotteziegel* und Schamottesteine hergestellt, aus denen die Öfen der chemischen und technischen Industrie gebaut werden. Die Schamottesteine halten

nungsluft vorgewärmt wird. Die Verbrennungszone rückt im Ringofen immer weiter vor, während die einzelnen Abteilungen gleichlaufend gefüllt und entleert werden.

Backsteine und Dachziegel sind die bekanntesten Fabrikate der Ziegeleien. Sie sind durch mehr oder weniger hohen Eisengehalt gelb oder rot gefärbt und im Inneren porös (luftdurchlässig). Aus besonderen Tonen werden die Klinker durch Brennen bis zur Sinterung gewonnen. Es sind verglaste Ziegel, die durch nachträgliches Aufbrennen einer Glasur wetterfest gemacht werden können.

Für Ofenkonstruktionen werden Schamottesteine gebraucht, die aus feuerfestem Ton hergestellt sind.

große Hitze aus und schmelzen erst im elektrischen Lichtbogen. – Von anderer chemischer Zusammensetzung sind die feuerfesten *Silikaziegel*. Sie bestehen aus Quarzsand, der mit wenig gelöschtem Kalk vermengt und gebrannt wird. Man verwendet die Silikaziegel besonders beim Bau von Stahlschmelzöfen.

Silikaziegel, die ebenfalls feuerfest sind, werden aus Quarzsand und wenig gelöschtem Kalk gebrannt.

[444] **Poröse Töpferware.** Die einfache Töpferware ist ähnlich zusammengesetzt wie der Ziegelstein; zu ihr gehören z. B. die Blumentöpfe. Derartige runde Gefäße werden auf der Töpferscheibe gedreht, die eine der ältesten Maschinen der Menschheit darstellt. Sie besteht aus zwei Scheiben, die um eine gemeinsame Achse drehbar sind (Abb. 146). Mit seinen Füßen bewegt der Töpfer die untere Platte und formt einen auf der oberen Scheibe liegenden Tonklumpen, der mit Wasser gut durchgeknetet ist, mit den Händen oder mit Schablonen. Nach dem Brennen ist die Masse porös, luft- und wasserdurchlässig.



Abb. 146. Formen eines Hohlgefäßes auf der Töpferscheibe

[445] **Steingut.** Die Gebrauchsgegenstände aus Töpferton werden mit Glasurmasse überzogen, die ein Gemisch von Ton, Quarz, Kalk und Metalloxyden darstellt. Die Masse schmilzt in einem zweiten Brande bei niedrigerer Temperatur zu einem Silikatgemenge zusammen und bildet auf dem porösen Untergrund eine wasserundurchlässige Glasur. Das Steingut ist also Töpferware mit porigem Scherben und daraufsitzen der Glasur. Letztere zeigt leicht Haarrisse, in denen sich der Schmutz festsetzt. Das Steingut ist zerbrechlicher, aber auch viel billiger als Porzellan. Aus ihm werden Badewannen, Waschtische, Klosettbecken usw. hergestellt.

Zum Formen runder Gebrauchsgegenstände verwendet der Töpfer die Drehscheibe. Die untere Schwungscheibe wird durch Fußantrieb in rasche Umdrehung versetzt. Sie dreht die an gemeinsamer Achse mit ihr befestigte obere Scheibe mit, die als Arbeitsplatte die Unterlage für den Tonklumpen bildet. Die Tonmasse, die mit Wasser gut durchgeknetet ist, wird auf der Töpferscheibe gedreht und dann im Ofen gebrannt. Sie hat einen porösen Scherben und ist für Luft und Wasser durchlässig.

Steingut ist eine poröse Töpferware, der in einem zweiten Brande eine wasserundurchlässige Glasur aufgebrannt ist. Diese stellt ein mit Metalloxyden angefarbtes Silikatgemenge dar.

[446] **Steinzeug.** Während die einfache Töpferware mit porigem Scherben bereits in vorgeschichtlicher Zeit hergestellt wurde, ging man gegen Ende des Mittelalters dazu über, festere Tongefäße zu formen. Man fand Tone, die eine Brenntemperatur von 1300° C und mehr aushielten, und erhielt beim Brennen das Steinzeug. Im Gegensatz zu den bisher besprochenen Tonwaren hat es einen dichten, glasigen Scherben. Es ist stahlhart, ist aber nicht durchscheinend wie das Porzellan. Das Steinzeug wird in *einem* Brande bei 1200–1300° C hergestellt. Gegen Ende des Brennprozesses wirft man Kochsalz in den Brennraum. Das Salz bildet mit dem Ton eine dünne, zusammenhängende Glasur aus Natriumaluminiumsilikat. Steinzeug ist gegen Säuren und Laugen widerstandsfähig und dient zur Herstellung von Transportgefäßen und vielen chemischen Geräten.

[447] **Porzellan.** Das edelste Erzeugnis der keramischen Industrie ist das Porzellan, das bereits seit zwei Jahrtausenden in China hergestellt wird. Doch hüteten die Chinesen das Geheimnis seiner Herstellung ängstlich. Durch Zufall gelang dem Alchimisten Böttger im 18. Jahrhundert bei seinen Versuchen zur Herstellung von Gold die Nachentdeckung der Porzellanbereitung. Bald danach wurde als erste europäische Porzellanfabrik die Porzellanmanufaktur in Meißen gegründet.

Der Scherben des Porzellans ist dicht und gleichzeitig durchscheinend, weil dem Tone Stoffe beigegeben sind, die in der Brennhitze von 1400° C schmelzen und die Tonteilchen durch eine glasige Masse verkitten.

[448] **Die Rohstoffe für die Porzellanherstellung.** Zur Herstellung des Porzellans braucht man reinsten weißen Ton, der als Kaolin bezeichnet wird. Kaolin wird u. a. in Sachsen, in Bayern und in Böhmen (Tschechoslowakei) gefunden. Man vermengt das Kaolin mit dem halben Gewicht Kalifeldspat, der als Flußmittel dient, und setzt ebensoviel reinsten Quarz zu. Dieser verhindert als Magerungsmittel ein Reißen der Por-

Das Steinzeug besitzt einen dichten, glasigen Scherben und wird aus Tonen hergestellt, die eine Brenntemperatur von 1300° C aushalten. Es ist stahlhart, aber nicht durchscheinend. Kochsalz erzeugt auf dem Steinzeug während des Brandes eine zusammenhängende Glasur aus Natriumaluminiumsilikat.

Porzellan wird schon seit zwei Jahrtausenden in China hergestellt. Erst im 18. Jahrhundert wurde seine Zusammensetzung in Europa durch den Alchimisten Böttger bekannt, als dieser aus Kaolin Gold herstellen wollte und Porzellan erhielt.

Porzellan hat einen dichten und durchscheinenden Scherben, da in der Brennhitze von 1400° C die Tonteilchen durch eine glasige Zwischenmasse verkittet werden.

Zur Herstellung des Porzellans verwendet man 50% feinsten weißen Ton (Kaolin), 25% Feldspat als Flußmittel und 25% Quarz als Magerungsmittel (verhindert das Reißen der Masse

zellanmasse, die beim Brennen ein starkes Schwinden zeigt. Die drei Bestandteile werden sorgfältig vermahlen und einem umständlichen Schlämmvorgang unterworfen. Filterpressen halten dann das überschüssige Wasser zurück, worauf die Masse längere Zeit in Kellern lagern muß. Die in ihr enthaltenen organischen Bestandteile faulen und erhöhen die Schmiegsamkeit der Masse.

beim Brennen). Die Masse wird gemahlen, geschlämmt, gefiltert und muß längere Zeit faulen.

[449] Das Formen des Porzellans. Einfache runde Gefäße formt man auf der Töpferscheibe (Abb. 146). Kompliziertere Hohlgefäße hingegen werden aus dünn-

Einfache runde Gefäße werden wie die Töpferware auf der Töpfer-



Abb. 147. Gießen von Porzellangegenständen. Links wird dünnflüssiger Gießschlicker in die Gipsform eingegossen. Der überflüssige Gießschlicker wird im Hintergrunde wieder ausgegossen. Dann öffnet man die zweiteilige Gipsform (Vordergrund), nimmt das Gußporzellan heraus und klebt die in gesonderten Formen hergestellten Henkel mit dünnflüssiger Porzellanmasse an (rechts).

flüssiger Porzellanmasse, dem Gießschlicker, in Gipsformen gegossen. Die Wandung der Form saugt einen Teil des Wassers auf, wodurch sich an ihr eine dünne Schicht wasserarmer Gießmasse absetzt (Abb 147). Nach kurzer Zeit gießt man den Rest des Gießschlickers aus, klappt die Form auf und nimmt den Gegenstand heraus. Henkel für Tassen und Kannen werden in gesonderten Formen gebildet und mit dünner Porzellanmasse an die Hauptteile angekittet.

Bei Figuren und komplizierten Gefäßen muß das Modell in so viele Einzelteile zerlegt werden, daß sich jedes Einzelstück in einer zweiteiligen Form herstellen läßt. Die einzelnen Formlinge werden dann mit dünner Porzellanmasse zusammengekittet.

scheibe geformt. Kompliziertere Hohlgefäße hingegen werden gegossen, indem man dünnflüssige Porzellanmasse, den Gießschlicker, in Gipsformen gießt. Diese saugen Wasser auf, wodurch sich Porzellanmasse an der Wandung ansetzt.

Henkel und Füße werden nachträglich an die Hauptteile angekittet und komplizierte Figuren oft aus vielen Einzelteilen zusammengesetzt.

[450] **Das Brennen des Porzellans.** Die gegossenen oder geformten Gegenstände läßt man zunächst lufttrocken werden. Dann setzt man die zarten, zerbrechlichen Stücke in Schamottekapseln, um sie vor Flugstaub zu schützen (Abb. 148). Im Verglühraum des mehrstöckigen Porzellanofens werden sie auf 800 bis 900°C erhitzt. Bei diesem Verglühen oder Rohbrennen schwindet die Porzellanmasse nur wenig; sie wird porös

Die gegossenen Gegenstände läßt man lufttrocken werden.

Dann werden sie in Schamottekapseln eingesetzt und bei 800–900°C verglüht. Das entstandene Rohporzellan ist porös und hat eine raue Oberfläche. Es wird in dünnflüssige Glasurmasse eingetaucht und dann etwa 24 Stunden lang im Glattbrand auf 1400 bis 1500°C erhitzt. Hierbei schmilzt die Glasur zu einer zusammenhängenden glasartigen Silikathaut, welche den dichten, durchscheinenden, gesinterten Scherben bedeckt.



Abb. 148. Einsetzen des geformten Porzellans in Schamottekapseln, die im oberen Teile des Porzellanofens aufgestapelt werden

und auf der Oberfläche rau. Nun taucht man sie in Glasurmasse ein, die eine dünnflüssige Porzellanmasse mit hohem Feldspatgehalt (Flußmittel) darstellt. Das poröse Rohporzellan saugt Wasser auf, wodurch sich die Glasurmasse als dünne Haut auf ihm absetzt. Dann werden die aufsitzenden Teile der Unterseite auf rotierenden Filzscheiben von der anhaftenden Glasurmasse befreit, um ein Festbrennen des Gegenstandes auf der Unterlage zu verhindern. In Schamottekapseln schichtet man sie dann im unteren Teile des Porzellanofens auf (Abb. 149). Im Glattbrand oder Garbrand

schmilzt bei 1400–1500°C die Glasur zu dem glasartigen Silikatgemisch, und der Scherben sintert zu einer durchscheinenden Masse zusammen. Nach einer Brenndauer von 24 Stunden läßt man den Ofen langsam auskühlen. Beim Brennen schrumpft der Gegenstand um ein Sechstel seines Durchmessers zusammen.

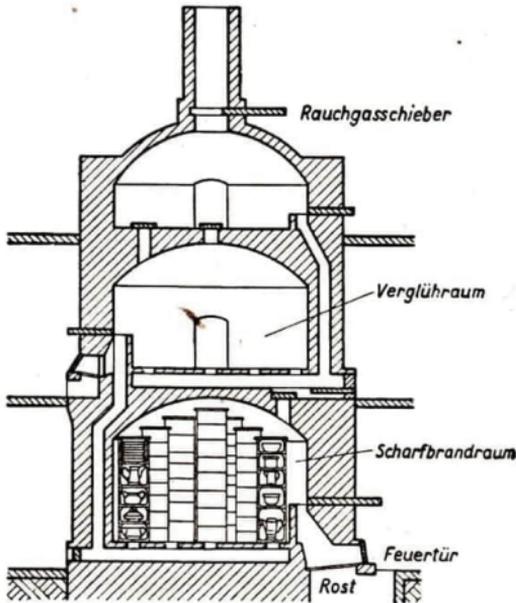


Abb. 149. Schnitt durch einen Porzellanofen

[451] **Die Porzellanmalerei.** Das Porzellan wird vielfach durch Malerei verziert. Für billige Gebrauchsgegenstände verwendet man Abziehbilder, für teure Porzellane Handkolorierung. Als Farben dienen meist Bleigläser, die durch Schwermetallsalze gefärbt und mit Terpentinöl verrieben sind. Sie werden auf die Glasur aufgetragen und in einem dritten Brande in Muffelöfen bei etwa 800°C eingebrannt. Haltbarer als diese Aufglasurfarben sind die Scharfffeuerfarben oder Unterglasurfarben. Mit ihnen werden die Gegenstände nach dem Verglühen vor dem Auftragen der Glasurmasse bemalt. Doch nur wenige Farbstoffe halten die Hitze des Glattbrennens aus, so das Kobaltoxyd, das

Als Porzellanfarben dienen meist Bleigläser, die durch Schwermetallsalze gefärbt sind. Sie werden als Aufglasurfarben auf die Glasur aufgetragen und in einem dritten Brande bei 800°C eingebrannt. Haltbarer sind die Unterglasurfarben, mit denen die Gegenstände vor dem Auftragen der Glasurmasse bemalt werden. Sie müssen als Scharfffeuerfarben

Ihnen in dem blauen Zwiebelmuster der Porzellane entgegentritt, und das grünfärbende Chromoxyd, das Ihnen im Weinlaubmuster begegnet.

die Hitze des Glattbrandes aushalten.

[452] **Die Segerkegel.** Die Bestimmung der Brenntemperatur ist mit normalen Thermometern nicht möglich. Die Thermometer sind außerdem insofern ungeeignet, als auch die Zeit des Erhitzens eine große Rolle spielt. Wir erreichen einen Brand gleicher Güte bei höherer Temperatur und kürzerer Brenndauer und bei niederer

Zur Bestimmung des Brenngrades dienen in der Tonwarenindustrie die Segerkegel. Sie bestehen aus künstlichen Silikatgemischen von verschiedenen Schmelzpunkten und werden in Dreierstreifen in den Ofen eingesetzt. Das Niederschmelzen der verschiedenen Segerkegel zeigt jeweils bestimmte Brennbedingungen im Ofen an.

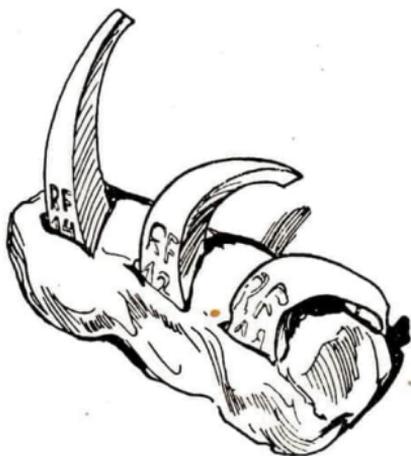


Abb. 150.

Segerkegel nach dem Scharfbrand. Der rechte Kegel ist niedergeschmolzen, der mittlere zusammengesintert und der linke Kegel noch unverändert

Temperatur und längerer Dauer. Daher verzichtet man im allgemeinen auf genaue Temperaturmessungen und bestimmt den Brenngrad in der Tonindustrie durch Segerkegel (Abb. 150). Es sind dies abgestumpfte Pyramiden von 6 cm Höhe, die aus künstlichen Silikatgemischen mit verschiedenen Schmelzpunkten bestehen und in Dreierstreifen in den Ofen eingesetzt werden. Der erste Kegel dient als Warner und zeigt den Beginn des Garbrandes an, der zweite schmilzt ebenfalls um, während der dritte stehenbleibt als Beweis dafür, daß die Temperatur im Ofen nicht zu hoch gestiegen ist.

Die Segerkegel bestehen aus Mischungen von Feldspat, Kaolin, Quarz, Marmor und Eisenoxyd in verschie-

denem Mischungsverhältnis. Nr. 11 z. B. schmilzt bei 1350°C um, Nr. 12 zeigt 1370°C an, und Nr. 14 schmilzt bei 1410°C nieder. Durch Schauhöhre, die mit Glimmerplatten verschlossen sind, werden der Glattbrand und das Niederschmelzen der Segerkegel ständig beobachtet.

61. Kapitel: Chemisches Rechnen I: Atomgewicht, Molekulargewicht, Mol und Molvolumen

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[453] **Atomgewicht und Molekulargewicht (Wiederholung).** Bei allen chemischen Berechnungen gehen wir vom Atomgewicht der beteiligten Elemente aus. Das Atomgewicht hatten wir als eine Verhältniszahl kennengelernt. Sie gibt uns an, wieviel das Atom eines Elementes wiegt, wenn wir das Gewicht eines Sauerstoffatoms = 16 setzen.

Die Atomgewichtstabelle wird jährlich von einer internationalen Atomgewichtskommission kritisch überprüft und gegebenenfalls nach den neuesten Untersuchungen berichtigt. Daher tragen die Atomgewichtstabellen stets das Jahr ihrer Festlegung.

Das *Molekulargewicht* ist ebenfalls eine Verhältniszahl; es ist die Summe der Atomgewichte der im Molekül enthaltenen Atome.

Berechnung des Molekulargewichtes

Aufgaben: Berechnen Sie das Molekulargewicht von

a) Schwefelsäure, b) Kalisalpeter, c) kristallisiertem Kupfersulfat!

a) Molekulargewicht H_2SO_4
 $= 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98$

b) Molekulargewicht KNO_3
 $= 1 \cdot 39 + 1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 101$

c) Molekulargewicht $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$
 $= (64 + 32 + 4 \cdot 16) + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 250.$

[454] **Das Mol.** Die dem relativen Molekulargewicht zahlenmäßig entsprechende Gramm-Menge eines Stoff-

Das Atomgewicht ist eine Verhältniszahl. Sie gibt uns an, wieviel ein Atom eines Elementes wiegt, wenn wir das Gewicht eines Sauerstoffatoms = 16 setzen. Das Molekulargewicht wird als Summe der Atomgewichte der im Molekül enthaltenen Atome errechnet.

Das Mol ist das in Gramm ausgedrückte Molekulargewicht.

fes bezeichnet man als ein *Gramm-Molekül* oder abgekürzt als ein *Mol*. Das Mol ist das in Gramm ausgedrückte Molekulargewicht.

- Ein Mol Schwefelsäure wiegt 98 g,
- ein Mol Kalisalpeter wiegt 101 g,
- ein Mol kristallisiertes Kupfersulfat wiegt 250g.

[455] **Das Gay-Lussacsche Volumengesetz (1808).** Entsprechend dem Gesetz von den festen Gewichtsverhältnissen [90] entdeckten Gay-Lussac und Alexander von Humboldt, daß die Gase nach sehr einfachen Volumenverhältnissen miteinander reagieren. Man fand, daß bei Gasreaktionen die Raumteile der reagierenden Stoffe unter sich und zu den Raumteilen der entstehenden Stoffe im Verhältnis ganzer, einfacher Zahlen stehen. Dieses Gesetz gilt nur, wenn Druck und Temperatur konstant gehalten werden.

Gay-Lussac, Volumengesetz:
Verbinden sich gasförmige Elemente miteinander, so geschieht dies nach einfachen, ganzzahligen Volumenverhältnissen. Auch das Volumen der entstehenden Verbindungen steht zum Volumen der Ausgangsstoffe in einfachem, ganzzahligem Verhältnis.

[456] **Die Molekularhypothese von Avogadro (1811).** Eine befriedigende Erklärung der Volumenverhältnisse brachte erst die Molekularhypothese von Avogadro:

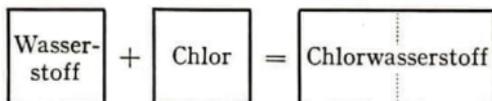
In gleich großen Räumen der verschiedensten Gase sind bei gleichem Druck und gleicher Temperatur eine gleiche Anzahl kleinster Teilchen vorhanden. Dies können allerdings keine Atome sein, wie die Versuchspraxis ergibt; denn es tritt z. B. ein Raumteil Wasserstoffgas mit einem Raumteil Chlorgas zu zwei Raumteilen Chlorwasserstoffgas zusammen:

Molekularhypothese von Avogadro: In gleichen Räumen der verschiedensten Gase sind bei gleichem Druck und bei gleicher Temperatur eine gleiche Anzahl von Molekülen vorhanden.

Die elementaren Gase bilden Moleküle zu zwei Atomen:

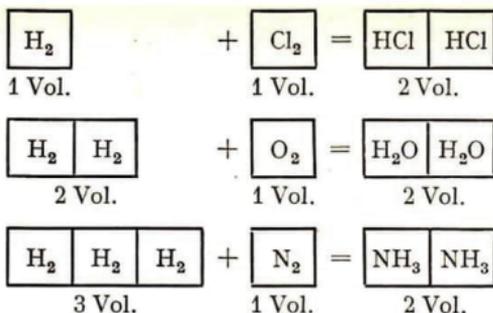
H_2, O_2, N_2, Cl_2 .

Nur die Edelgase kommen einatomig vor.



Wenn es sich bei den kleinsten Teilchen um Atome handeln würde, müßten z. B. 10 Atome H mit 10 Atomen Cl zu 10 Molekülen HCl zusammentreten, d. h., es müßte im obigen Falle ein Raumteil Chlorwasserstoff entstehen.

Durch den Versuch ergaben sich folgende Volumenverhältnisse:

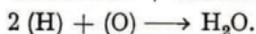


Hieraus folgt:

Die gasförmigen Elemente kommen in Form zweiatomiger Moleküle vor. Wir schreiben daher in den Gleichungen: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2 , und nicht die einfachen Symbole der Atome (H, O, N, Cl, F). Nur die Edelgase kommen einatomig vor, z. B. Helium (He).

So ergibt sich z. B. für die Synthese des Wassers aus den Elementen folgende Darstellung:

Wasserstoff + Sauerstoff vereinigen sich zu Wasser.



Korrektur nach der Avogadroschen Hypothese:



[457] **Das Molvolumen.** Das Molvolumen ist das Volumen, das ein Gramm-Molekül (= 1. Mol) des betreffenden Gases bei 0°C und 760 mm Hg-Druck einnimmt. Durch Division des Mols einer Verbindung oder eines Elementes durch das Litergewicht erhält man das Molvolumen.

Beispiel: 1 Mol $\text{H}_2 = 2,016 \text{ g}$
 Litergewicht H = 0,0899 g

Das Molvolumen des Wasserstoffs beträgt
 $2,016 : 0,0899 = 22,4 \text{ Liter}.$

Da nach der Avogadroschen Hypothese gleiche Raumeile der verschiedensten Gase bei gleicher Temperatur und bei gleichem Druck gleich viele Moleküle enthalten, nimmt ein Mol jedes Gases bei gegebenem Druck und gegebener Temperatur unabhängig von der Art des Gases ein ganz bestimmtes Volumen ein. Dieses Volt-

Das Molvolumen ist das Volumen, das ein Mol eines Gases bei 0°C und 760 mm Hg einnimmt. Das Molvolumen aller Gase beträgt bei 0°C und 760 mm Hg 22,4 Liter.

Rechnerisch erhalten wir das Molvolumen durch Division des Mols einer Verbindung oder eines Elementes durch das Litergewicht.

Somit wird das Molvolumen zu einer Zahl, mit deren Hilfe wir das Molekulargewicht gasförmiger Stoffe feststellen können.

men beträgt bei den Normalbedingungen (0° C und 760 mm Hg) stets 22,4 l und ist das Molvolumen.

Wollen wir das Molekulargewicht einer Substanz bestimmen, so müssen wir feststellen, wieviel 22,4 l der Substanz in Dampfform wiegen.

[458] **Praktische Rechnungen mit dem Molvolumen.** Bei 0° C und 760 mm Hg nehmen ein Volumen von 22,4 Liter ein:



Aufgabe a: Welches Volumen nimmt 1 kg Stickstoff bei 0° C und 760 mm Hg ein?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ Mol N}_2 = 28 \text{ g} = 22,4 \text{ l} \\ 28 \text{ g N}_2 \text{ nehmen } 22,4 \text{ l ein} \\ 1000 \text{ g N}_2 \text{ nehmen } x \text{ l ein} \\ \hline x = \frac{1000 \cdot 22,4}{28} = 800 \end{array}$$

Lösung: 1 kg Stickstoff nimmt unter den Normalbedingungen einen Raum von 800 Litern ein.

Aufgabe b: Wie schwer ist bei 0° C und 760 mm Hg ein Kubikmeter Chlor?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ Mol Cl}_2 = 71 \text{ g} = 22,4 \text{ l} \\ 22,4 \text{ l Chlor wiegen } 71 \text{ g} \\ 1000 \text{ l Chlor wiegen } x \text{ g} \\ \hline x = \frac{71 \cdot 1000}{22,4} \approx 3169 \end{array}$$

Lösung: 1 Kubikmeter Chlor wiegt unter den Normalbedingungen 3,169 kg.

62. Kapitel: Chemisches Rechnen II: Rechnen mit Molvolumen und Äquivalenten

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[459] **Einführung des Gewichts begriffes in die chemische Gleichung (Wiederholung).** Wie können wir mit Hilfe der chemischen Gleichungen über die Atomgewichte zu gewichtsmäßigen Stoffberechnungen kommen?

Beim Aufstellen der chemischen Gleichungen müssen zunächst die Formeln der Ausgangsprodukte und der Endprodukte einer Reaktion

- 1) Experimentelle Feststellung: Kaliumchlorat spaltet in der Hitze den gesamten Sauerstoffgehalt ab.
- 2) Frage: Wie heißt die Gleichung des Vorganges? Der Weg der Lösung:
 - a) Chlorat ist das Salz der Chlorsäure HClO_3 ([164] und [165]).
 - b) Kalium ist einwertig (K^1) und verdrängt ein Wasserstoffatom.
 - c) Die Formel des Kaliumchlorats lautet also KClO_3 .
 - d) Abspaltung des Sauerstoffs:

$$\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{erhitzen}} \text{KCl} + 3 (\text{O})\uparrow$$
 KCl als Salz des Chlorwasserstoffs HCl (= Salzsäure) heißt Kaliumchlorid.
 - e) Korrektur nach der Molekularhypothese von Avogadro [456]:

$$2 \text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{erhitzen}} 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2\uparrow$$
 - f) Wir lesen die Gleichung:
 2 Mol Kaliumchlorat ergeben beim Erhitzen 2 Mol Kaliumchlorid und 3 Mol Sauerstoffgas.
- 3) Einführung der Atomgewichte:

$$2 \cdot (39 + 35,5 + 3 \cdot 16) \longrightarrow 2 \cdot (39 + 35,5) + 3 \cdot (2 \cdot 16)$$
 (Molekulargewichte:

$$2 \cdot 122,5 \longrightarrow 2 \cdot 74,5 + 3 \cdot 32).$$
- 4) Gewichtsmäßige Auswertung:

$$245 \text{ g KClO}_3 = 149 \text{ g KCl} + 96 \text{ g O}_2.$$
- 5) (evtl. Anpassung an die verlangten Größeneinheiten; z. B.:

$$245 \text{ kg KClO}_3 = 149 \text{ kg KCl} + 96 \text{ kg O}_2).$$
- 6) Prüfung auf die Richtigkeit:

$$245 = 149 + 96$$
 (Gesetz von der Erhaltung des Gewichtes [88] und [98]).

gebildet werden. Dann wird die Gleichung aufgestellt, in der sich nach dem Gesetz der Erhaltung der Masse und des Gewichtes auf der rechten und auf der linken Seite eine gleiche Anzahl von Atomen der einzelnen Stoffe finden müssen. Entsprechend muß die Summe aller Atomgewichte der rechten Gleichungsseite gleich der Summe aller Atomgewichte der linken Seite sein.

[460] **Berechnungen mit dem Molvolumen.** Bei chemischen Berechnungen nach der in [459] angegebenen Gleichung erhalten wir die Menge des Sauerstoffs in Gewichtseinheiten. Gase werden aber vielfach nach dem Volumen berechnet. Dann setzt man in die chemische Gleichung für feste und flüssige Stoffe die Molmenge ein, für Gase hingegen das Molvolumen.

Wollen wir die Gase volumenmäßig bestimmen, so setzen wir in die chemische Gleichung für Gase die Molvolumina ein und für feste und flüssige Stoffe wie bisher die Mole.

- 1) Gleichung: $2 \text{KClO}_3 = 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
 2) Wir lesen: 2 Mol Kaliumchlorat ergeben 2 Mol Kaliumchlorid und 3 Molvolumen Sauerstoffgas.
 3) Wir setzen die Zahlenwerte ein:
 $245 \text{g KClO}_3 \rightarrow 149 \text{g KCl} + 3 \cdot 22,4 \text{ l O}_2(0^\circ, 760 \text{mm Hg})$
 $\qquad\qquad\qquad = 67,2 \text{ l O}_2.$

Aufgabe: Wieviel Kaliumchlorid und wieviel Sauerstoff entstehen bei vollständiger Spaltung von 1,2 kg Kaliumchlorat?

Ansatz:

$$\begin{array}{l} 245 \text{ kg KClO}_3 \text{ ergeben } 149 \text{ kg KCl} + 67,2 \text{ m}^3 \text{ O}_2 \\ 1,2 \text{ kg KClO}_3 \text{ ergeben } \quad x \text{ kg KCl} + \quad y \text{ m}^3 \text{ O}_2 \\ \hline x = \frac{1,2 \cdot 149}{245} \approx 0,73; \quad y = \frac{1,2 \cdot 67,2}{245} \approx 0,329 \end{array}$$

Lösung: Es entstehen 0,73 kg Kaliumchlorid und 0,329 m³ Sauerstoff bei 0° C und 760 mm Hg.

[461] **Gasvolumenberechnungen bei Temperaturabweichungen.** Bei den Molekulargewichtsbestimmungen ist es nicht erforderlich, immer 22,4 l eines Gases bei 0° C und 760 mm Druck zu wiegen. Mit Hilfe der Zustandsgleichung der Gase kann man auch Messungen bei anderen Temperaturen und abweichendem Druck durchführen und dann auf die normalen Bedingungen umrechnen.

Bei Temperaturabweichungen bedienen wir uns der Umrechnungsformel nach dem Gay-Lussacschen Gesetz:

$$V_t = V_0 \cdot \left(1 + \frac{t}{273}\right)$$

Besonders häufig kommen Temperatur-Umrechnungen in Frage, wobei wir die Umrechnungsformel nach dem Gay-Lussacschen Gesetz verwenden:

$$V_t = V_0 \left(1 + \frac{t}{273}\right) \quad \begin{array}{l} V_t = \text{Volumen bei } t^\circ \\ V_0 = \text{Volumen bei } 0^\circ \\ t = \text{Temperatur.} \end{array}$$

Aufgabe a: Wieviel Liter Sauerstoff von 18° C und 760 mm Hg kann man durch Erhitzen von 500 g Kaliumchlorat gewinnen?

Ansatz:

$$\begin{array}{l} 245 \text{ g KClO}_3 \text{ ergeben } 67,2 \text{ l O}_2(0^\circ) \\ 500 \text{ g KClO}_3 \text{ ergeben } \quad x \text{ l O}_2(0^\circ) \\ \hline x = \frac{500 \cdot 67,2}{245} \approx 137 \end{array}$$

Es entstehen 137 l O₂ von 0° C (= V₀).

Volumenumrechnung:

$$V_{18} = 137 \cdot \left(1 + \frac{18}{273}\right) \approx 146$$

Lösung: Wir erhalten 146 l Sauerstoff von 18° C.

Aufgabe b: Wieviel Kaliumchlorat brauchen wir zur Herstellung von 50 l Sauerstoff von 18° C und 760 mm Hg?

In diesem Falle beginnen wir mit der Volumenumrechnung:

$$50 = V_0 \left(1 + \frac{18}{273}\right); \quad V_0 = \frac{50 \cdot 273}{291} \approx 46,9$$

50 l Sauerstoff von 18° C entsprechen 46,9 l Sauerstoff von 0° C.

$$\begin{array}{l} \text{Ansatz: } 67,2 \text{ l O}_2 \text{ werden gewonnen aus } 245 \text{ g KClO}_3 \\ 46,9 \text{ l O}_2 \text{ werden gewonnen aus } \quad \quad \quad x \text{ g KClO}_3 \\ \hline x = \frac{245 \cdot 46,9}{67,2} \approx 171 \end{array}$$

Lösung: 171 g Kaliumchlorat werden zur Herstellung von 50 l Sauerstoff von 18° C und 760 mm Hg gebraucht.

[462] **Das Äquivalentgewicht der Elemente.** Neben dem Atomgewicht und dem Molekulargewicht spielt das Äquivalentgewicht¹⁾ bei chemischen Berechnungen eine große Rolle. Das Äquivalentgewicht eines Elementes ist die Menge, die sich mit einem Atomgewicht Wasserstoff verbinden oder ein Atomgewicht Wasserstoff aus einer Verbindung verdrängen kann. Es ist also die Menge eines Elementes, die einem Atomgewicht Wasserstoff gleichwertig (= äquivalent) ist.

Für einwertige Elemente ergibt sich aus dieser Definition die Beziehung:

$$\text{Atomgewicht} = \text{Äquivalentgewicht}.$$

Für mehrwertige Elemente gilt:

$$\text{Äquivalentgewicht} = \frac{\text{Atomgewicht}}{\text{Wertigkeit}}.$$

Die Äquivalentgewichte sind also die Teile der Atomgewichte, die je einer Wertigkeit des betreffenden Atomes entsprechen.

Das Äquivalentgewicht ist die Menge eines Elementes, die sich mit einem Atomgewicht Wasserstoff verbindet oder die ein Atomgewicht Wasserstoff aus einer Verbindung verdrängt. Für die Elemente erhalten wir die allgemeingültige Beziehung:
Äquivalentgewicht
= $\frac{\text{Atomgewicht}}{\text{Wertigkeit}}$.

Die Äquivalentgewichte sind also die Teile der Atomgewichte, die je einer Wertigkeit des betreffenden Atomes entsprechen.

Bei Elementen mit wechselnden Wertigkeiten

¹⁾ aequus (lat.) = gleich; valēre (lat.) = wert sein

Element		Atomgewicht	Äquivalentgewicht
Chlor	Cl ^I	35,5	35,5 : 1 = 35,5
Sauerstoff	O ^{II}	16	16 : 2 = 8
Aluminium	Al ^{III}	27	27 : 3 = 9
Kohlenstoff	C ^{IV}	12	12 : 4 = 3

zeigen auch die Äquivalentgewichte wechselnde Werte.

Entsprechend der wechselnden Wertigkeit vieler Elemente kann auch das Äquivalentgewicht bei diesen einen wechselnden Wert haben.

In Eisen(2)oxyd FeO ist Fe zweiwertig.

Das Äquivalentgewicht Fe^{II} beträgt $56 : 2 = 28$

In Eisen(3)oxyd Fe₂O₃ ist Fe dreiwertig.

Das Äquivalentgewicht Fe^{III} beträgt $56 : 3 = 18,66$

[463] **Das Äquivalentgewicht von Verbindungen.**
Wie können wir am bequemsten das Äquivalentgewicht der Verbindungen ermitteln?

Das Äquivalentgewicht der Säuren = Molekulargewicht : Anzahl der ersetzbaren Wasserstoffatome.

1) Bei *Säuren* richtet sich das Äquivalentgewicht nach der Anzahl der durch Metall vertretbaren Wasserstoffatome.

$$\text{Äquivalentgewicht} = \frac{\text{Molekulargewicht}}{\text{Anzahl der ersetzbaren Wasserstoffatome}}$$

Säure		Molekulargewicht	Äquivalentgewicht
Salzsäure	HCl	36,5	36,5 : 1 = 36,5
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	98	98 : 2 = 49
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	98	98 : 3 = 32,6...

2) Bei *Basen* richtet sich das Äquivalentgewicht nach den durch Nichtmetalle ersetzbaren Hydroxylgruppen (OH).

Bei den Basen ist das Äquivalentgewicht = Molekulargewicht geteilt durch die Anzahl der OH-Gruppen.

$$\text{Äquivalentgewicht} = \frac{\text{Molekulargewicht}}{\text{Anzahl der OH-Gruppen}}$$

Base		Molekulargewicht	Äquivalentgewicht
Natriumhydroxyd	NaOH	40	40 : 1 = 40
Kalziumhydroxyd	Ca(OH) ₂	74	74 : 2 = 37

3) Bei *Salzen* richtet sich das Äquivalentgewicht nach der Anzahl der Äquivalente des Elementes oder des Radikals, das für die fragliche Umsetzung in Betracht kommt.

Bei den Salzen ist das Äquivalentgewicht = Molekulargewicht geteilt durch die Anzahl

Salz	Molekulargewicht	Äquivalentgewicht
Kalziumkarbonat CaCO_3 ; Ca ist zweiwertig	100	100 : 2 = 50
Aluminiumchlorid AlCl_3 ; Al ist dreiwertig	133,5	133,5 : 3 = 44,5
Ammoniumsulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 2 einwertige (NH_4) -Gruppen stellen 2 Äquivalente dar	132	132 : 2 = 66
Aluminiumsulfat (kristallisiert) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ 2 dreiwertige Al-Atome stellen 6 Äquivalente dar	666	666 : 6 = 111

der Wertigkeiten des für die Umsetzung wichtigen Bestandteiles.

[464] **Äquivalent und Val.** Die dem Äquivalentgewicht zahlenmäßig entsprechende Gramm-Menge heißt *1 Grammäquivalent* oder kurz *1 Val*.

1 Grammäquivalent oder 1 Val ist die dem Äquivalentgewicht zahlenmäßig entsprechende Gramm-Menge eines Stoffes.

$$\text{Val} = \frac{\text{Atomgewicht}}{\text{Wertigkeit}} \text{ in g}; \quad \text{Val} = \frac{\text{Mol}}{\text{Wertigkeit}}$$

Da ein Val einer Substanz ein Val einer anderen chemisch bindet oder ersetzt, können wir das Val experimentell ermitteln und daraus das Atomgewicht bestimmen; denn Atomgewicht = Äquivalentgewicht mal Wertigkeit.

1 Val Sulfat $(\text{SO}_4)^{II}$ bedeutet $96 : 2 = 48 \text{ g } (\text{SO}_4)$,
1 Val Sauerstoff = $16 : 2 = 8 \text{ g } \text{O}_2$.

Da 1 Val die Gramm-Menge ist, die auf *eine* chemische Bindung entfällt, kann ein Val einer Substanz immer nur durch ein Val einer anderen Substanz chemisch gebunden oder aus ihrer Verbindung verdrängt werden. Hier erkennen wir einen Weg, um unmittelbar das Val experimentell zu ermitteln. 1 Val ist die Gramm-Menge, die ein Val (= 1,008 g) Wasserstoff oder ein Val (= 8 g) Sauerstoff zu binden oder aus einer Verbindung zu verdrängen vermag. Aus der Beziehung:

$$\text{Äquivalentgewicht} = \frac{\text{Atomgewicht}}{\text{Wertigkeit}}$$

können wir aus dem experimentell festgestellten Val das Atomgewicht der einzelnen Elemente berechnen, denn Atomgewicht = Äquivalentgewicht · Wertigkeit.

K. Zusammenfassung (55.-62. Kapitel)

55. Kapitel: Technische Silikate I: Das Glas

Normales Glas ist ein Natrium-Kalzium-Doppelsilikat, das durch Zusammenschmelzen von Sand, Soda und Kalkstein hergestellt wird. Das Schmelzen des Glasflusses erfolgt in Wannenöfen mit Siemensscher Regenerativfeuerung. Anschließend wird das Glas durch Blasen, Ziehen oder Pressen geformt. Es ist eine feste Lösung.

56. Kapitel: Die Verarbeitung des Glases

Buntgläser entstehen durch Zusatz färbender Schwermetallverbindungen. Schwer schmelzbar sind die Kalikalkgläser. Das Kalibleiglas hat ein hohes Lichtbrechungsvermögen, das bei nachfolgendem Schliff besonders zur Geltung kommt (Kristallglas). Quarzgläser halten selbst schroffen Temperaturwechsel aus und sind für UV-Strahlen durchlässig. Email ist ein Bleiborsäuresilikat.

57. Kapitel: Soda und Pottasche

Soda = Natriumkarbonat Na_2CO_3 wird heute allgemein durch das Ammoniak-Soda-Verfahren nach Solvay hergestellt. Man löst zunächst in Sinkwerksole Ammoniak und Kohlendioxyd auf. Beide Bestandteile setzen sich zu Ammoniumbikarbonat um, das mit dem Natriumchlorid unter Bildung von Natriumbikarbonat und Ammoniumchlorid reagiert. Das Natriumbikarbonat setzt sich in der Glühhitze unter Kohlendioxydabspaltung zu Natriumkarbonat um, während durch gebrannten Kalk das für die Reaktion benötigte Ammoniak aus dem Nebenprodukt Ammoniumchlorid zurückgewonnen wird.

Kaliumkarbonat = Pottasche K_2CO_3 entsteht aus elektrolytisch gewonnener Kalilauge beim Einleiten von Kohlendioxyd. Soda und Pottasche dienen als Rohstoffe in der Seifen- und Glasindustrie, Soda außerdem zum Enthärten des Wassers und zum Waschen und Reinigen von Geweben.

58. Kapitel: Kalziumkarbonat

Kalziumkarbonat bildet auskristallisiert den Kalkspat, in Verunreinigung mit Ton den Kalkstein, fein kristallin den Marmor und erdig die Kreide. Das in reinem Wasser fast unlösliche Kalziumkarbonat wird in kohlendioxydhaltigem Wasser zu Kalziumbikarbonat gelöst.

Beim Verdunsten und Verdampfen des Wassers scheidet sich der Bikarbonatgehalt als Kalkstein wieder ab (Tropfsteinbildungen; Kesselstein).

Kalkhaltiges Wasser bezeichnet man als hartes Wasser, wobei man die Karbonathärte (= vorübergehende Härte) und die Sulfathärte (= bleibende Härte) unterscheidet. Beim Erhitzen des Wassers wird die Karbonathärte ausgeschieden, während die Sulfathärte nur durch chemische Zusätze (Sodazusatz) niedergeschlagen werden kann. Das wichtigste technische Verfahren der Wasserenthärtung ist das Kalk-Soda-Verfahren, in dem durch Kalziumhydroxyd die vorübergehende Härte und durch Sodazusatz die bleibende Härte ausgefällt wird.

59. Kapitel: Technische Silikate II: Tonwaren mit porigem Scherben

Ton wird beim Aufquellen in Wasser plastisch und formbar und erhärtet beim nachfolgenden Glühen durch Zusammensintern der Einzelteilchen. In Ringöfen werden die aus Lehmen und Tonen geformten Backsteine und Ziegel gebrannt, die in ihrem Inneren porös bleiben. Klinker brennt man bis zur Sinterung. Aus feuerfesten Tonen gewinnt man die Schamotte. Steingut ist eine Tonware mit porigem Scherben und einer darauf sitzenden wasserundurchlässigen Glasur.

60. Kapitel: Technische Silikate III: Tonwaren mit dichtem Scherben

Steinzeug erhält durch Brennen bei höheren Temperaturen einen dichten, glasigen Scherben, der mit Kochsalzglasur überzogen ist. Es wird in einem Brande hergestellt, während das Porzellan vor dem Glattbrand verglüht wird. Porzellan zeichnet sich durch dichten, glasigen, durchscheinenden Scherben aus. Es wird aus Kaolin, Kalifeldspat und Quarz hergestellt.

61. Kapitel: Chemisches Rechnen I: Atomgewicht, Molekulargewicht, Mol und Molvolumen

Das *Atomgewicht* ist eine Verhältniszahl, die uns das Gewicht eines Atomes angibt, wenn wir das Gewicht eines Sauerstoffatoms = 16 setzen.

Das *Molekulargewicht* ist die Summe der Atomgewichte der im Molekül vorhandenen Atome.

Das *Gramm-Molekül* oder *Mol* ist das in Gramm ausgedrückte Molekulargewicht.

Das *Volumengesetz von Gay-Lussac*: Verbinden sich gasförmige Elemente, so geschieht dies nach einfachen, ganzzahligen Volumenverhältnissen.

Die *Molekularhypothese von Avogadro*: In gleichen Räumen der verschiedensten Gase sind bei gleichem Druck und gleicher Temperatur eine gleiche Anzahl von Molekülen vorhanden.

Die *gasförmigen Elemente* kommen in Form zweiatomiger Moleküle vor mit Ausnahme der einatomigen Edelgase.

Das *Molvolumen* aller Gase beträgt bei 0° C und 760 mm Hg 22,4 Liter. In ihm ist ein Mol des betreffenden Stoffes enthalten.

62. Kapitel: Chemisches Rechnen II: Rechnen mit Molvolumen und Äquivalenten

Gasumrechnungsformel bei Temperaturabweichungen: $V_t = V_0 \cdot \left(1 + \frac{t}{273}\right)$

Äquivalentgewicht der Elemente = Atomgewicht : Wertigkeit

Äquivalentgewicht der Säuren = Molekulargewicht : Anzahl der ersetzbaren Wasserstoffatome

Äquivalentgewicht der Basen = Molekulargewicht : Anzahl der OH-Gruppen

Äquivalentgewicht der Salze = Molekulargewicht : Wertigkeit des für die Umsetzung wichtigen Bestandteiles.

Das *Gramm-Äquivalent* oder *Val* ist das in Gramm ausgedrückte Äquivalentgewicht.



DIE DEUTSCHE FERNSCHULE

LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT

VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH • BERLIN/LEIPZIG

63. Kapitel: Normallösungen und Maßanalyse

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[465] Die **Konzentration von Lösungen**. Die Konzentration einer Lösung bezeichnet die Menge, die von einem Stoffe in der Volumeneinheit der Lösung enthalten ist.

$$\text{Konzentration} = \frac{\text{Menge}}{\text{Volumen}}$$

Die Konzentration können wir entsprechend unseren Erkenntnissen aus den vorigen Kapiteln in Gewichtseinheiten, in Molen oder in Äquivalenten angeben.

Im täglichen Leben verwendet man die *Grammkonzentration*. Sie gibt an, wieviel Gramm eines Stoffes im Liter (oder in einer anderen Volumeneinheit) enthalten sind.

Der *Prozentgehalt* einer Lösung wird auf 100 cm^3 bezogen. Eine Zuckerlösung, die in 100 cm^3 20 g Zucker gelöst enthält, bezeichnet man als 20%ig.

[466] Welche Vorteile bietet die Rechnung mit **Äquivalenten**? Der Chemiker arbeitet häufig mit der *Molekularkonzentration* von Lösungen, die sich auf das Liter als Volumeneinheit bezieht.

Gehen wir zunächst von der Salzsäure aus, deren Molekulargewicht 36,5 beträgt! Sind in einer Lösung 45 g HCl im Liter enthalten, so entspricht diese Menge $\frac{45}{36,5} = 1,27$ Molen. Die Konzentration beträgt also 45 g/l oder 1,27 mol/l.

Die Konzentration einer Lösung gibt die Menge des gelösten Stoffes in der Volumeneinheit an.

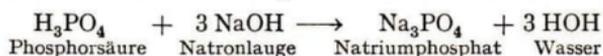
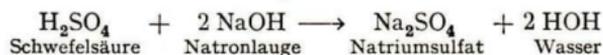
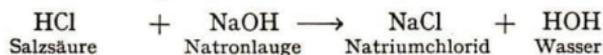
Im täglichen Leben verwenden wir die Grammkonzentration. Sie bezeichnet die Stoffmenge in Gramm, die in 1 Liter Lösung enthalten ist. Der Prozentgehalt einer Lösung bezieht sich auf 100 cm^3 .

Die Molekularkonzentration gibt an, wieviel Mol einer Substanz im Liter gelöst sind.

Die Molekularkonzentration besagt noch nichts über die chemischen Fähigkeiten, die in einer Lösung stecken.

Um diese zu erfassen, müssen wir die Konzentration des chemisch wirksamen Bestandteiles

In der Praxis besagt aber die Molekularkonzentration noch nichts über die chemischen Fähigkeiten, die in einer Lösung stecken. Sehen Sie sich bitte die folgenden drei Gleichungen an!



Aus diesen Gleichungen geht hervor, daß

- ein Mol Salzsäure
- ein Mol Natronlauge neutralisiert,
- ein Mol Schwefelsäure
- zwei Mol Natronlauge neutralisiert,
- ein Mol Phosphorsäure
- drei Mol Natronlauge neutralisiert.

Es kommt also weniger auf die molekulare Konzentration, als vielmehr auf die Konzentration des wirksamen Bestandteils einer Lösung an. Diese aber ist im Äquivalentbegriff erfaßt.

- 36,5 g HCl enthalten 1 Mol und gleichzeitig 1 Äquivalent,
- 98 g H₂SO₄ enthalten 1 Mol, aber 2 Äquivalente,
- 98 g H₃PO₄ enthalten 1 Mol, aber 3 Äquivalente.

[467] **Normallösungen.** Wollen wir drei Lösungen herstellen, welche die gleiche Neutralisationskraft haben, so müssen wir 36,5 g HCl, 98 : 2 = 49 g H₂SO₄ und 98 : 3 = 32,67 g H₃PO₄ jeweils zu einem Liter Lösung auffüllen. Derartige Lösungen, die ein Gramm-Äquivalent (= ein Val) im Liter enthalten, bezeichnet man als *Normallösungen* und schreibt kurz *n-Lösungen*.

Nach der Äquivalentkonzentration unterscheiden wir die Normallösungen von den 2-n-Lösungen, 1/2-n-Lösungen, 1/10-n-Lösungen usw., wobei die 2-n-Lösung 2 Val, die 1/2-n-Lösung 1/2 Val und die 1/10-n-Lösung 1/10 Val Substanz im Liter gelöst enthält.

Normalsäuren enthalten im Liter ein Val = 1,008 g durch Metall ersetzbaren Wasserstoff.

Normalbasen enthalten im Liter ein Val = 17 g Hydroxyl (-OH).

der Lösung untersuchen. Der chemisch wirksame Bestandteil aber ist im Äquivalentbegriff enthalten.

Wollen wir verschiedene Lösungen in ihrer Wirkung miteinander vergleichen, so müssen wir ihnen daher die gleiche Äquivalentkonzentration geben.

Normallösungen (n-Lösungen) sind Lösungen mit gleicher Äquivalentkonzentration; sie enthalten 1 Gramm-Äquivalent (= 1 Val) im Liter.

Normalsäuren enthalten 1 Val ersetzbaren Wasserstoff, Normalbasen 1 Val -OH, Normalsalze 1 Val chemisch wirksamer Substanz im Liter.

Normalsalzlösungen enthalten im Liter ein Val chemisch wirksamer Substanz.

[468] **Maßanalyse und Titrierverfahren.** Die Normallösungen werden in der Chemie zur Maßanalyse verwendet, welche als quantitative Analyse die Menge des vorhandenen Stoffes untersucht. Hierbei können wir z. B. eine Base unbekannter Konzentration mit einer Säure bekannter Konzentration neutralisieren und umgekehrt. Den tropfenweisen Zusatz der Flüssigkeit bekannter Konzentration zur Untersuchungsflüssigkeit nennen wir *Titration*¹⁾. Aus der Menge der bei der Titration verbrauchten Säure können wir dann die Konzentration der Base berechnen.

Meist gehen wir bei der Titration von Oxalsäure aus, die als kristallisierte Substanz genau abgewogen und ohne Schwierigkeiten in ihrer Äquivalentkonzentration bestimmt werden kann. Ihre Formel $\text{COOH} \cdot \text{COOH} \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ ergibt ein Molekulargewicht von 126 und bei einem Gehalt von zwei durch Metall ersetzbaren Wasserstoffatomen ein Äquivalentgewicht von 63. Wir wiegen 1 Val = 63 g kristallisierte Oxalsäure ab, lösen die Substanz in wenig Wasser auf und füllen die Lösung in einem Meßkolben (Abb. 151 auf Seite 329) bis zur Randmarke, d. h. auf einen Liter auf. Somit ist in einem Liter Lösung 1 Val Substanz enthalten; die Lösung ist *n-Oxalsäure*. Mit der hergestellten n-Oxalsäure können wir jede beliebige Lauge titrieren und danach geeignete Laugen in n-Laugen umwandeln. Diesen-Laugen ermöglichen die Titration jeder beliebigen Säure.

[469] **Indikatoren.** Bei der Neutralisation dienen die Indikatoren²⁾ zur Feststellung des Neutralpunktes. Dies sind Stoffe, die durch einen Farbumschlag saure und basische Reaktion einer Lösung anzeigen. Bisher lernen wir den Lackmusfarbstoff als Indikator kennen, der durch Säureeinwirkung rot und durch Baseneinwirkung blau gefärbt wird ([160] und [212]). Ein zweiter häufig angewendeter Indikator ist das Phenolphthalein (sprich: fenol-ftale-ihn), das durch Säuren farblos wird und bei Anwesenheit von Basen eine blutigrote Färbung annimmt.

Normallösungen dienen in der Maßanalyse zur mengenmäßigen Feststellung der chemisch wirksamen Substanz. So werden z. B. Basen unbekannter Konzentration durch Titration (tropfenweise Zugabe) mit Säuren bekannter Konzentration neutralisiert. Der Säureverbrauch ermöglicht die Berechnung der Äquivalentkonzentration der Untersuchungsflüssigkeit.

Normallösungen werden hergestellt durch Auflösen von 1 Val kristallisierte Substanz zu einem Liter Lösung.

Indikatoren zeigen durch Farbumschlag basische oder saure Reaktion der Lösungen an. Als Indikatoren dienen vor allem Lackmus und Phenolphthalein. Säuren färben Lackmus rot und machen Phenolphthalein farblos. Basen färben Lackmus blau und Phenolphthalein tiefrot. Der Farbumschlag erfolgt beim Überschreiten des Neutralpunktes.

¹⁾ le titre (franz.) = Gehalt (an chemisch wirksamer Substanz)

²⁾ indicäre (lat.) = anzeigen

● Versuch 203: Lackmus als Indikator. *Füllen Sie wenige Kubikzentimeter irgendeiner Lauge in ein Becherglas und geben Sie einen Tropfen Lackmuslösung zu! Lassen Sie nun in die blau gefärbte Flüssigkeit irgendeine Säure eintropfen! Jeder Säuretropfen verursacht an der Einfallstelle einen Farbumschlag in Rot, der aber wegen des Überwiegens der Lauge sofort wieder zurückgeht. Allmählich lichtet sich mit zunehmendem Säurezusatz die Blaufärbung auf, bis beim Überschreiten des Neutralpunktes die Farbe der gesamten Flüssigkeit in Rot umschlägt. Durch Zusatz von Lauge können Sie wieder den entgegengesetzten Farbumschlag hervorrufen.*

● Versuch 204: Phenolphthalein als Indikator. *Wiederholen Sie den Versuch 203 bei Verwendung von Phenolphthalein als Indikator!*

[470] **Durchführung einer Titration:** Untersuchung einer Lauge unbekannter Konzentration. Zur Titration verwenden wir eine lange Meßröhre = Bürette¹⁾ (Abb. 152), die am unteren Ende durch einen Hahn abgeschlossen ist. Diese füllen wir mit der eben hergestellten n-Oxalsäure, lesen genau das eingefüllte Volumen ab und notieren den Wert.

Dann entnehmen wir mit einer 25-cm³-Pipette²⁾ 25 cm³ Lauge unbekannter Konzentration durch vorsichtiges Ansaugen bis zur Randmarke (Abb. 153), füllen das abgemessene Quantum in ein Becherglas, versetzen es mit wenig Indikator und stellen das Glas unter den Bürettenhahn.

Unter ständigem Umrühren lassen wir aus der Bürette n-Oxalsäure in die Lauge hineintropfen und beobachten genau, wann die gesamte Flüssigkeit den charakteristischen Farbumschlag zeigt. Nun wird sofort der Oxalsäurezufluß unterbrochen und die Menge der eingeflossenen Oxalsäure genau festgestellt. Für exakte Messungen werden drei Titrationen hintereinander durchgeführt. Dann gewinnt man das Resultat durch Mittelwertberechnung. Derartige Titrationen werden in den Laboratorien und in den technischen Betrieben in der Praxis sehr viel durchgeführt, um die Anwesenheit bestimmter Stoffe mengenmäßig genau zu erfassen. So wird z. B. die Karbonathärte des Wassers (die Menge

Zur titrimetrischen Bestimmung einer Laugenkonzentration geben wir aus einer Bürette tropfenweise n-Oxalsäure in die mit Indikator versetzte Lauge, bis der Farbumschlag die Überschreitung des Neutralpunktes anzeigt. Aus dem Verbrauch an n-Oxalsäure berechnen wir die in der Untersuchungsflüssigkeit enthaltenen Äquivalente (-OH).

¹⁾ burette (franz.) = Kännchen

²⁾ pipette (franz.) = kleine Pfeife

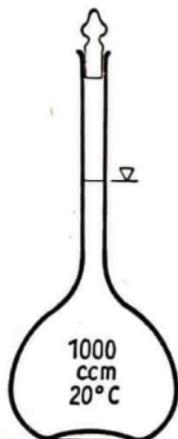


Abb. 151. Meßkolben

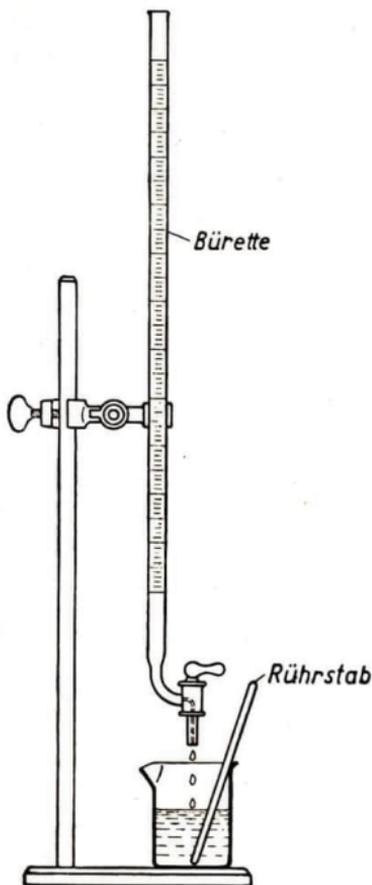


Abb. 152. Bürette



Abb. 153. Fipette

des gelösten Kalziumbikarbonats $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$) titrimetrisch durch Titration mit $\frac{1}{10}$ -n-HCl bestimmt. Meist müssen die Titrationsen in den Betrieben laufend als Kontrollversuche vorgenommen werden. Man ist daher gezwungen, die Bestimmungen zu mechanisieren, damit sie durch Hilfskräfte zuverlässig durchgeführt werden können. Es werden dann vielfach nur die Mengen der Titerflüssigkeit festgestellt und die Endresultate der titrimetrischen Berechnungen aus vorliegenden Tafelwerten abgelesen.

[471] **Titrimetrische Berechnungen A.** Nunmehr wollen wir den Alkaligehalt [427] der soeben titrierten Lauge berechnen.

Berechnung des Alkaligehalts von Kalilauge.

Annahme: Zur Titration von 25 cm³ Kalilauge unbekannter Konzentration wurden 31 cm³ n-Oxalsäure verbraucht.

Überlegung: Da ein Liter n-Oxalsäure 1 Äquivalent enthält, sind in 31 Kubikzentimetern 31/1000 Äquivalente enthalten. 31 cm³ n-Oxalsäure neutralisieren 25 cm³ Kalilauge; also sind auch in 25 cm³ Kalilauge 31/1000 Äquivalente enthalten. Da 25 cm³ Kalilauge = $\frac{1}{40}$ Liter sind, befinden sich in einem Liter Kalilauge 40 mal so viel Äquivalente.

Berechnung: 25 cm³ KOH enthalten $\frac{31}{1000}$ Äquivalente.

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ KOH enthalten } \frac{31 \cdot 40}{1000} = 1,24 \text{ Äquivalente.}$$

Molekulargewicht KOH = 56

Äquivalentgewicht KOH = 56

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ KOH enthalten } \frac{31 \cdot 40 \cdot 56}{1000} = 69,5 \text{ g KOH}$$

[472] **Titrimetrische Berechnungen B.** Bei Titrationen mit Normallauge kann man auch Säuren titrimetrisch berechnen.

Berechnung des Prozentgehaltes von Essig.

Annahme: Zur Titration von 20 cm³ ($=\frac{1}{50}$ l) Essig wurden 140 cm³ $\frac{1}{10}$ -n-NaOH verbraucht.

Überlegung: 140 cm³ n-NaOH enthalten 140/1000 Äquivalente.

$$140 \text{ cm}^3 \frac{1}{10}\text{-n-NaOH enthalten } \frac{140}{1000} \cdot \frac{1}{10} \text{ Äquivalente.}$$

Molekulargewicht Essigsäure CH₃COOH = 60

Äquivalentgewicht Essigsäure = 60 (denn nur das Wasserstoffatom der Karboxylgruppe -COOH ist durch Metall ersetzbar!)

Berechnung: 140 cm³ $\frac{1}{10}$ -n-NaOH bzw. 20 cm³ Essig

$$\text{enthalten } \frac{140}{1000} \cdot \frac{1}{10} \text{ Äquivalente.}$$

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ Essig enthalten } \frac{140}{1000} \cdot \frac{1}{10} \cdot 50 \text{ Äquivalente.}$$

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ Essig enthalten } \frac{140}{1000} \cdot \frac{1}{10} \cdot 50 \cdot 60 = 42 \text{ g CH}_3\text{COOH.}$$

Also ist der Essig 4,2% ig.

[473] Chlorwasserstoff HCl und Salzsäure HCl aq. Chlorwasserstoff ist in reinem Zustande ein Gas. Seine wässrige Lösung ist uns bereits als Salzsäure aus dem 18. Kapitel bekannt. Wie wir in [121] gesehen haben, löst die Salzsäure viele Metalle, z. B. Eisen oder Zink, unter Entwicklung von Wasserstoff auf:



Blauer Lackmusfarbstoff wird durch die Säure rot gefärbt. Prüfen wir in gleicher Weise das trockene Chlorwasserstoffgas, so beobachten wir weder eine Einwirkung auf Metalle noch eine Rotfärbung trockenen Lackmuspapieres. Auch die physikalischen Eigenschaften der Verbindung sind grundlegend anders.

In Abschnitt [122] lernten wir die Salzsäure als Leiter des elektrischen Stromes kennen. Bei Stromdurchgang wird die Salzsäure in Chlorgas und Wasserstoffgas zerlegt. Reines Wasser ist aber ebenso ein Nichtleiter des elektrischen Stromes wie das trockene Chlorgas. In wässriger Lösung muß also eine Veränderung des Chlorwasserstoffs eingetreten sein.

[474] **Elektrolytische Dissoziation.** Physikalische Untersuchungsergebnisse legten den Schluß nahe, daß das Chlorwasserstoffmolekül in wässriger Lösung in seine beiden Bestandteile, in Wasserstoff und Chlor, aufgespalten wird. Die elektrische Leitfähigkeit der Lösung zeigt, daß diese Teilchen elektrisch geladen sind. Man nimmt also an, daß die ungeladenen Chlorwasserstoffmoleküle in wässriger Lösung in positiv geladene Wasserstoffteilchen und in negativ geladene Chlorteilchen zerfallen. Diese Spaltung bezeichnet man als elektrolytische Dissoziation¹⁾. Wir müssen uns vorstellen, daß die Wassermoleküle sich zwischen die geladenen Bestandteile des Chlorwasserstoffmoleküls schieben und diese auseinanderdrängen. Allgemein können wir sagen, daß alle Elektrolyte (= Stromleiter) in wässriger Lösung dissoziieren.

*Elektrolyte*²⁾ oder Stromleiter sind die Säuren, die Ba-

Obwohl Chlorwasserstoff und Salzsäure chemisch die gleiche Formel haben, zeigen sie in ihrem physikalischen und chemischen Verhalten große Unterschiede. So gibt Chlorwasserstoff keine der bekannten Säurereaktionen. Es muß also in wässriger Lösung eine Veränderung des Stoffes erfolgt sein.

In wässriger Lösung werden auch ohne Stromdurchgang die Elektrolyte in elektrisch geladene Atome oder Atomgruppen, die Ionen, gespalten. Diesen Vorgang bezeichnen wir als elektrolytische Dissoziation.

¹⁾ dissociäre (lat.) = trennen

²⁾ élekttron (griech.) = Bernstein; lýo (griech.) = ich löse

sen und die Salze. *Nichtelektrolyte* oder Nichtleiter sind das chemisch reine Wasser und die meisten organischen Verbindungen, wie z. B. Alkohol, Petroleum, Zucker und Harnstoff.

Wenn ein Metall, z. B. ein Kupferdraht, als Stromleiter dient, so wird es selbst stofflich nicht verändert (Leiter 1. Klasse). Säuren, Basen und Salze hingegen werden in wässriger Lösung beim Stromdurchgang zersetzt (Leiter 2. Klasse).

Säuren, Basen und Salze sind Stromleiter oder Elektrolyte. Nichtelektrolyte hingegen sind chemisch reines Wasser und viele organische Verbindungen (Zucker, Alkohol usw.).

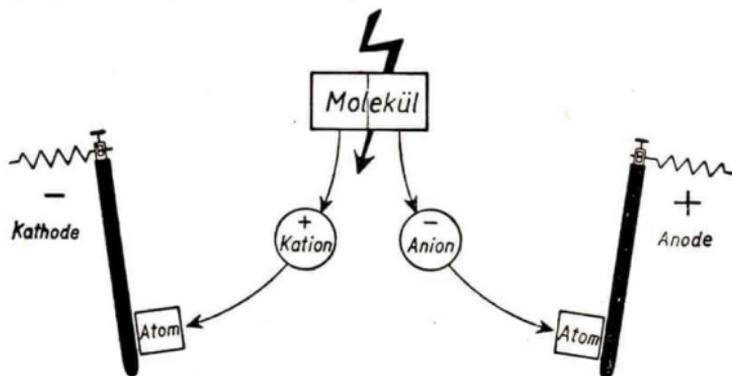


Abb. 154. Schema der Elektrolyse

[475] **Die Ionen.** Die Moleküle der Säuren, Basen und Salze zerfallen in wässriger Lösung größtenteils in Atome und Atomgruppen, die elektrisch geladen sind und die bei Stromdurchgang als Stromträger in der Flüssigkeit wandern. Zum Unterschiede von den unelektrischen Molekülen und Atomen nennen wir sie daher „Wanderer“ = *Ionen*¹⁾. Sie wandern bei Stromdurchgang zu den Elektroden²⁾, die wir als positiv geladene Anode³⁾ und als negativ geladene Kathode⁴⁾ unterscheiden.

Die Ionen tragen teils positive, teils negative Ladungen und wandern jeweils zu den Gegenpolen. Dort werden sie entladen und kehren damit in den Zustand des elektrisch ungeladenen Atoms zurück. Das plusgeladene Ion wandert zum Minuspol, der Kathode; wir bezeichnen es daher als Kathodenwanderer oder *Kation* (Abb. 154). Das minusgeladene Ion wandert zum Pluspol, der Anode; es heißt daher Anodenwanderer

Die Moleküle der Säuren, Basen und Salze zerfallen in wässriger Lösung in elektrisch geladene Atome oder Atomgruppen, die als Ionen bezeichnet werden. Bei Stromdurchgang wandern die Ionen als Stromträger zu den entgegengesetzten geladenen Elektroden und werden dort entladen.

Die positiv geladenen Kationen wandern zum negativen Pol, der Kathode, die negativ geladenen Anionen zum positiven Pol, der Anode. Die Zersetzung des Elektrolyten bei Stromdurchgang, die durch räumliche Trennung der Kationen von den Anionen und durch deren Entla-

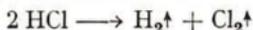
¹⁾ Ion (griech.) = wandernd - ²⁾ hodós (griech.) = Weg

³⁾ ánodos (griech.) = Zugang - ⁴⁾ káthodos (griech.) = Abgang

oder *Anion*. Durch die Wanderung der Ionen werden diese räumlich voneinander getrennt. Sie können sich nach erfolgtem Stromdurchgang nicht wieder zu den ursprünglichen Molekülen vereinigen. Diese Zersetzung des Elektrolyten beim Durchgang des elektrischen Stromes bezeichnet man als *Elektrolyse*.

Ionen und Atome haben einen verschiedenen Energieinhalt und weisen daher auch Unterschiede in ihrem physikalischen und chemischen Verhalten auf. So sieht das unelektrische Kupferatom kupferrot aus, während das elektrisch geladene Kupfer-Ion blau aussieht. Kupfersalze lösen sich daher in Wasser mit blauer Farbe. Werfen wir Natrium im Atomzustand auf Wasser, so wird dieses unter Laugenbildung zersetzt (Versuch 130). Werfen wir hingegen die Natriumverbindung Kochsalz in Wasser, so zerfallen bei der Lösung die Kochsalzmoleküle in Natrium-Ionen und Chlor-Ionen. Die ersteren bilden mit dem Lösungswasser keine Lauge, wovon Sie sich leicht beim Salzen der Suppe überzeugen können. Das Natrium-Atom hat also chemisch völlig andere Eigenschaften als das Natrium-Ion.

[476] **Die Elektrolyse der Salzsäure.** In wässriger Lösung zerfallen die Salzsäuremoleküle in Wasserstoff-Kationen und Chlor-Anionen (= Dissoziation). Bei Stromdurchgang beginnen die in der Lösung unsichtbaren Ionen zu wandern und werden von den entgegengesetzt geladenen Polen angezogen (Abb. 155). Dort entladen sie sich zu elektrisch neutralen Atomen.



zung an den Gegenpolen zu erklären ist, wird als *Elektrolyse* bezeichnet. Atome und Ionen unterscheiden sich durch ihren verschiedenen Energiegehalt. Daher zeigen sie auch Unterschiede in ihrem physikalischen und chemischen Verhalten.

Die Salzsäuremoleküle zerfallen in wässriger Lösung in positiv geladene Wasserstoff-Kationen und negativ geladene Chlor-Anionen. Bei Stromdurchgang wandern die Ionen zu den Gegenpolen und entladen sich dort, so daß

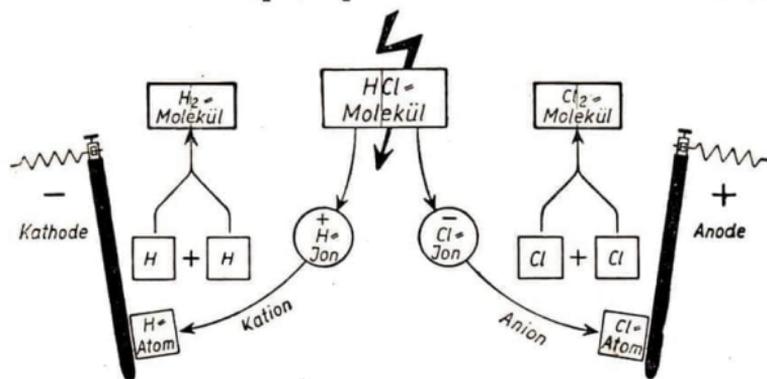


Abb. 155. Schema der Salzsäure-Elektrolyse

Die Salzsäure wird hierbei in elementare Gase zersetzt, deren Einzelatome sich sofort zu den Gasmolekülen H_2 und Cl_2 zusammenlagern. Diese treten in großen Mengen zu Gasblasen zusammen, die an den Elektroden sichtbar werden (Versuch 88). Da sich der Wasserstoff an der Kathode (—) abscheidet, muß er positiv geladen sein. Das an der Anode (+) sich abscheidende Chlor muß eine negative Ladung getragen haben.

die Salzsäure in Wasserstoffgas und Chlorgas zerfällt.

[477] **Nebenreaktionen komplizieren den einfachen Gang der Elektrolyse.** Nicht immer können wir die durch Elektrolyse entstandenen Spaltprodukte an den Elektroden nachweisen. So sahen wir bereits in den Abschnitten [116] und [117], daß sich bei der Kochsalzelektrolyse als sichtbare Endprodukte nicht das erwartete Natrium und Chlor bildeten, sondern daß Chlor und Wasserstoff entstanden (Abb. 49). Das primär entstandene Natrium hatte sich sofort mit dem Wasser zu Natronlauge umgesetzt, wie die Blaufärbung des Lackmusfarbstoffes bewies, während aus dem Wassermolekül der Wasserstoff in Freiheit gesetzt wurde.

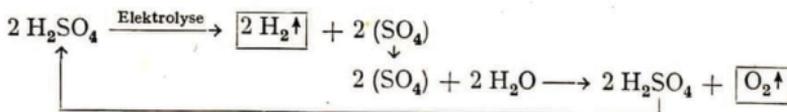
Bei der Kochsalzelektrolyse vermischen wir als Spaltprodukt das Natrium. Es setzt sich an der Kathode sofort mit dem Wasser zu Natronlauge um, wobei Wasserstoff frei wird.

Nebenreaktion an der Kathode:



Auch bei der elektrolytischen Zersetzung der Schwefelsäure zeigen sich Nebenreaktionen mit dem Lösungswasser. Wieder scheidet sich an der Kathode Wasserstoff ab, während das Säurerest-Ion (SO_4) zur Anode hinüberwandert und dort entladen wird. Der unelektrische Säurerest aber tritt in freiem Zustande nicht auf. Er reagiert sofort mit dem Wasser unter Rückbildung von Schwefelsäure, wobei Sauerstoff frei wird.

Die Schwefelsäuremoleküle werden in wässriger Lösung in Wasserstoffkationen und Sulfat-Anionen gespalten, die bei der Elektrolyse zu den entgegengesetzt geladenen Polen wandern. Der entladene Säurerest reagiert sofort mit dem Wasser unter Rückbildung der Schwefelsäure, wobei Sauerstoff frei wird.



So wird der Anschein erweckt, als würde nur das Wasser in seine beiden Bestandteile zersetzt und die Säure wäre an dem Vorgang unbeteiligt.

[478] **Versuche zur Kupfersulfat-Elektrolyse.** Wir wollen nun in einer Reihe von Versuchen das Wesen der Kupfersulfat-Elektrolyse kennenlernen.

Elektrolysieren wir eine Kupfersulfatlösung, so wird ihre Farbe zuneh-

● Versuch 205: Durchführung der Kupfersulfat-Elektrolyse. *Wir lösen in einem Becherglase etwa 5 g Kupfervitriol in 50 cm³ Wasser und fügen einige Tropfen Schwefelsäure hinzu. Als Elektroden führen wir zwei Kohlestäbe (Bogenlichtkohlen, Kohlen aus Taschenlampenbatterien) in die Lösung ein und verbinden sie mit den Polen eines 4-V-Akkumulators. Nach einer Versuchsdauer von 10 bis 15 Minuten unterbrechen wir den Strom und untersuchen die Lösung und die Elektroden. Die ursprünglich durch Kupfer-Ionen tiefblau gefärbte Lösung ist viel heller, eventuell sogar farblos geworden. Den einen Kohlestift, der als Kathode diente, finden wir mit einer Kupferschicht (atomares Kupfer) überzogen, während der andere Kohlestift unverändert ist.*

mend heller. Das Kupfer schlägt sich an der Kathode nieder und bildet auf ihr einen Kupferüberzug.

● Versuch 206: Wiederholung des Versuches nach Umpolung. *Vertauschen Sie jetzt die Pole, und schalten Sie den Strom wieder für die gleiche Versuchsdauer ein! Der Kupferüberzug wandert von der einen Kohle zur anderen, wobei die Lösung sich wieder blau färbt (Abb. 156). Dann wird die Lösung wieder heller.*

Beim Umpolen wandert das Kupfer zur neuen Kathode. Es geht an der Anode in Lösung und setzt sich an der Kathode ab. Die Wanderung der Ionen läßt sich während des Versuches gut verfolgen, da die Kupfer-Ionen blau gefärbt sind.

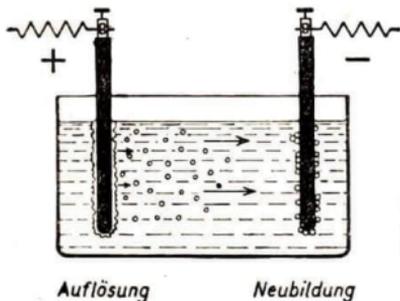


Abb. 156. Umpolung während der Kupfersulfat-Elektrolyse

● Versuch 207: Durchführung der Elektrolyse mit Kupferelektroden. *Wiederholen Sie den Versuch 205, wobei Sie die Kohleelektroden durch dünne Kupferbleche ersetzen! Wieder überzieht sich die Kathode mit einer ständig dicker werdenden Kupferschicht, während die Anode immer dünner wird. Die Farbe der Lösung verändert sich nicht.*

Bei der Verwendung von Kupferelektroden wird die Anode aufgelöst, während die Kathode sich laufend verstärkt.

● Versuch 208: Umpolen der Kupferelektroden. *Polen Sie noch einmal die Elektroden um! Das Kupfer wandert dann von der dick angeschwollenen Elektrode, die jetzt Anode ist, zu der neuen Kathode.*

[479] Erklärung der chemischen Vorgänge bei der Kupfersulfat-Elektrolyse. Nunmehr wollen wir versuchen, die Beobachtungen während der Versuchsserie theoretisch zu erklären. Dann erst werden wir die Versuchsergebnisse verstehen können.

Erklärung zum Versuch 205: Kupfervitriol hat die Formel $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$. Bei der Lösung findet eine Aufspaltung der Kupfersulfatmoleküle in Cu-Kationen und (SO_4) -Anionen statt. Das positiv geladene Metall wandert zur Kathode, wird dort entladen und schlägt sich atomar auf der Kathode nieder (Verkupferung). Der negativ geladene Säurerest wandert zur Anode, gibt dort seine Ladung ab und reagiert mit dem Wasser unter Bildung von Schwefelsäure (Abb. 157).

Beim Lösen werden die CuSO_4 -Moleküle in Kupfer- und Sulfat-Ionen aufgespalten. Die Kupfer-Ionen wandern beim Stromdurchgang zur Kathode und verkupfern diese. Die Sulfat-Ionen wandern zur Anode, geben Sauerstoff ab und reagieren mit dem Wasser unter Bildung von Schwefelsäure.

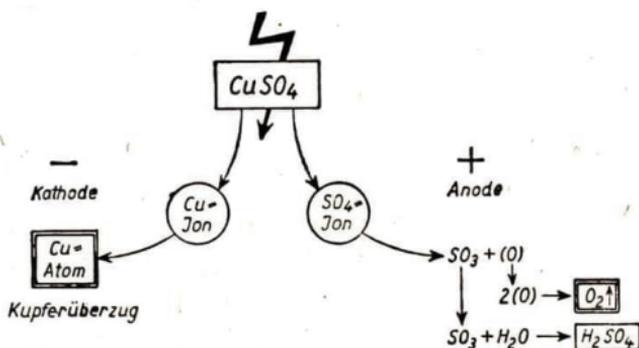


Abb. 157. Schema der Kupfersulfat-Elektrolyse

Erklärung zum Versuch 206: Nach der Umpolung geht der Metallüberzug an der ursprünglichen Kathode in Lösung (Abb. 156). Die Kupfer-Ionen wandern zur neuen Kathode, werden dort entladen und scheiden sich ab.

Erklärung zu den Versuchen 207 und 208: Benutzt man bei der Kupfersulfat-Elektrolyse Kupferelektroden, so wird die Anode allmählich aufgelöst und die Kathode gleichlaufend verstärkt. Von der Anode gehen so viel Kupfer-Ionen in Lösung, wie an der Kathode metallisch abgeschieden werden. Die Konzentration des Elektrolyten ändert sich dabei nicht, solange noch an der Anode Kupfer zur Verfügung steht.

Während in Versuch 205 die Kupfer-Ionen der Lösung ausgeschieden werden und damit die Lösung an Kupfer-Ionen verarmt, ändert sich bei Verwendung von Kupferelektroden die Zahl der Kupfer-Ionen nicht.

Vorgang an der Anode: $\text{SO}_4 + \text{Cu} \longrightarrow \text{CuSO}_4$.

[480] **Galvanoplastik und Kupferraffinierung.** Der Versuch 206 gibt uns einen Einblick in das Verfahren der Galvanoplastik. Eine Plastik wird in Gips modelliert und durch Aufbürsten von Graphitpulver leitend gemacht, denn Kohlenstoff ist ein Leiter für Elektrizität. Dann hängt man die Plastik als Kathode in ein Kupferbad, dessen Anode aus reinem Kupfer besteht. Während die Anode allmählich bei Stromdurchgang aufgelöst wird, wandern die Kupfer-Ionen zur Kathode und bilden auf dieser einen zusammenhängenden Überzug, dessen Dicke von der Länge der Stromeinwirkung abhängt.

Der Versuch 207 veranschaulicht das Prinzip der in Amerika viel durchgeführten elektrolytischen Kupferraffinierung. Das unreine Rohkupfer wird in Platten gegossen, und diese werden als Anode in der angegebenen Weise elektrolysiert, während ein dünnes Blech aus reinem Kupfer die Kathode bildet. Man läßt die Zersetzungszellen etwa drei Wochen unter Strom und entnimmt ihnen dann das sehr reine Kathodenkupfer. Der Boden der Zelle wird gereinigt. Auf ihm hat sich eine dicke Schicht Anodenschlamm abgesetzt, der größere Mengen Silber und Gold enthält und auf diese Edelmetalle hin verarbeitet wird.

[481] **Weitere Anwendungsgebiete der Elektrolyse.** Durch Kochsalzelektrolyse werden Wasserstoff, Chlor und Natronlauge gewonnen ([116] und [117]). Nicht nur wässrige Lösungen, sondern auch Schmelzen können elektrolysiert werden. So gewinnt man die Leichtmetalle Natrium, Kalium, Kalzium, Magnesium und Aluminium durch Schmelzflußelektrolysen. Dem Verfahren der Galvanoplastik [480] entsprechen elektrolytische Verfahren zur Herstellung dünner metallischer Überzüge: Verkupfern, Vernickeln, Verchromen, Versilbern usw. Die zu veredelnden Gegenstände werden als Kathoden in Metallbäder gehängt.

Neuerdings werden auch Schwermetalle in reiner Form auf elektrolytischem Wege hergestellt, so Kupfer, Zink und Eisen.

In der Galvanoplastik hängt man Plastiken, die durch Aufbürsten von Graphitpulver leitend gemacht wurden, als Kathode in ein Kupferbad. Bei Stromdurchgang werden sie von einer gleichmäßigen Kupferschicht überzogen.

Das Rohkupfer wird vielfach einer elektrolytischen Raffinierung unterworfen. Man hängt es als Anode in ein Kupferbad. Beim Stromdurchgang wandert das Kupfer zur Kathode, die sich aus reinstem Kupfer aufbaut. Aus dem Anodenschlamm werden wertvolle Nebenprodukte (Ag, Au) gewonnen.

Die Kochsalzelektrolyse liefert uns Cl, H und NaOH.

Durch Elektrolyse von Schmelzflüssen gewinnt man die Leichtmetalle. Neuerdings werden auch Schwermetalle in reiner Form durch Elektrolyse gewonnen (Raffinierung). Feinste Metallüberzüge werden ebenfalls elektrolytisch hergestellt (Vernickeln, Verchromen, Verkupfern).

65. Kapitel: Die Ionenlehre

A. Lehrgang

[482] **Svante Arrhenius und seine Lehre.** 1887 stellte der schwedische Forscher Svante Arrhenius¹⁾ die Hypothese der elektrolytischen Dissoziation auf. Mit ihrer Hilfe sollten die physikalisch festgestellten Abweichungen von der normalen Siedepunktserhöhung bzw. Gefrierpunktserniedrigung erklärt werden. Seine Lehre umfaßt folgende bereits festgestellte Tatsachen:

- a) Wässrige Lösungen und Schmelzen von Elektrolyten (Leitern) enthalten Ionen.
- b) Ionen sind elektrisch geladene Atome oder Atomgruppen.
- c) Aus einem Molekül entstehen positiv und negativ geladene Ionen, deren Ladungssumme sich zahlenmäßig ausgleicht. Daher erscheint die Lösung oder die Schmelze nach außen hin elektrisch neutral.
- d) Bei der Elektrolyse werden die Ionen von den entgegengesetzt geladenen Elektroden angezogen und entladen sich an ihnen.

Anfangs wurde dieser Hypothese vielfach widersprochen. Man übersah den Unterschied zwischen Atom und Ion. Die elektrische Ladung stellt einen Energiegehalt dar, durch den auch die chemischen Eigenschaften des Stoffes sich ändern. Das Chlor-Ion hat einen ganz anderen Energieinhalt als das Chlor-Atom; folglich haben beide auch ganz verschiedene chemische Eigenschaften. Wenn auch die Lehre von Arrhenius nicht allen Ansprüchen der modernen Atomforschung gerecht werden kann, so ist sie doch auch heute noch zur Erklärung der Vorgänge in verdünnten Lösungen unentbehrlich.

[483] **Die Bezeichnung der Ionen.** Physikalische Forschungen haben ergeben, daß das einwertige Wasserstoff-Ion die gleiche, aber mit entgegengesetztem Vorzeichen versehene Ladung wie das einwertige Chlor-Ion besitzt. Die Ladung des letzteren ist die Ladungsmenge eines Elektrons. Das zweiwertige (SO_4)-Ion besitzt die

B. Kurzfassung

Die Lehre von der elektrolytischen Dissoziation wurde 1887 von dem schwedischen Forscher Svante Arrhenius aufgestellt. Ihre wesentlichsten Punkte sind:

- a) In wässrigen Lösungen sind Ionen vorhanden.
- b) Ionen sind elektrisch geladene Atome oder Atomgruppen.
- c) Die Moleküle werden in + und - geladene Ionen aufgespalten, deren Ladungssumme sich zahlenmäßig ausgleicht. Daher erscheinen die Lösungen nach außen neutral.
- d) Bei der Elektrolyse findet eine Ionenwanderung nach den Gegenpolen statt.
- e) Atom und Ion unterscheiden sich durch ihren Energiegehalt; dieser bedingt Verschiedenheit der chemischen Eigenschaften.

Die positiven Ladungen der Ionen werden durch hochgestelltes + oder dargestellt, wobei für jede Ladung ein gesondertes Zeichen gesetzt wird. Die negativen La-

¹⁾ Svante Arrhenius, schwedisch. Physikochemiker, 1859 1927.

doppelte, das dreiwertige (PO₄)-Ion die dreifache Ladung wie das einwertige Chlor-Ion.

In der chemischen Zeichensprache ist es üblich, jede Ladung gesondert zu bezeichnen, und zwar die positive Ladung mit einem hochgestellten Kreuz oder Punkt, die negative Ladung mit einem hochgestellten Minuszeichen oder Schrägstrich. Wir erhalten dann als Zeichen für

Atome bzw. Radikale	Ionen-Bezeichnungen	
H ^I , Na ^I , (NH ₄) ^I	H ⁺ , Na ⁺ , NH ₄ ⁺	H [·] , Na [·] , NH ₄ [·]
Mg ^{II} , Al ^{III}	Mg ⁺⁺ , Al ⁺⁺⁺	Mg ^{··} , Al ^{···}
Cl ^I	Cl ⁻	Cl [']
S ^{II} , (SO ₄) ^{II}	S ⁻⁻ , SO ₄ ⁻⁻	S ^{''} , SO ₄ ^{''}
P ^{III} , (PO ₄) ^{III}	P ⁻⁻⁻ , PO ₄ ⁻⁻⁻	P ^{'''} , PO ₄ ^{'''}

· und ' sind also die Zeichen für positive und negative Ladungseinheiten.

[484] **Die Bedeutung dieser Symbolik.** Ein Atom oder eine Atomgruppe wird zum Kation, indem es ein Elektron oder mehrere Elektronen abgibt. Kationen haben also Elektronenmangel; sie erscheinen daher positiv geladen.

Ein Atom oder eine Atomgruppe wird zu einem Anion, wenn Elektronen aufgenommen werden. Anionen haben also Elektronenüberschuß.

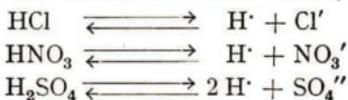
H[·] bedeutet: Das Wasserstoff-Ion ist aus dem Wasserstoff-Atom durch Verlust eines Elektrons hervorgegangen.

Cl['] bedeutet: Das Chlor-Ion ist aus dem Chlor-Atom durch Aufnahme eines Elektrons hervorgegangen.

[485] **Neue Definition der Säuren, Basen und Salze.** Die Ionenlehre vermittelt uns tiefere Einblicke und besseres Verständnis für das Wesentliche vieler chemischer Reaktionen.

a) Definition der Säuren

Säuren sind Verbindungen, die in wässriger Lösung positiv geladene Wasserstoff-Ionen bilden, z. B.:



Die bei der Dissoziation der Säuren auftretenden Wasserstoff-Ionen bedingen den sauren Geschmack der Lö-

sungen werden durch hochgestelltes - oder ' bezeichnet.

Na⁺, Cl⁻ oder Na[·], Cl[']. Ca⁺⁺, S⁻⁻ oder Ca^{··}, S^{''}. Es sind die Zeichen für positive oder negative Ladungseinheiten; ihre Zahl stimmt also mit der Wertigkeitszahl überein.

Ein Atom wird zum Kation, wenn es Elektronen abgibt. Kationen haben Elektronenmangel und sind daher positiv geladen.

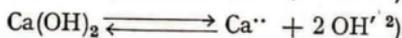
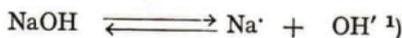
Ein Atom wird zum Anion, wenn es Elektronen aufnimmt. Anionen haben Elektronenüberschuß und sind daher negativ geladen.

Säuren sind Verbindungen, die in wässriger Lösung H[·]-Ionen bilden. Letztere bewirken die typischen Säurereaktionen.

sung (daher der Name „Säure“). Das Wasserstoff-Ion färbt blauen Lackmusfarbstoff rot („Reagens auf Säuren“).

b) Definition der Basen

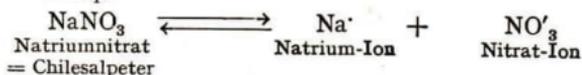
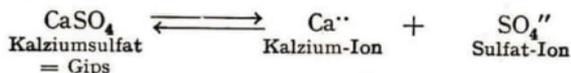
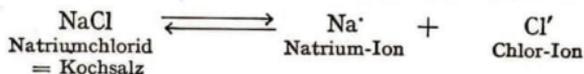
Basen sind Verbindungen, die in wässriger Lösung negativ geladene Hydroxyl-Ionen bilden, z. B.:



Das Hydroxyl-Ion OH' bedingt den seifigen Geschmack der Lauge und die Blaufärbung von Lackmus („Reagens auf Basen“).

c) Definition der Salze

Salze sind Verbindungen, die in wässriger Lösung in Metall-Ionen und in Säurerest-Ionen zerfallen, z. B.:



Diese neuen Definitionen verhelfen uns zu einem besseren Verständnis der chemischen Umsetzungen. Wir erkennen jetzt, warum alle Säuren mit Metallen Wasserstoff entwickeln und warum alle Basen Lackmus blau färben. Verbindungen, die in wässriger Lösung die gleichen Ionen entwickeln, zeigen auch in ihren Reaktionen weitgehende Übereinstimmungen, denn die Ionen sind die eigentlichen Träger der chemischen Reaktionen.

[486] **Der Dissoziationsgrad.** Bei der Einwirkung von Säuren auf Metalle [220] bemerkten wir, daß die einzelnen Säuren in recht verschiedener Menge Wasserstoff entwickeln. Auch hierfür gibt die Ionenlehre eine Erklärung. Die Elektrolyte sind entweder vollständig oder teilweise oder nur in sehr geringem Maße in Ionen

¹⁾ Natriumhydroxyd; wässrige Lösung = Natronlauge

²⁾ Kalziumhydroxyd; wässrige Lösung = Kalkwasser

³⁾ Aluminiumhydroxyd

Basen sind Verbindungen, die in wässriger Lösung OH'-Ionen bilden. Letztere bewirken die typischen Basenreaktionen.

Salze sind Verbindungen, die in wässriger Lösung Metall-Ionen und Säurerest-Ionen entwickeln.

Stoffe, die in wässriger Lösung die gleichen Ionen bilden, zeigen auch in ihren Reaktionen weitgehende Übereinstimmungen.

Die einzelnen Elektrolyte sind in recht verschiedenem Maße in wässriger Lösung dissoziiert. Sind alle Moleküle dissoziiert, so fallen die Charakterreaktionen des Stoffes stark aus (starke Säure, starke Base); sind nur wenige Moleküle dis-

gespalten. Wir unterscheiden hiernach starke, mittelstarke und schwache Elektrolyte.

Die Moleküle der Salzsäure sind in wässriger Lösung praktisch vollständig in Ionen gespalten. Somit stehen alle Wasserstoffatome der Salzsäure als Ionen für chemische Reaktionen sofort zur Verfügung. Man bezeichnet die Salzsäure als *starke Säure* [221].

Schwefelwasserstoff H_2S ist nur in sehr geringem Maße dissoziiert. Somit stehen auch nur wenige der vorhandenen Wasserstoffatome als Ionen für chemische Reaktionen zur Verfügung. Schwefelwasserstoff ist deshalb eine *schwache Säure*.

Ebenso sind starke und schwache Basen zu unterscheiden. Nur die Salze zeigen eine weitgehende Regelmäßigkeit; die meisten Salze sind stark dissoziiert.

[487] **Definition des Dissoziationsgrades.** Die Stärke des Elektrolyten drückt man durch den Dissoziationsgrad aus, der angibt, welcher Prozentsatz der gelösten Moleküle des Elektrolyten in Ionen dissoziiert ist.

Dissoziationsgrad in % (ermittelt für 0,1-normale Lösungen)

a) Säuren		
HCl	91%	} starke Säuren
HNO_3	92%	
H_2SO_4	58%	
H_3PO_4	26%	} mäßig starke Säuren
CH_3COOH	1,3%	
H_2CO_3	0,17%	} schwache Säuren
H_2S	0,07%	
HCN	0,007%	
b) Basen		
KOH	89%	} starke Basen
NaOH	84%	
$Ba(OH)_2$	80%	
$Ca(OH)_2$	90% (bei 0,015-n)	
NH_4OH	1,3%	} mäßig starke Base
c) Salze		
KCl	86%	
KNO_3	83%	
$AgNO_3$	81%	
K_2SO_4	71%	
$CuSO_4$	22%	

soziiert, so sind auch die Charakterreaktionen nur schwach angedeutet (schwache Säure, schwache Base).

Der Dissoziationsgrad gibt die Prozentzahl der in wässriger Lösung dissoziierten Moleküle an.

Tabelle 9: Der Dissoziationsgrad der Elektrolyte.

Der Dissoziationsgrad eines Elektrolyten ist in starkem Maße von der Konzentration der Lösung abhängig. Mit der Erhöhung der Konzentration nimmt allgemein der Dissoziationsgrad ab.

Der Dissoziationsgrad ist von der Konzentration der Lösung abhängig. Je geringer die Konzentration, desto größer die Dissoziation (bis zu einem Grenzwert).

[488] Die „Stärke“ der Säuren. Unter „Stärke der Säure“ verstehen wir nicht immer dasselbe. Sie kann in Beziehung gesetzt werden zum Dissoziationsgrad, oder sie kann in bezug auf die gegenseitige Verdrängungswirkung verstanden werden.

Die am stärksten dissoziierte Säure entfaltet am schnellsten ihre Säureeigenschaften.

Die am wenigsten flüchtige Säure verdrängt die flüchtigeren Säuren aus ihren Salzen.

Verstehen wir unter der stärksten Säure diejenige, die ihre Säurewirkungen am schnellsten entfaltet, so meinen wir die am stärksten dissoziierte Säure, denn die Stärke der Säure ist dann proportional ihrem Dissoziationsgrad. Verstehen wir unter der stärksten Säure diejenige, welche die anderen Säuren aus ihren Verbindungen verdrängt, so ist die am wenigsten flüchtige Säure gemeint. Denn Stärke in diesem Sinne ist meist abhängig von der Flüchtigkeit der Säure (siehe [224]).

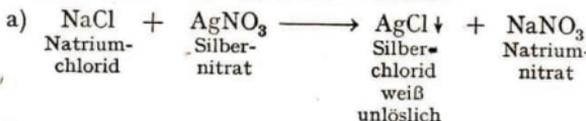
66. Kapitel: Ionenreaktionen, Ionengleichungen, Hydrolyse

A. Lehrgang

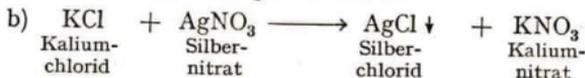
B. Kurzfassung

[489] Die Entstehung des Silberchlorid-Niederschlags. Die chemischen Einwirkungen zwischen Elektrolyten sind meist auf Ionenreaktionen zurückzuführen. In Versuch 75 lernten wir die Reaktion des Kochsalzes mit dem Silbernitrat kennen:

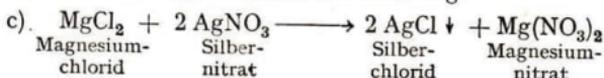
Die chemischen Reaktionen zwischen Elektrolyten sind meist Ionenreaktionen.



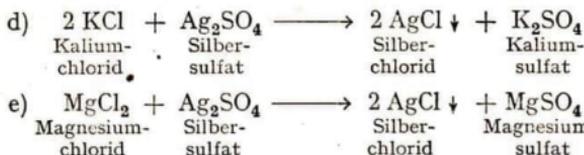
Ersetzen wir das Kochsalz durch Kaliumchlorid, so verläuft die Reaktion ganz ähnlich:



Auch bei der Verwendung von Magnesiumchlorid zeigt sich der weiße Silberchlorid-Niederschlag:

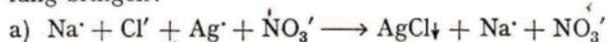


Silbersulfat liefert die gleichen Reaktionen:



Jede dieser Gleichungen erweckt zunächst den Eindruck, als ob die Entstehung des Silberchlorides gerade von den darin vorkommenden Stoffen abhängt.

[490] **Untersuchung der Ionenreaktionen.** Wenden wir jetzt unsere Kenntnisse über die Dissoziation der Elektrolyte in wässrigen Lösungen an, so können wir auch in den Gleichungen die Dissoziation zur Darstellung bringen:



Auf beiden Seiten der Gleichung kommen die Ionen Na^+ und NO_3^- vor. Sie sind also an der Entstehung des Silberchlorid-Niederschlags nicht beteiligt. Wir können deshalb diese Ionen aus der Gleichung streichen und erhalten die einfache und übersichtliche *Ionengleichung*



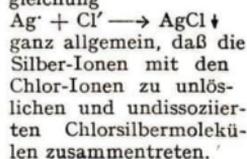
Lösen Sie bitte nunmehr auch die Gleichungen b) bis e) auf, indem Sie die einzelnen Ionen darstellen! Sie können dann in gleicher Weise die unbeteiligten Ionen streichen und die an der Reaktion beteiligten Ionen in einer Ionengleichung zusammenfassen. Für alle fünf Gleichungen ergibt sich dieselbe Ionengleichung. In jedem Falle bildet sich der Silberchlorid-Niederschlag durch das Zusammentreten von Silber-Ion und Chlor-Ion zu unlöslichem und undissoziiertem Silberchlorid.

Nunmehr werden Sie auch verstehen:

1. warum das Silbernitrat als Reagens auf Chlor-Ion Verwendung findet: Es bildet mit allen Chlorverbindungen, welche dissoziieren, den weißen Silberchlorid-Niederschlag;
2. warum der Silberchlorid-Niederschlag als Erkennungsmittel für Chlorverbindungen dient: Er ist in Wasser praktisch unlöslich und daher auch undissoziiert. Seine Färbung macht das Auftreten des Niederschlages auch in geringsten Mengen gut sichtbar, so daß wir selbst geringe Chlorspuren mit ihm nachweisen können.

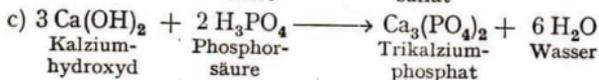
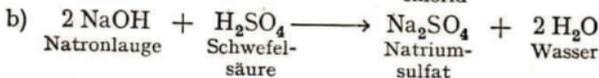
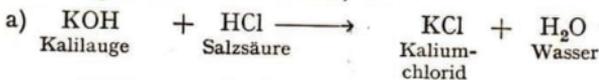
Lösen wir innerhalb der Gleichungen die Moleküle der Elektrolyte in Ionen auf, so stoßen wir beim Weglassen der an der Reaktion unbeteiligten Ionen auf die einfache und übersichtliche Ionengleichung. Diese gilt für eine größere Anzahl ähnlich verlaufender Reaktionen.

So besagt die Ionengleichung

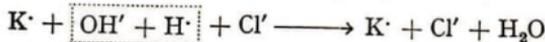


[491] Die Ionenreaktionen bei der Neutralisation.

Säuren und Basen neutralisieren sich gegenseitig, wobei eine beliebige Säure mit einer beliebigen Base zusammengebracht werden kann, z. B.:



Untersuchen Sie die Gleichung a) in bezug auf die Dissoziation ihrer Bestandteile!



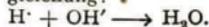
Wir stellen fest, daß weder die K-Ionen noch die Cl-Ionen an der Reaktion beteiligt sind; sie finden sich auf beiden Seiten der Gleichung. Kalilauge als starke Base, Salzsäure als starke Säure und Kaliumchlorid als Salz sind praktisch vollkommen dissoziiert. Die Wasserstoff-Ionen und die Hydroxyl-Ionen treten zu undissoziierten Wassermolekülen zusammen. Die Ionengleichung der Neutralisation lautet also:



Zu derselben Ionengleichung gelangen wir beim Untersuchen der Gleichungen b) und c). Immer ist es die Bildung von undissoziiertem Wasser, wodurch die chemisch wirksamen Wasserstoff-Ionen und Hydroxyl-Ionen vernichtet werden.

[492] Die Vorteile der Ionengleichung. Die Ionengleichungen ermöglichen es uns, das Gemeinsame vieler chemischer Einzelreaktionen klar hervorzuheben und einfach und übersichtlich darzustellen. So zeigt uns die Ionengleichung der Neutralisation das Wesen dieses Vorganges, das allen Einzelneutralisationen zugrunde liegt. Für unsere Versuche sind wir z. B. nicht immer auf bestimmte Chemikalien angewiesen, sondern können leicht fehlende Chemikalien durch vorhandene andere ersetzen. Wollen Sie z. B. den Silberchlorid-Niederschlag aus Silbernitrat und Kochsalz erzeugen, und das Kochsalz ist Ihnen ausgegangen, so sehen Sie aus der Ionengleichung, daß an Stelle von Kochsalz auch

Neutralisieren wir Säuren mit Basen, so lautet für alle diese Neutralisationsvorgänge die Ionengleichung:



Die Ionengleichung hebt das Wesentliche des chemischen Vorganges zwischen Elektrolyten heraus und zeigt, in welcher Weise einzelne Stoffe durch andere ersetzt werden können.

jedes andere Metallchlorid verwendet werden kann, das in wässriger Lösung dissoziiert.

[493] Die Neutralisationen verlaufen quantitativ nicht vollkommen. Auch das praktisch undissoziierte Wasser ist in Wirklichkeit zu einem sehr geringen Prozentsatz in Wasserstoff- und Hydroxyl-Ionen gespalten. Daher verlaufen die Neutralisationen quantitativ nicht vollkommen, und wir müssen die Ionengleichung der Neutralisation als Gleichgewichtsreaktion schreiben:



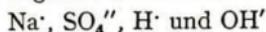
Das Gleichgewicht liegt allerdings ganz auf der rechten Seite der Gleichung.

[494] **Neutrale Reaktion von Salzlösungen.** Die meisten Salze zeigen in ihren Lösungen neutrale Reaktion.

● Versuch 209: *Lösen Sie Natriumsulfat auf und prüfen Sie die Reaktion der Lösung mit Lackmuspapier!*

● Versuch 210: *Prüfen Sie die Reaktion einer Lösung von Kaliumchlorid!*

Die Lösungen von Natriumsulfat und Kaliumchlorid reagieren neutral. Diese Salze bestehen aus dem Metall einer starken Base und dem Säurerest einer starken Säure. Wenn wir die geringe Dissoziation des Wassers [493] mit berücksichtigen, bestehen in der Lösung von Natriumsulfat folgende Ionen nebeneinander:



Diese Ionen bleiben unverändert nebeneinander bestehen. Die Ionen des Salzes reagieren nicht mit den Ionen des Wassers.

[495] **Salzlösungen, die nicht neutral-reagieren.** Es gibt aber auch Salze, deren Lösungen nicht neutral reagieren.

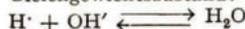
● Versuch 211: *Stellen Sie die Reaktion einer Natriumkarbonatlösung fest!*

● Versuch 212: *Fühlen Sie in Aufwaschwasser hinein, das mit Sodalösung versetzt wurde!*

● Versuch 213: *Wie reagiert Lackmus in einer Lösung von Aluminiumchlorid?*

● Versuch 214: *Untersuchen Sie die Reaktion von Ammoniumchloridlösung!*

Auch das Wasser ist in sehr geringem Maße dissoziiert. Daher verlaufen die Neutralisationsvorgänge quantitativ nicht vollkommen, sondern führen nur zu einem Gleichgewichtszustand:



Salze, die aus den Metallen starker Basen und den Säureresten starker Säuren bestehen, reagieren in wässriger Lösung neutral.

Nicht alle Salze reagieren in wässriger Lösung neutral. Vielmehr treten in Salzlösungen auch basische oder saure Reaktionen als Folge der Hydrolyse auf.

Bei der Auflösung von Natriumkarbonat in Wasser treten die Karbonat-Ionen mit den Wasserstoff-Ionen des Wassers zu undissoziierter Kohlensäure zusammen. Die übrigbleiben-

Auch die Salze der Versuche 211 bis 214 entstehen durch Neutralisation von Säuren durch Basen, aber ihre wässerigen Lösungen reagieren nicht neutral.

Das Natriumkarbonat Na_2CO_3 besteht aus dem Metall einer starken Base ($\text{Na} - \text{NaOH}$) und dem Säurerest einer schwachen Säure ($\text{CO}_3 - \text{H}_2\text{CO}_3$). Die CO_3^{--} -Ionen setzen sich teilweise mit den Wasserstoff-Ionen des Wassers zu undissoziierter Kohlensäure H_2CO_3 um. So werden die Wasserstoff-Ionen des Wassers chemisch gebunden, während die OH' -Ionen zurückbleiben und eine basische Reaktion der Lösung bewirken. Das Aufwaschwasser in der Küche, das mit Soda versetzt wird, zeigt bereits beim Anfühlen die seifige Beschaffenheit der gebildeten Lauge.

Es hat also die Gegenreaktion der Neutralisation stattgefunden, indem das Salz mit dem Wasser teilweise unter Rückbildung von Säure und Lauge reagierte. *Diese Gegenreaktion der Neutralisation bezeichnet man als Hydrolyse.*

In den Versuchen 213 und 214 erhalten wir eine saure Reaktion der Lösung. Die verwendeten Salze bestehen aus dem Metall einer schwachen Base und aus dem Säurerest einer starken Säure. Daher treten die Metalle teilweise mit den OH' -Ionen des Wassers zu undissoziierter Base zusammen. Während die OH' -Ionen des Wassers auf diese Weise verschwinden, bleiben die Wasserstoff-Ionen zurück und bewirken eine saure Reaktion.

Wieder hat sich das Salz teilweise mit dem Wasser unter Rückbildung von Säure und Lauge umgesetzt; es hat eine Hydrolyse stattgefunden.

[496] Die Reaktion der Salzlösungen. Wir können folgende allgemeine Regeln aufstellen:

- a) Salze, die aus einer starken Säure und einer starken Base entstehen, reagieren in wässriger Lösung neutral (NaCl , KCl), da alle Ionen frei nebeneinander bestehen bleiben.
- b) Salze aus einer schwachen Säure und einer schwachen Base reagieren ebenfalls neutral, weil ihre Ionen mit den Wasser-Ionen zu undissoziierter Säure und undissoziierter Base zusammentreten.
- c) Salze, die aus dem Metall einer starken Base und dem Säurerest einer schwachen Säure aufgebaut sind, reagieren in wässriger Lösung basisch, da die

den Hydroxyl-Ionen des Wassers erzeugen basische Reaktion der Lösung.

Bei der Aluminiumchloridlösung bilden die Al^{+++} -Ionen mit den OH' -Ionen des Wassers undissoziiertes Aluminiumhydroxyd $\text{Al}(\text{OH})_3$. Die übrigbleibenden H' -Ionen bewirken saure Reaktion der Lösung. Diese Gegenreaktionen der Neutralisation bezeichnet man als Hydrolyse. Sie treten ein, wenn in den Salzmolekülen die Metalle starker Basen mit den Säureresten schwacher Säuren gekoppelt sind und umgekehrt.

Entstehen die Salze aus starker Säure und starker Base, so reagieren ihre Lösungen neutral. Das gleiche gilt für Salze aus schwacher Säure und schwacher Base.

In den anderen möglichen Fällen bestimmt der Anteil der stärkeren Komponente die Gesamtreaktion.

Säurereste mit den H-Ionen undissoziierte Säure bilden und die OH-Ionen übrigbleiben (Na_2CO_3).

- d) Salze, die aus dem Metall einer schwachen Base und dem Säurerest einer starken Säure aufgebaut sind, reagieren in wässriger Lösung sauer, da die Metall-Ionen mit den OH-Ionen des Wassers undissoziierte Base bilden und die H-Ionen übrigbleiben (AlCl_3).

Die saure Reaktion in d) und die basische Reaktion in c) sind eine Folge der Hydrolyse.

67. Kapitel: Vom Bau der Atome

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[497] **Die Elektronentheorie der Valenz in ihrer Bedeutung.** Wenden wir unseren Blick jetzt noch einmal zurück auf die besprochenen Elemente und die Gesetzmäßigkeiten der chemischen Reaktionen, so bleiben noch immer zahlreiche Fragen unbeantwortet. Viele Tatsachen haben wir zunächst einmal hinnehmen müssen, ohne sie uns erklären zu können. Da gibt es reaktionsfreudige Elemente mit großer Verbindungsneigung, während die Edelgase z. B. jede Verbindung meiden. Die elementaren Gase kommen zweiatomig vor und die Edelgase einatomig. Die Elemente verhalten sich in ihren Verbindungen verschiedenartig und sind positiv oder negativ geladen. Berechtigt ist nun die Frage nach dem Warum dieser Erscheinungen. Die Antwort hierauf gibt die Elektronentheorie der Valenz, die auf den modernen Anschauungen des Atombaus fußt.

Die Elektronentheorie der Valenz erklärt uns ungezwungen viele chemische Erscheinungen, die wir ohne sie nicht verstehen könnten. Sie erklärt uns die Gesetzmäßigkeiten im Ablaufe der chemischen Reaktionen.

[498] **Atomkern und Atomhülle.** 1911 entwickelte der englische Physiker Ernest Rutherford ein Atommodell, das zur Grundlage der heutigen Atomphysik wurde. Der dänische Physiker Niels Bohr vereinigte 1913 die Quantentheorie des deutschen Physikers Max Planck mit Rutherfords Anschauungen über den Atombau und schuf damit die Grundlagen der modernen Atomtheorie. Trotz mancher Unzulänglichkeiten vermittelt uns auch heute noch Rutherfords Atommodell ein anschauliches Bild dieser komplizierten Gebilde. Nach seiner Lehre bestehen die Atome aus einem positiv geladenen Atomkern und einer negativ geladenen Atomhülle.

1911 entwickelte Rutherford eine Theorie des Atombaus, die von Niels Bohr mit Plancks Quantentheorie vereinigt wurde. Nach ihr besteht das Atom aus einem positiv geladenen Atomkern und einer negativ geladenen Atomhülle. Der Atomkern umfaßt gewichtsmäßig fast die Gesamtmasse des Atoms, nimmt aber nur einen

Der Atomkern bildet den Mittelpunkt des Gesamtatoms und umfaßt mehr als 99,9% der Gesamtmasse des Atoms. Gewichtsmäßig ist er der beherrschende Teil, doch räumlich tritt er stark zurück, denn er nimmt nur etwa $\frac{1}{10000}$ des Gesamtdurchmessers ein; sein Durchmesser liegt in der Größenordnung 10^{-11} mm. Die positive Ladung des Kernes ist stets ein ganzes Vielfaches der Elementarladung, und zwar schwankt die *Kernladungszahl* von 0 bis 92 entsprechend den 93 verschiedenen Atomarten [500].

Die Atomhülle besteht aus einer Anzahl von Elektronen, die zahlenmäßig mit der Anzahl der positiven Kernladungen übereinstimmt. Die Elektronen umkreisen auf elliptischen Bahnen den Kern mit unvorstellbaren Geschwindigkeiten (200 km/s). Während die wägbare Masse des Atoms im Kern zusammengeballt ist, hängen die chemischen Eigenschaften der Elemente gesetzmäßig mit dem Aufbau der Elektronenhülle zusammen.

[499] **Die Bestandteile des Atomkerns.** Alle Atomkerne bestehen aus zwei verschiedenen Bauteilen, den Protonen und den Neutronen. Das *Proton* besitzt die Masse 1 (Atomgewicht 1,0076) und die Ladung +1 (d. h. eine positive Elementarladung von $1,602 \cdot 10^{-19}$ Coulomb). Das *Neutron* besitzt ebenfalls die Masse 1 wie das Proton, ist aber elektrisch neutral.

[500] **Die Zahl der Protonen.** Jedes chemische Element besitzt eine ganz bestimmte Anzahl Protonen im Atomkern. Die Zahl der Protonen wächst von 0 bis 92 entsprechend den bisher bekannten 92 Elementen. Wir bezeichnen die Anzahl der Protonen auch als *Kernladungszahl*, *Atomnummer* oder *Ordnungszahl*, denn die Zahl stimmt mit der Zahl der positiven Elementarladungen des Kernes überein. Sie ist gleichzeitig die Atomnummer, da die Atome nach steigender Kernladung geordnet sind, und stellt die Ordnungszahl im Periodensystem der Elemente dar.

Enthält das Atom überhaupt kein Proton, so liegt das Element *Neutron* Nn vor, das wir als 93. Element den übrigen hinzufügen. Enthält das Atom ein Proton, so haben wir Wasserstoff vor uns. Zwei Protonen befinden sich im Kerne des Heliumatoms, 92 Protonen endlich finden wir im Urkern.

sehr geringen Raum ein. Im Kern sind 0-92 positive Ladungseinheiten entsprechend den 93 verschiedenen Atomarten enthalten (= Kernladungszahl).

Die Atomhülle besteht aus Elektronen, die auf elliptischen Bahnen den Kern mit hohen Geschwindigkeiten umkreisen. Der Bau der Elektronenhülle bedingt die chemischen Eigenschaften des Atoms.

Die Atomkerne bestehen aus Protonen und Neutronen. Das Proton besitzt die Masse 1 und die Ladung +1. Das Neutron besitzt ebenfalls die Masse 1, ist aber elektrisch neutral.

Jedes chemische Element ist durch eine ganz bestimmte Anzahl von Protonen im Kern charakterisiert. Ihre Zahl bezeichnen wir als Kernladungszahl, Atomnummer oder Ordnungszahl. Schon früher stellte Prout die Hypothese auf, daß alle Atomarten aus Wasserstoff zusammengesetzt seien. Heute wissen wir, daß alle Atome aus Protonen, d. h. Wasserstoffkernen aufgebaut sind.

Schon im Jahre 1815 stellte der englische Arzt William Prout (1785–1850) die Hypothese auf, daß alle chemischen Elemente aus dem leichtesten Element, dem Wasserstoff, aufgebaut seien. Die Hypothese mußte aber wieder fallen gelassen werden, da die Atomgewichte der einzelnen Elemente nicht ganzzahlige Vielfache des Wasserstoff-Atomgewichtes darstellen. Die Abweichungen von der Ganzzahligkeit lassen sich heute durch die Erscheinungen der Isotopie erklären, die wir in [502] kennenlernen. So kehrt man neuerdings in diesem Punkte zu der Hypothese von Prout zurück, indem man annimmt, daß alle Atomkerne aus den Masseinheiten des Wasserstoffkernes aufgebaut sind.

[501] **Die Neutronen.** Die elektrisch neutralen Neutronen stellen die „Kittsubstanz“ zwischen den Protonen dar, die wegen ihrer gleichnamigen Ladung sich gegenseitig elektrisch abstoßen müßten. Da die chemischen Eigenschaften der Elemente vom Bau der Elektronenhülle bestimmt werden, hängen sie indirekt auch mit der Protonenzahl zusammen, denn beide Begriffe entsprechen einander.

Auch die Zahl der Neutronen ist bestimmten Gesetzmäßigkeiten unterworfen. Ihre Zahl kann jedoch in gewissen Grenzen schwanken, ohne daß die chemischen Eigenschaften des Atoms sich hierdurch verändern.

Protonenzahl + Neutronenzahl ergibt das abgerundete Atomgewicht des Kernes, die sog. *Massenzahl*.

Ein Kern, der drei Protonen enthält, ist stets ein Atomkern des Lithiums (siehe Tabelle 10). Er enthält außerdem noch drei oder vier Neutronen. Dem einen Lithiumatom kommt dementsprechend die Massenzahl 6, dem anderen die Massenzahl 7 zu.

[502] **Isotope.** Insgesamt 23 Elemente bauen sich aus nur einer Atomart auf; ihre Atome haben alle die gleiche Neutronenzahl im Kern. Zu ihnen gehören z. B. die Elemente Beryllium und Fluor (Nr. 4 und 9 in unserer Tabelle), ferner Al, As, Au, Bi, Co, J, Mn, Na und P. Man bezeichnet diese Elemente auch als *Reinelemente*. Alle übrigen Elemente sind *Mischelemente* und bestehen aus Atomen mit verschiedenen Neutronenmengen. Man nennt die zu einem Element gehörenden

Da die Protonen wegen ihrer gleichnamigen Ladung sich elektrisch gegenseitig abstoßen müßten, faßt man die elektrisch neutralen Neutronen als Kittsubstanz zwischen ihnen auf. Die Zahl der Neutronen im Kern kann in bestimmten Grenzen schwanken, ohne daß die chemischen Eigenschaften des Atoms sich ändern.

Protonenzahl + Neutronenzahl = abgerundetes Atomgewicht des Kernes = Massenzahl.

Die meisten Elemente bestehen aus mehreren Atomarten, die sich durch ihren Neutronengehalt unterscheiden, aber chemisch alle in gleicher Weise reagieren. Es sind Mischelemente mehrerer Isotope, deren Atomkerne zwar die gleiche Kernladung

Atomarten gleicher Kernladung und verschiedener Masse *Isotope*. Das Element Lithium besteht aus zwei Isotopen, das Neon aus 3 Isotopen.

(= die gleiche Zahl von Protonen), aber verschiedene Masse (bedingt

Atomnummer	Name	Symbol	Kernaufbau p = Proton, n = Neutron	Kerngewicht (Massenzahl)
0	Neutron	Nn	0 p + 1 n	1
1	Wasserstoff	H	1 p + 0 oder 1 n	1 oder 2
2	Helium	He	2 p + 1 oder 2 n	3 oder 4
3	Lithium	Li	3 p + 3 oder 4 n	6 oder 7
4	Beryllium	Be	4 p + 5 n	9
5	Bor	B	5 p + 5 oder 6 n	10 oder 11
6	Kohlenstoff	C	6 p + 6 oder 7 n	12 oder 13
7	Stickstoff	N	7 p + 7 oder 8 n	14 oder 15
8	Sauerstoff	O	8 p + 8, 9 oder 10 n	16, 17 oder 18
9	Fluor	F	9 p + 10 n	19
10	Neon	Ne	10 p + 10, 11 oder 12 n	20, 21 oder 22

Tabelle 10: Kernaufbau der Elemente 0—10

Das natürlich vorkommende Lithium ist ein Gemisch dieser beiden Isotope. Es besteht zu 7,9% aus Atomen mit 3 Neutronen im Kern und zu 92,1% aus Atomen mit 4 Neutronen im Kern. Da beide Isotope chemisch gleichartig reagieren, bleibt ihr Mischungsverhältnis bei den Reaktionen unverändert. Der Chemiker bedient sich daher in der Praxis der mittleren Atomgewichte, die sich annähernd aus den Atomgewichten der beiden Isotope und aus ihrer prozentualen Häufigkeit ergeben. So kommt das Atomgewicht Lithium zu dem Werte 6,94. Die Zusammensetzung aus mehreren Isotopen erklärt uns also die Tatsache, daß die Atomgewichte keine ganzzahligen Vielfachen des Atomgewichts Wasserstoff sind, sondern mittlere Werte zwischen den Grenzwerten der einzelnen Isotope darstellen.

durch eine verschiedene Zahl von Neutronen) aufweisen.

Das Atomgewicht dieser Elemente errechnet sich annähernd als Mittelwert seiner Isotope unter Beachtung der prozentualen Häufigkeit der Bestandteile.

[503] **Neue Definition des Element-Begriffes.** Definierten wir zunächst die Elemente als Stoffe, die durch gewöhnliche physikalische oder chemische Hilfsmittel nicht in einfachere Stoffe zerlegt werden können, so wollen wir jetzt genauer sagen: Elemente sind Stoffe, deren Atome alle die gleiche Kernladung haben.

Enthalten alle Atomkerne eines Elementes die gleiche Masse, so haben wir ein reines Element vor uns; sind in den einzelnen Atomkernen bei gleicher Kernladung verschiedene Massen enthalten, so liegt ein Mischelement vor, das sich aus mehreren Isotopen zusammensetzt.

Die Elemente sind Stoffe, deren Atome alle die gleiche Kernladung haben.

Besitzen die Atomkerne eines Elementes alle die gleiche Masse, so handelt es sich um ein reines Element. Weisen die Atomkerne eines Elementes unterschiedliche Massen auf, so haben wir es mit einem Mischelement zu tun.

Bis zur Kernladungszahl 20 (Kalzium) ist die Zahl der vorhandenen Neutronen etwa gleich groß wie die Zahl der Protonen. Das Atomgewicht ist dann annähernd gleich der doppelten Kernladung. Bei höherer Kernladungszahl steigt die Zahl der Neutronen rascher an als die Zahl der Protonen.

Bis zur Kernladungszahl 20 ist das Atomgewicht annähernd gleich der doppelten Kernladung.

68. Kapitel: Die Ionenbindung oder Elektrovalenz

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[504] **Der Aufbau der Elektronenhülle.** Die Elektronen der Atomhülle verteilen sich auf sieben Kugelschalen, die mit immer größer werdendem Radius sich um den Atomkern legen. Früher nahm man mit Bohr an, daß die Elektronen innerhalb dieser Schalen plane-tengleich um den Atomkern als Sonne kreisen. Später erkannte man, daß die Verhältnisse in Wirklichkeit viel komplizierter sind.

Die Elektronenhülle ist kugelschalenförmig aufgebaut. Die Elektronen verteilen sich auf insgesamt 7 Kugelschalen. Werden die Elemente nach der Ordnungszahl hintereinandergeschrieben, so besitzt jedes fol-

Periode	Ordnungszahl	Symbol	Element	1.Schale	2.Schale	3.Schale	4.Schale
0	0	Nn	Neutron				
1	1	H	Wasserstoff	1			
	2	He	Helium	2			
2	3	Li	Lithium	2	1		
	4	Be	Beryllium	2	2		
	5	B	Bor	2	3		
	6	C	Kohlenstoff	2	4		
	7	N	Stickstoff	2	5		
	8	O	Sauerstoff	2	6		
	9	F	Fluor	2	7		
	10	Ne	Neon	2	8		
3	11	Na	Natrium	2	8	1	
	12	Mg	Magnesium	2	8	2	
	13	Al	Aluminium	2	8	3	
	14	Si	Silizium	2	8	4	
	15	P	Phosphor	2	8	5	
	16	S	Schwefel	2	8	6	
	17	Cl	Chlor	2	8	7	
	18	Ar	Argon	2	8	8	
4	19	K	Kalium	2	8	8	1
	20	Ca	Kalzium	2	8	8	2
	⋮	⋮	⋮				

Tabelle 11: Verteilung der Elektronen auf den Elektronenschalen

Ordnen wir die Elemente nach der „Ordnungszahl“ (= Kernladungszahl), so besitzt jedes folgende Element ein Elektron mehr als das vorhergehende. Das *Neutron* besitzt weder eine positive Kernladung noch ein Elektron. Beim *Wasserstoff* entspricht der einen positiven Kernladung ein Elektron auf der innersten Kugelschale. Das *Helium* besitzt zwei Protonen im Kern und zwei Elektronen auf der innersten Schale. Damit ist die erste Elektronenschale bereits gefüllt. Das Element Lithium besitzt 3 Protonen Kernladung und entsprechend 2 Elektronen auf der Innenschale und ein Außenelektron auf der zweiten Elektronenschale

gende Element ein Elektron mehr als das vorhergehende. Auf der ersten Elektronenschale befinden sich 1 bis 2 Elektronen, auf der zweiten Schale 1–8 Elektronen. Dann beginnt der Aufbau der dritten Elektronenschale usf.

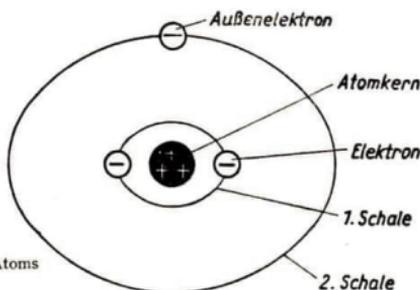


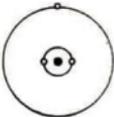
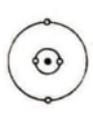
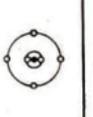
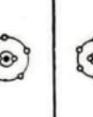
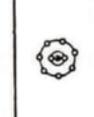
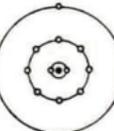
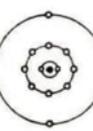
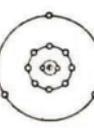
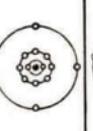
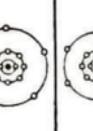
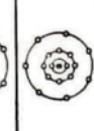
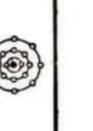
Abb. 158.
Der Bau des Lithium-Atoms
(schematisch)

(Abb. 158). Die zweite Elektronenschale faßt bis zu 8 Elektronen. Daher besitzen die Elemente mit der Kernladungszahl 3–10 je eine gefüllte Innenschale mit 2 Elektronen und eine Außenschale mit 1–8 Außenelektronen. Mit dem Element 11 (Natrium) beginnt dann der Aufbau der dritten Elektronenschale, die beim Element 18 (Argon) mit 8 Außenelektronen gesättigt ist (siehe Tabelle 11!).

[505] Folgerungen aus dem Bau der Elektronenschalen. Die Abb. 159 zeigt den Bau der Elektronenschalen der Elemente 3 bis 18 in schematischen Strukturbildern. Mit wachsender Kernladungszahl zeigt sich eine fortschreitende Verringerung des Elektronenschalen-Durchmessers durch die steigenden Anziehungskräfte zwischen Kern und Elektronenhülle.

Beim Betrachten der Abbildung fällt uns auf, daß chemisch einander entsprechende Elemente die gleiche Zahl von Außenelektronen aufweisen. So haben die beiden einwertigen Leichtmetalle Lithium und Natrium 1 Elektron in der jeweils äußersten Elektronenschale.

Elemente mit ähnlichem chemischem Verhalten weisen eine gleiche Zahl von Außenelektronen in der Elektronenhülle auf. Die chemischen Eigenschaften werden also weitgehend von der Zahl der Außenelektronen bestimmt. Da die Zahl der Außenelektronen 1–8 beträgt, erhalten wir acht Elementengruppen, die sich in ihrem chemischen Verhalten grundlegend

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
<i>Li</i> 3+	<i>Be</i> 4+	<i>B</i> 5+	<i>C</i> 6+	<i>N</i> 7+	<i>O</i> 8+	<i>F</i> 9+	<i>Ne</i> 10+
							
							
<i>Na</i> 11+	<i>Mg</i> 12+	<i>Al</i> 13+	<i>Si</i> 14+	<i>P</i> 15+	<i>S</i> 16+	<i>Cl</i> 17+	<i>Ar</i> 18+

I bis VIII = Hauptgruppen der Elemente

Abb. 159. Bau der Elektronenschalen der Elemente 3–18 (Schematische Darstellung)

Die vierwertigen Nichtmetalle Kohlenstoff und Silizium besitzen 4 Außenelektronen, die dreiwertigen Nichtmetalle Stickstoff und Phosphor weisen 5 und die zweiwertigen Nichtmetalle Sauerstoff und Schwefel 6 Außenelektronen auf. Die Halogene Fluor und Chlor sind durch 7 Außenelektronen gekennzeichnet, und die Edelgase Neon und Argon haben eine gefüllte Achterschale von Außenelektronen.

Die chemischen Eigenschaften der Atome sind also durch die Zahl der Außenelektronen bestimmt. Diese liegen dem Kern am fernsten und können demgemäß auch am leichtesten von außen her beeinflusst werden. Die graduellen Unterschiede innerhalb der einzelnen Gruppen (z. B. die graduellen Unterschiede innerhalb der Halogene) beruhen dann auf Verschiedenheiten der inneren Elektronenschalen nach Zahl und Bau.

Da die Zahl der Außenelektronen nur zwischen eins und acht schwankt, gibt es auch nur acht Gruppen von Elementen, die sich durch ihr chemisches Verhalten grundlegend voneinander unterscheiden.

Die römischen Zahlen in Abb. 159 bezeichnen die Gruppennummer und gleichzeitig die Zahl der Außenelektronen. Die arabischen Zahlen in der ersten Spalte der Tabelle 11 stellen die Periodennummern dar und

unterscheiden. Die graduellen Unterschiede in den einzelnen Gruppen ergeben sich durch Verschiedenheiten im Bau der inneren Elektronenschalen.

geben an, in der wievielten Elektronenschale sich die Außenelektronen befinden. Die Ordnungszahl der Elemente nennt uns gleichzeitig die Gesamtzahl der Elektronen in der Atomhülle.

[506] **Die Elektronentheorie der Valenz (Kosselsche Theorie).** Die Edelgase gehen unter sich und mit den anderen Elementen keinerlei Verbindungen ein; sie verhalten sich chemisch völlig indifferent. Eine Anordnung von zwei Außenelektronen in der ersten Schale bzw. von acht Außenelektronen in den folgenden Schalen stellt einen Zustand von besonderer chemischer Stabilität dar. Der deutsche Physiker Walter Kossel und der amerikanische Physikochemiker Lewis schlie-

Die Kosselsche Theorie geht von der Tatsache aus, daß der Besitz von 2 Außenelektronen in der ersten Schale oder von acht Außenelektronen in den folgenden Schalen einen Zustand besonderer chemischer Stabilität erzeugt (Edelgaszustand). Nach Kossel haben alle

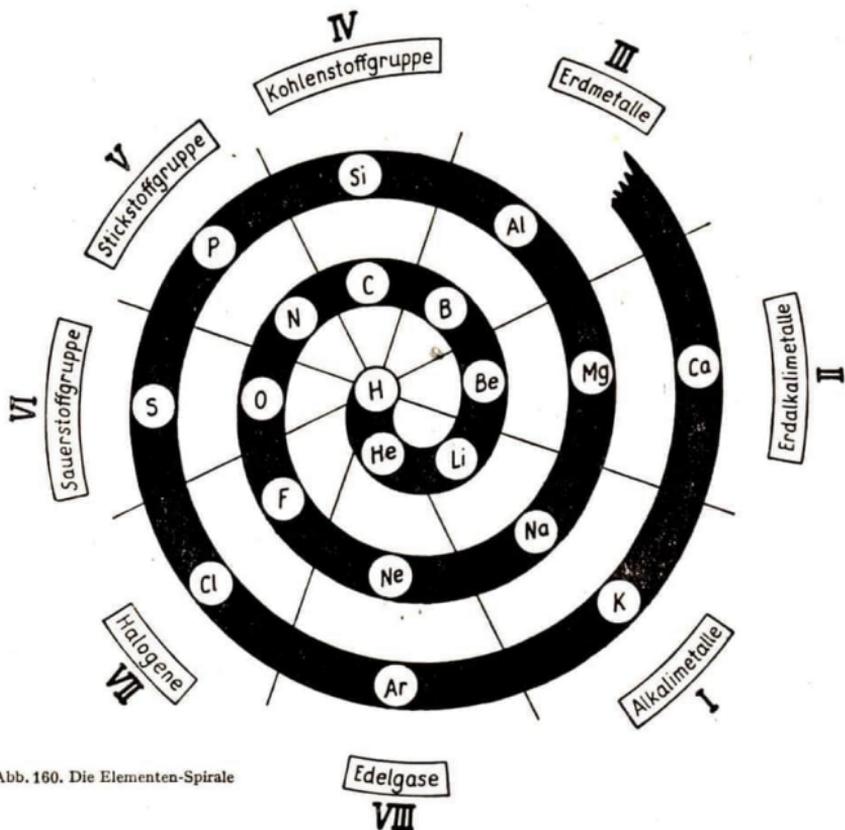


Abb. 160. Die Elementen-Spirale

Ben aus dieser Tatsache weiter, daß die Reaktionsfreudigkeit aller übrigen Elemente auf das Bestreben ihrer Atome zurückzuführen ist, den stabilen Edelgaszustand in der Außenschale durch Vereinigung mit anderen Atomen zu Molekülen zu erreichen. In diesem Bestreben ist auch der Grund dafür zu suchen, daß alle Elemente außer den Edelgasen Moleküle zu mehreren Atomen bilden.

Elemente das Bestreben, diesen Edelgaszustand durch Vereinigung von Atomen zu Molekülen herzustellen.

[507] **Die periodischen Schwankungen.** Untersuchen wir die Elemente der Tabelle 11, so ergeben sich periodische Schwankungen im chemischen Verhalten. Diese lassen sich sehr klar zur Darstellung bringen, wenn wir die Elemente in der Reihenfolge ihrer Kernladungszahl auf ein Spiralband schreiben und mit dem Wasserstoff als Mittelpunkt beginnen (Abb. 160). Entsprechend unseren Erkenntnissen aus dem Abschnitt [505] teilen wir die Spirale in 8 Sektoren und schreiben die Elemente in die einzelnen Sektoren der Spirale. Sofort bemerken wir, daß die Elemente mit ähnlichen chemischen Eigenschaften jeweils untereinander zu stehen kommen. Die Anordnung nach der Kernladungszahl vermittelt uns also ein periodisches Schwanken der chemischen Eigenschaften, wobei jeweils das achte Element mit ähnlichen chemischen Eigenschaften auftritt wie das Element, von dem man bei der Betrachtung ausgeht. Denken wir uns die Spirale inmitten der achten Gruppe aufgeschnitten und auseinandergefaltet, so erhalten wir die Tabelle 12. Die aufgeschnittene Gruppe erscheint dann auf der linken und rechten Seite.

Bei der Anordnung der Elemente nach steigenden Kernladungszahlen ergibt sich ein periodisches Schwanken der chemischen Eigenschaften derart, daß (innerhalb der Anfangsglieder) jeweils nach 8 Elementen ein Element mit ähnlichen chemischen Eigenschaften erscheint.

[508] **Das Zustandekommen der Verbindungen.** Die Elektronentheorie der Valenz nimmt an, daß bei der Vereinigung von Elementen zu Verbindungen ein Übergang von Elektronen stattfindet. Hierbei müssen die in Tabelle 12 rechts stehenden Gruppen IV bis VII Elektronen aufnehmen, um die Außenschale auf die stabile Anordnung der Edelgase aufzufüllen, während die links stehenden Gruppen I bis III schneller durch Abgabe von Außenelektronen die Edelgasanordnung erreichen können.

Bei der Vereinigung von Elementen zu Verbindungen findet nach der Elektronentheorie der Valenz ein Übergang von Elektronen statt. Elemente mit elektro-positivem Charakter (Metalle) geben hierbei Elektronen ab, während die Elemente mit elektronegativem Charakter (Nichtmetalle) Elektronen aufnehmen.

Durch Elektronenaufnahme wird die negative Ladung erhöht; es entstehen Ionen von elektronegativem Charakter (Nichtmetallcharakter). Bei Elektronenabgabe ist ein Überschuß an positiven Ladungen vorhanden

Metallcharakter			Nichtmetallcharakter					
Hauptgruppen								
0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Hauptwertigkeiten								
0	+1	+2	+3	-4	-3	-2	-1	0
0 Neutron Nn	1 Wasserstoff H							2 Helium He
2 Helium He	3 Lithium Li	4 Beryllium Be	5 Bor B	6 Kohlenstoff C	7 Stickstoff N	8 Sauerstoff O	9 Fluor F	10 Neon Ne
10 Neon Ne	11 Natrium Na	12 Magnesium Mg	13 Aluminium Al	14 Silizium Si	15 Phosphor P	16 Schwefel S	17 Chlor Cl	18 Argon Ar
18 Argon Ar	19 Kalium K	20 Kalzium Ca						

Tabelle 12: Gekürztes Periodensystem der Elemente 1—20

(Metallcharakter). Die positiven Wertigkeitszahlen sagen also, wieviel Elektronen beim Zustandekommen einer Verbindung an ein negatives Element abgegeben werden. Die negativen Wertigkeitszahlen bedeuten die Anzahl der vom positiven Element bei der Verbindung aufgenommenen Elektronen.

[509] Die Ionenbindung. Treffen ein Natriumatom und ein Chloratom zusammen, so haben beide das Bestreben, ihre Außenelektronen auf Achterschalen zu bringen. Wir können die Elektronenanordnungen leicht übersehen, wenn wir um das Symbol herum die Außenelektronen als Punkte angeben und erhalten dann folgendes Bild:



Das Natrium gibt sein Außenelektron ab, wodurch die darunterliegende komplette zweite Schale zur neuen Außenschale wird; es entsteht die Elektronenanordnung des Edelgases Neon (siehe Tabelle 11 und Abb. 159 und 161). Durch Abgabe eines negativen Elektrizitätsquantums hat das Natrium eine Überschubladung von

Beim Zusammentreffen eines Natriumatoms mit einem Chloratom gibt das Metallatom (Na) seine Außenelektronen ab. Durch die vorhandenen überschüssigen Protonen im Kern wird es zum positiv geladenen Metallion. Das Chloratom ergänzt seine Achterschale durch Aufnahme von Elektronen und wird zum negativ geladenen Nichtmetallion. Die entgegengesetzte Aufladung führt zur Anziehung der Ionen und

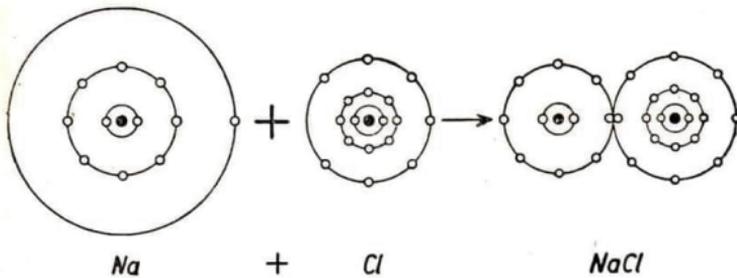


Abb. 161. Die Bildung einer Verbindung (schematisch)

einem Proton im Kern, d. h. eine positive Überschuldung; es ist zum positiv geladenen Ion geworden.

Das Chlor nimmt das vom Natrium abgegebene Elektron auf und ergänzt seine Siebener-Außenschale zu der dritten Achterschale des Edelgases Argon. Damit hat es ein Elektron zuviel im Verhältnis zur Kernladung; es ist zum negativ geladenen Ion geworden. Die elektrostatische Anziehung zwischen den beiden Ionen führt zur Bildung des Natriumchloridmoleküls, das infolge der gegenseitigen Anziehung einen festen Zusammenhalt bewahrt. Man bezeichnet diese Form der Bindung als Ionenbindung oder Elektrovalenz.

damit zur Molekülbildung, wobei wir von Ionenbindung oder Elektrovalenz reden.

[510] **Das Ionengitter.** Da sich das durch die Ladung der Ionen hervorgerufene elektrische Feld nach allen Seiten des Raumes gleichmäßig ausdehnt, ist auch die Ionenbindung niemals einseitig gerichtet. Die Anziehungskraft des Natrium-Ions wirkt gleichmäßig nach allen Seiten, so daß auch andere benachbarte Chlor-Ionen angezogen werden, die ihrerseits wiederum mit benachbarten Natrium-Ionen zusammenhängen. Die durch Ionenbindung zusammengehaltenen Stoffe, die „Salze“, kommen daher nicht in Form einzelner Moleküle vor, sondern vereinigen sich zu Ionengittern.

So baut sich der Natriumchloridkristall in der Weise auf, daß jedes Natrium-Ion von sechs Chlor-Ionen und jedes Chlor-Ion von sechs Natrium-Ionen umgeben ist. Wir sehen dies in Abb. 162 dargestellt, in der nur die Ladungsschwerpunkte der einzelnen Ionen angegeben sind. In Wirklichkeit rücken die einzelnen Ionen so dicht zusammen, daß sie sich gegenseitig berühren. Da die Kationen und die Anionen einen verschiedenen Ionendurchmesser haben (siehe Abb. 159), erhalten wir

Die Ladung der Ionen erzeugt ein allseits gerichtetes elektrisches Feld, wodurch auch die benachbarten Ionen entgegengesetzter Ladung angezogen werden. So kommt es bei der Ionenbindung nicht zur Bildung von Einzelmolekülen, sondern zur Entstehung von Ionengittern.

Hierdurch entstehen bei den Salzen Riesennmoleküle, wodurch die schwere Flüchtigkeit dieser Verbindungen ihre Erklärung findet.

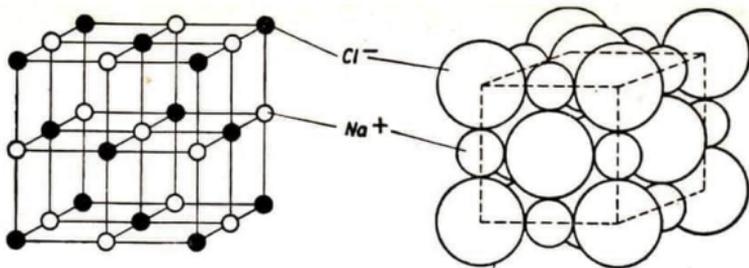


Abb. 162. Ionengitter des Natriumchlorids. Links sind nur die Ladungsschwerpunkte der einzelnen Ionen dargestellt. Rechts erkennen wir die Raumfüllung der Ionen im Gitter

das wahrheitsgetreuer Bild über die Raumfüllung der Ionen des Natriumchloridgitters auf der rechten Seite der Abb. 162. Durch die Bildung von Ionengittern kommt es bei den Salzen zur Ausbildung von Riesemolekülen, wodurch die schwere Flüchtigkeit dieser Verbindungen ihre Erklärung findet.

[511] **Die Leitfähigkeit der Salze.** Wegen ihres Aufbaues aus Ionen, also aus elektrisch geladenen Teilchen, leiten die Salze in geschmolzenem Zustande und in wässriger Lösung den elektrischen Strom. Beim Anlegen einer Spannung wandern die positiv geladenen Kationen zur negativen Kathode und die negativ geladenen Anionen zur positiven Anode und transportieren auf diese Weise den elektrischen Strom. Da an den Elektroden eine Entladung der Ionen erfolgt, ist die Stromleitung stets mit einer Zersetzung des Elektrolyten verknüpft („Leiter 2. Klasse“) im Gegensatz zu Metalldrähten, in denen die Stromleitung nicht durch Ionen, sondern durch Elektronen bewirkt wird („Leiter 1. Klasse“).

Die chemischen Eigenschaften der Ionen sind von denen der Ausgangsatome vollkommen verschieden, denn die Ionen besitzen Edelgaselektronenschalen und sind daher chemisch beständiger. Wenn wir z. B. Kochsalz in Wasser auflösen, reagieren die chemisch beständigeren Natrium-Ionen nicht mit dem Wasser, während die Natrium-Atome des Natrium-Metalls das Wasser unter stürmischer Wasserstoffentwicklung zersetzen.

[512] **Die Ionenwertigkeit.** Die Zahl der Ladungen eines Ions bezeichnet man als seine Ionenwertigkeit.

Die Salze bilden in geschmolzenem Zustande und in ihren wässrigen Lösungen Ionen, die bei Stromdurchgang zur Gegenelektrode wandern und den elektrischen Strom transportieren. Die Ionen unterscheiden sich von den unelektrischen Atomen grundlegend; sie besitzen Edelgaselektronenschalen und sind daher chemisch beständiger als die Atome.

Unter der Ionenwertigkeit verstehen wir die

Sie hängt von der Zahl der vorhandenen Außenelektronen (Valenzelektronen) des Atoms ab. Das Kalzium z. B. hat 2 Außenelektronen. Im Gegensatz zum einwertigen Natrium kann es die Elektronenschalen zweier Chloratome auf je eine Achterschale auffüllen:



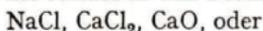
Es ist im Gegensatz zum positiv einwertigen Natrium ein positiv zweiwertiges Element. Beim Zusammenstoßen mit Sauerstoff genügt bereits ein Atom Sauerstoff zur Aufnahme der beiden Elektronen, wobei Sauerstoff die Neon-Schale erreicht:



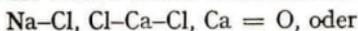
Sauerstoff ist also im Gegensatz zum negativ einwertigen Chlor ein negativ zweiwertiges Element.

Gewöhnlich werden die Elektronen in den Formeln nicht dargestellt. Man begnügt sich damit, entweder

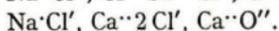
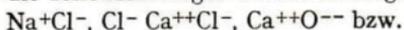
a) die Atome in den Formeln aneinanderzureihen:



b) die Atome durch Valenzstriche zu verbinden:



c) die Ionenbindungen durch Ladungen anzudeuten:



Zahl der Ladungen eines Ions. Diese hängt von der Zahl der vorhandenen Außenelektronen ab. In den Formeln wird die Ionenwertigkeit entweder überhaupt nicht angedeutet oder durch Valenzstriche oder Ladungszeichen zur Darstellung gebracht (NaCl , $\text{Na}-\text{Cl}$, Na^+Cl^- , $\text{Na}\cdot\text{Cl}'$).

K. Zusammenfassung (63.-68. Kapitel)

63. Kapitel: Normallösungen und Maßanalyse

Normallösungen oder *n*-Lösungen enthalten ein Val Substanz im Liter gelöst. Sie dienen in der Maßanalyse zur mengenmäßigen Bestimmung von Stoffen. Laugen unbekannter Konzentration werden mit Säuren bekannter Konzentration titriert und umgekehrt, wobei Lackmus oder Phenolphthalein als Indikatoren das Überschreiten des Neutralpunktes anzeigen. Aus dem Verbrauch an *n*-Säure oder *n*-Base wird die Äquivalentkonzentration der Untersuchungslösung errechnet.

64. Kapitel: Elektrochemie – Dissoziation und Elektrolyse

Säuren, Basen und Salze sind Elektrolyte. Sie leiten den elektrischen Strom und werden hierbei zersetzt. Ihre Moleküle zerfallen in wässriger Lösung in elektrisch geladene Atome oder Atomgruppen, die Ionen, welche bei Stromdurchgang zu den entgegengesetzt geladenen Polen wandern und sich an diesen entladen. Den Zerfall der Moleküle in wässriger Lösung bezeichnet man als Disso-

ziation, die Wanderung und Entladung der Ionen bei Stromdurchgang als Elektrolyse. Die positiv geladenen Kationen wandern hierbei zum Minuspol, der Kathode, und die negativ geladenen Anionen werden am Pluspol, der Anode, ausgeschieden.

65. Kapitel: Die Ionenlehre

Atom und Ion des gleichen Elementes haben verschiedenen Energie-Inhalt und daher auch verschiedene Eigenschaften. Säuren sind durch den Besitz von H^+ -Ionen, Basen durch den Besitz von OH^- -Ionen charakterisiert. Wichtig ist der Dissoziationsgrad der Elektrolyte, der den Prozentgehalt an dissoziierten Molekülen angibt. Der Dissoziationsgrad eines Elektrolyten hängt von der Konzentration der Lösung ab. Je konzentrierter die Lösung, desto geringer der Dissoziationsgrad. Dieser ist ein Maß für die Reaktionsfähigkeit (Stärke) der Säuren und Basen.

66. Kapitel: Ionenreaktionen, Ionengleichungen, Hydrolyse

Die schnell verlaufenden Reaktionen zwischen Elektrolyten sind Ionenreaktionen. Wenn wir in einer chemischen Gleichung die Moleküle aller Stoffe in Ionen auflösen und die an der Reaktion unbeteiligten Ionen auf der rechten und linken Seite streichen, so erhalten wir als einfache Gleichung des Vorganges die Ionengleichung, die das Wesentliche des chemischen Vorganges heraushebt. Da das Wasser in geringem Grade ebenfalls dissoziiert ist, bilden sich aus gelösten Salzen teilweise Säuren und Basen zurück. Diese Gegenreaktion der Neutralisation heißt Hydrolyse. Hierbei zeigt sich eine saure oder basische Reaktion der Lösung, wenn die entstehende Säure bzw. Base ihren Partner an Stärke wesentlich übertrifft.

67. Kapitel: Vom Bau der Atome

Das Atom besteht aus einem positiv geladenen Atomkern, der gewichtsmäßig fast die gesamte Masse des Atoms umfaßt, und der negativ geladenen Atomhülle, die aus fast masselosen Elektronen besteht. Im Kern finden sich die positiv geladenen Protonen mit der Masse 1 und die elektrisch neutralen Neutronen. Die Kernladungszahl gibt die Zahl der Protonen an, die mit der Zahl der Elektronen in der Außenhülle übereinstimmt.

68. Kapitel: Die Ionenbindung oder Elektrovalenz

In der Elektronenhülle verteilen sich die Elektronen gesetzmäßig auf 1–7 Kugelschalen. Die Verteilung der Elektronen auf die einzelnen Schalen bedingt die chemischen Eigenschaften der Elemente. Besonders wichtig sind die Außenelektronen, die auf der äußersten Kugelschale kreisen. Da ihre Zahl zwischen 1 und 8 schwankt, teilen wir die Elemente in 8 Gruppen ein. Jede Gruppe umfaßt chemisch ähnliche Elemente, unterscheidet sich aber in ihrem chemischen Verhalten grundlegend von den anderen Gruppen. Durch Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen entstehen aus den Atomen positiv oder negativ geladene Ionen, die sich gegenseitig anziehen und in den Molekülen zusammenhalten (Ionenbindung).



DIE DEUTSCHE FERNSCHULE

LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT

VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH • BERLIN/LEIPZIG

55. Kapitel: Technische Silikate I: Das Glas

C. Lehrgespräch

Lehrer: Welche besonderen Merkmale des Glases sind Ihnen bei der Durcharbeitung des Lehrstoffes aufgefallen?

Schüler: Mir fiel auf, daß die Gläser keinen scharfen Schmelzpunkt haben, sondern beim Erhitzen allmählich vom festen in den flüssigen Zustand übergehen, und daß sie in diesem teigigen Übergangszustand geschweißt werden können.

L.: Was verstehen Sie unter dem Schmelzpunkt?

S.: Der Schmelzpunkt ist die Temperatur, bei der ein fester Stoff flüssig wird.

L.: Jeder reine, kristallisierbare Stoff hat einen ganz bestimmten Schmelzpunkt. Sie kennen z. B. den Schmelzpunkt des Wassers.

S.: Der Schmelzpunkt des reinen Wassers beträgt 0°C .

L.: Richtig! Sie können meinen Satz auch umkehren. Bitte tun Sie es!

S.: Alle Stoffe, die einen scharfen Schmelzpunkt haben, kristallisieren beim Erstarren.

L.: Wir können den Satz auch folgendermaßen erweitern: Die kristallisierenden Stoffe zeigen eine sprunghafte Änderung ihrer physikalischen Eigenschaften (Aggregatzustand, Dichte, innere Reibung usw.) beim Überschreiten des Schmelzpunktes, während hierbei die glasigen Stoffe eine allmähliche Änderung der physikalischen Eigenschaften zeigen.

S.: Wie sucht man diesen Unterschied im Verhalten zu erklären?

L.: Man nimmt an, daß die Gläser Flüssigkeiten mit sehr hoher innerer Reibung darstellen. Hierdurch sind die einzelnen Moleküle dieser „Flüssigkeiten“ fast unbeweglich gegeneinander gelagert, so daß sie nicht zu einer Kristallbildung zusammentreten können.

S.: Worin besteht nun das Wesen der Kristallisation?

L.: Die einzelnen Atome bzw. Moleküle eines Stoffes lagern sich bei der Kristallisation in ganz bestimmter räumlicher Anordnung zu den Kristallen zusammen. Man vergleicht diese Anordnung mit einem dreidimensionalen Gitterwerk, bei dem in den Schnittpunkten der Gitterstäbe die Atome bzw. Moleküle sitzen, und spricht dann von dem Kristallgitter des Stoffes.

S.: Ist es möglich, den kristallinen in den amorphen Zustand überzuführen und umgekehrt?

L.: Die Möglichkeit hierzu besteht. Wenn wir Glas lange Zeit auf die Übergangstemperatur vom festen zum flüssigen Zustand erhitzen, bilden sich kleine Kristallkeime aus; das Glas wird undurchsichtig, und wir sprechen von einer Entglasung. Andererseits können wir kristallisiertes Gesteinsmaterial schmelzen und durch sehr rasche Abkühlung glasig erstarren lassen. – Können Sie mir ein technisches Beispiel nennen, wo derartige Glasflüsse entstehen?

S.: Ja. Beim Hochofenprozeß erstarrt durch sehr schnelle Abkühlung die Schlacke nicht kristallinisch, sondern glasig.

L.: Sehr gut! Gläser sind also stark unterkühlte Flüssigkeiten, die eine derart große innere Reibung haben, daß sie raschen mechanischen Beanspruchungen den gleichen Widerstand entgegensetzen wie feste Körper.

D. Wiederholung

1. Welches sind die wesentlichsten Rohstoffe bei der Glasherstellung? [417]
2. Schildern Sie die Aufgaben der einzelnen Rohstoffe! [417 und 420]
3. Was versteht man unter einer festen Flüssigkeit? [420; Lehrgespräch]
4. Schildern Sie die Bauart und die Wirkungsweise der Siemensschen Regenerativfeuerung! [419; Abb. 140]

E. Prüfungsfragen

1. Wie kann man Silikate gewinnen?
2. Was sind Doppelsilikate?
3. Unter welchen Bedingungen entstehen glasige Silikate?

F. Übungen

1. Wodurch unterscheidet sich das Wasserglas vom eigentlichen Glase?
2. Bilden Sie die Gleichungen für die Herstellung von Wasserglas!

56. Kapitel: Die Verarbeitung des Glases

C. Lehrgespräch

Hans besucht eine Glashütte im Frankenwald und unterhält sich mit dem Werkmeister Greiner.

Greiner: Hier sehen Sie den Glaswannenofen, der die Mitte der Glashütte einnimmt. Beim Nähertreten können Sie einmal einen Blick durch die Arbeitsöffnung in die Glaswanne werfen, die mit glühendem Glasfluß gefüllt ist.

Hans: Unmöglich! Ich kann nicht näher herantreten. Da schlägt einem ja eine fürchterliche Gluthitze entgegen!

- G.: Und wie oft stehen wir Glasbläser täglich an der Öffnung, um den Glasfluß zu entnehmen! Sehen Sie! Wieder tritt ein Glasbläser an den Ofen heran.
- H.: Ja. Jetzt taucht er seine eiserne Pfeife in die Glutmasse. Als glühender Klumpen haftet die Glasmasse am Pfeifenende. Jetzt führt er das Holzmundstück zum Munde und bläst den Klumpen wie eine Seifenblase auf.
- G.: Freihändig gibt er der Blase durch Drehen und Schwenken und wiederholtes Erwärmen die gewünschte Form. Doch schwer muß die Lunge arbeiten und leidet unsäglich unter der Gluthitze, wenn solch große Ballons aufgeblasen werden.
- H.: Wie wird nun die Flasche von der Pfeife gelöst, an der sie doch festhängt?
- G.: Sehr einfach. Der Glasbläser tropft etwas kaltes Wasser auf den heißen Halsteil der Flasche, und schon springt sie durch einen ringförmigen Riß ab. Sie können jetzt beobachten, wie die Flasche von dem kleinen Gehilfen in den Kühlöfen geschoben wird, wo sie allmählich abkühlt.
- H.: Kann man sie nicht auch an der Luft abkühlen?
- G.: Nein. Bei schneller Abkühlung bilden sich innere Spannungen aus, wodurch das Glas dann leicht zerbricht. Ich kann Ihnen das sofort vorführen. Ich entnehme jetzt mit einer Pfeife etwas Glasfluß aus der Wanne und lasse einzelne Tropfen in das Wasserbassin hineintropfen.
- H.: Oh, wie das zischt!
- G.: So. Nehmen Sie den erkalteten Glasfluß heraus!
- H.: Er hat die Form einer riesigen Träne.
- G.: Ja. Wir nennen's „Teufelsträne“. Nehmen Sie die Träne in die geballte Faust, so daß nur das zarte Ende herauschaut! Geben Sie acht! Ich breche jetzt die zarte Spitze ab.
- H.: Ach!
- G.: Nicht erschrecken! Was ist denn los?
- H.: Ich habe ja nichts mehr in der Hand!
- G.: Wieso denn?
- H.: Das ist doch das reinste Mehl!
- G.: Ja, Glasmehl ist's. Durch die schnelle Abkühlung bildeten sich innerhalb des Glaskörpers so große Spannungen aus, daß er bei der geringsten mechanischen Beanspruchung in Glasmehl zerfällt. Daher auch der Name „Teufelsträne“. – Doch schauen Sie hier, und treten Sie schnell zurück!
- H.: Der Glasbläser läßt einen großen Glasklumpen auf den Auffangteller einer zweiten Pfeife auftropfen, die sein Arbeitskamerad darunterhält. Und schon springen beide Arbeiter rückwärtslaufend auseinander.
- G.: Sie ziehen den Glasfluß zu einer 30 m langen Glasröhre aus, wobei der eine von ihnen kräftig in die Pfeife hineinbläst. – Karl, komm! Drehe dem jungen Herrn noch eine Glasmарbel zum Abschied!
- H.: Was ist denn das?
- G.: Eine Glaskugel, mit der die Kinder so gern im Sande spielen. [rollen!]
- H.: Unglaublich! Jetzt läßt er die eben gedrehte rotglühende Kugel in seiner Hand
- G.: Nur keine Angst! Die dicken Hornschwielen seiner Hände brennen nicht durch. Es sind die Schwielen schwerer Arbeit. Sie allerdings dürften das Experiment nicht nachahmen!

D. Wiederholung

1. Welche Glasgegenstände werden a) durch Blasen, b) durch Ziehen, c) durch Gießen und d) durch Pressen hergestellt? [421–423]
2. Schildern Sie die einzelnen Produktionsgänge! [421–423]

E. Prüfungsfragen

1. Wodurch kommt die Färbung des Glasflusses zustande?
2. Welche Verunreinigungen des Rohmaterials sind unerwünscht? Warum?
3. Wie kann man geringe Verunreinigungen unschädlich machen?

F. Übungen

1. Was ist Email?
2. Welche Vorteile bieten die Quarzgläser?
3. Welche Schwierigkeiten zeigen sich bei der Herstellung des Quarzglas?
4. Welcher Bestandteil bewirkt den Glanz und das Lichtbrechungsvermögen der Kristallgläser?

57. Kapitel: Soda und Pottasche

C. Lehrgespräch

Lehrer: Wozu wird Soda im Haushalt verwendet?

Schüler: Man fügt Soda dem Aufwaschwasser zu.

L.: Wie kann man den Sodazusatz im Wasser leicht feststellen?

S.: Das Wasser fühlt sich seifig, laugenhaft an, genau wie verdünnte Natronlauge oder Kalilauge.

L.: Diese Gleichheit der Erscheinungen erklärt sich aus der Reaktion zwischen der Soda und dem Lösungswasser. Versuchen Sie, hierfür die Gleichung aufzustellen!

S.: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HOH} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + 2 \text{NaOH}$. Es entstehen also Kohlensäure und Natronlauge.

L.: Die starke Natronlauge übertrifft in ihrer chemischen Wirksamkeit die schwache Kohlensäure. Die Begründung hierfür werden wir Ihnen in den nächsten Lehrbriefen geben.

S.: Welche Aufgabe hat die Soda im Aufwaschwasser zu erfüllen?

L.: Die entstehende Natronlauge löst Fettbestandteile auf; man sagt, sie „verseift“ die Fette. Sodazusatz verleiht dem Wasser also eine zusätzliche Reinigungskraft gegenüber den Fetten, die von reinem Wasser nicht benetzt werden. – Nehmen Sie nun einmal Kristallsoda zur Hand! Was fällt Ihnen beim Betrachten der Einzelkristalle auf?

- S.: Die Kristalle besitzen keine scharfen Ecken und Kanten, sondern zerfallen an diesen in ein weißes Pulver.
- L.: Welche Formel kommt der Kristallsoda zu?
- S.: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$. Beim Aufbau der Kristalle wirkt also chemisch gebundenes Wasser, sogenanntes Kristallwasser, mit.
- L.: Wenn die Kristalle an trockener Luft aufbewahrt werden, verlieren sie einen Teil dieses Kristallwassers und zerfallen allmählich in das weiße Pulver, das Sie beobachtet haben. Was stellt dieses Pulver chemisch dar?
- S.: Es ist wasserfreie Soda von der Formel Na_2CO_3 .
- L.: In diesem Falle ist es also einmal praktisch, wenn man in der Drogerie die Substanz mit den halbzerfallenen Kristallen erhält, weil man dann weniger Wasser mitkauft. Worauf muß man allerdings bei genauen Versuchen achten?
- S.: Bei quantitativen Versuchen muß man entweder vom Pulver oder von den unveränderten Kristallen ausgehen. Nur dann ist das Molekulargewicht der Substanz genau bekannt und kann chemischen Berechnungen mit Hilfe der Reaktionsgleichungen zugrunde gelegt werden.
- L.: Wie können Sie den Kristallwassergehalt der Soda nachweisen?
- S.: Wir erhitzen einen Sodakristall im trockenen Reagenzglas und halten das Glas hierbei ziemlich waagrecht nur mit dem Ende in die Flamme. An den kalten Glaswänden in der Nähe der Glasmündung schlägt sich der entweichende, unsichtbare Wasserdampf in Form feiner Wassertröpfchen nieder. – Hat das Sodbrennen auch etwas mit „Soda“ zu tun?
- L.: Ursachenmäßig nicht, denn Sodbrennen wird nicht durch Soda hervorgerufen. Wie äußert sich das Sodbrennen?
- S.: Es stellt sich ein brennendes Gefühl im Rachen und im Schlund ein.
- L.: Dieses Sodbrennen wird häufig, aber nicht immer, durch Säureüberschuß verursacht. Normalerweise enthält der Magensaft etwa 0,4–0,5% Salzsäure. Diese unterstützt den Verdauungsvorgang und tötet die schädlichen Bakterien ab, welche mit den Speisen in den Magen gelangen. Enthält der Magensaft durch übermäßigen Genuß zuckerhaltiger Speisen, durch abnorme Gärungen im Magen oder durch den Genuß saurer und scharfer Flüssigkeiten zuviel Säure, so stellt sich das Brennen im Rachen ein. Wie können wir im Falle der Übersäuerung das Sodbrennen bekämpfen?
- S.: Durch Verdünnen des Magensaftes oder durch Neutralisation der überschüssigen Säure.
- L.: Wie erreichen Sie die Verdünnung?
- S.: Durch Zufuhr größerer Wassermengen.
- L.: Trinkt man also viel Wasser, so wird der Magensaft mit der Magensäure verdünnt, und das Brennen läßt nach. – Wie können Sie die Neutralisation erreichen?
- S.: Durch Laugen.
- L.: Natronlauge und Kalilauge können Sie aber wegen ihrer Ätzwirkung nicht einnehmen!
- S.: So müssen wir wohl zur Soda greifen?

L.: Chemisch wirkt die Soda neutralisierend, doch ist ihre Anwendung wegen des stark laugenhaften Geschmacks nicht üblich. Wir nehmen an Stelle der Soda ein anderes kohlen-saures Salz, das doppeltkohlen-saure Natron oder Natriumbikarbonat. Wie lautet dessen Formel?

S.: NaHCO_3 .

L.: Bringen Sie im Reagenzglas verdünnte Salzsäure und Natriumbikarbonat zur Reaktion! Was geschieht?

S.: Unter Aufschäumen entsteht Kohlensäure.

L.: Setzen Sie bei einer Wiederholung dieses Versuches etwas Lackmuskur zu!

S.: Die Säurewirkung wird vernichtet, wie aus dem Farbumschlag von Rot in Blau hervorgeht.

L.: Formulieren Sie die chemische Gleichung der ablaufenden Reaktion!

S.: $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

L.: Das doppeltkohlen-saure Natron ist auch in Tablettenform unter dem Namen „Bullrichsalz“ im Handel. Das Sodbrennen verschwindet allmählich, wenn man mehrmals täglich eine Messerspitze Natron oder eine Tablette Bullrichsalz einnimmt. Im Magen spielt sich dann die gleiche Reaktion ab, die wir im Reagenzglas beobachtet haben: Die überschüssige Säure wird neutralisiert.

D. Wiederholung

1. In welchen Industriezweigen wird Soda in großen Mengen verbraucht? [431]
2. Nach welchem Verfahren wird die Soda großtechnisch gewonnen? [428]
3. Schreiben Sie die Reaktionsgleichungen dieses Verfahrens nieder! [428]
4. Entwickeln Sie die einzelnen Stufen, in denen das Verfahren abläuft, und schreiben Sie die Einzelreaktionen in Gleichungen nieder! [429]

E. Prüfungsfragen

1. Welche Rohstoffe werden für den Ammoniak-Sodaprozeß gebraucht?
2. Welche beiden Formen der Soda sind Ihnen bekannt?
3. Schreiben Sie die Formeln beider Formen nieder!

F. Übungen

1. Welche Reaktion zeigt Sodalösung mit Lackmus?
2. Wie ist diese Reaktion zu erklären?
3. Schildern Sie die Herstellung von Kaliumkarbonat!
4. Wozu wird Kaliumkarbonat industriell verbraucht?

58. Kapitel: Kalziumkarbonat

C. Lehrgespräch

Schüler: Was versteht man unter einem Kalkanstrich?

Lehrer: Kalkanstrich ist ein weißer oder farbiger Anstrich, der aus einer Aufschwemmung von gelöschtem Kalk in Wasser hergestellt wird und meist noch färbende Zusätze und ein Bindemittel enthält.

S.: Damit kann man wohl Wände weißen?

L.: Ja. Je nach der Zusammensetzung läßt sich der Kalkanstrich auf Stein, Gips und auch Holz auftragen.

S.: Wie stellt man einen solchen Kalkanstrich her?

L.: Man verrührt zunächst fünf Teile festen gelöschten Kalk mit sechs Teilen Wasser. Probieren Sie dies einmal!

S.: Es entsteht eine dicke Kalkmilch.

L.: Diese Aufschwemmung können Sie ohne weiteres auf eine vorher gereinigte und angefeuchtete Wand aufstreichen.

S.: Wie erhält man nun einen farbigen Anstrich?

L.: Durch Zusatz von etwa 10% einer Kalkfarbe. Als solche dient z. B. Ocker, Ultramarin oder Chromoxyd (grün). Der Farbzusatz wird gründlich mit der Kalkmilch verrührt.

S.: Sie sprachen noch von Bindemitteln. Wozu dienen diese?

L.: Ohne Bindemittel ist der Kalkanstrich nicht sehr haltbar und blättert leicht ab. Wenn Sie nach dem Trocknen darüberstreichen, bleibt Kalkstaub an Ihrer Hand. Um dies zu verhindern, setzt man der Aufschwemmung etwas Leim zu. Hat man jedoch keinen Leim, so verwendet man beim Kalklöschten heißes Wasser und fügt auf 40 l Kalkmilch 0,5 kg Zinksulfat $ZnSO_4$ oder 0,25 kg Kochsalz $NaCl$ hinzu.

S.: Wie wird das Aufstreichen durchgeführt?

L.: Zunächst muß der Untergrund abgewaschen werden, damit die alten bunten Muster der Wand nicht durchscheinen oder beim Streichen farbige Schlieren ergeben. Dann führt man einen ersten Anstrich mit dünner Kalkmilch durch, der den gleichmäßigen Unterton schafft, und schließlich folgt der Hauptanstrich.

S.: Dann kann ich also selbst einmal einen Anstrich versuchen?

L.: Selbstverständlich! Sie müssen nur einen breiten Auftragspinsel wählen und flott, zügig und gleichmäßig streichen. Jeder Strich muß sitzen. Die Wände streichen Sie von oben nach unten und die Decken senkrecht zu den Fenstern.

S.: Warum dies? Anders herum geht es doch auch!

L.: Der Anstrich ist keine homogene Lösung, sondern eine Aufschwemmung von Festbestandteilen. Die Pinselborsten erzeugen daher feine, kaum sicht-

bare Rillen. Streicht man die Decken senkrecht zu den Fenstern, so wird die Schattenwirkung in den Rillen ausgeschaltet, die sonst sehr störend in Erscheinung treten kann.

S.: Dann ist wohl das Anstreichen ein rein physikalischer Vorgang?

L.: Nein! Beim Weißen der Wände spielt sich innerhalb der Kalkmilch ein chemischer Vorgang ab, welcher der Erhärtung des Mörtels entspricht. Es wandelt sich der Löschkalk allmählich in Kalziumkarbonat um.
Formulieren Sie den Vorgang!

S.: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \text{ der Luft} \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

L.: Das Kohlendioxyd der Luft wandelt also den Löschkalk in weißen Kalk um.

S.: Woraus besteht denn der Mörtel?

L.: Mörtel ist ein Gemisch von einem Teil Sand und zwei Teilen Löschkalk. Beide werden zu einem dicken Brei angerührt. Im Löschkalk ist der feste Kalkstein in eine plastische Form gebracht worden. Diese plastische Zwischenstufe füllt die Fugen zwischen den Mauersteinen gut aus und erhärtet dann wieder zu festem Gestein, das die einzelnen Mauersteine verbindet.

D. Wiederholung

1. Nennen Sie die wichtigsten mineralischen Vorkommen des Kalziumkarbonats! [433]
2. Wie ist die Kreide aufgebaut? [433]
3. Wie kommen die Tropfsteinbildungen in den Höhlen zustande? [436]

E. Prüfungsfragen

1. Welche Verbindungen bewirken die Verwitterung des Kalkes in der Natur? (Begründung!)
2. Von welcher Säure leitet sich das Kalziumkarbonat ab?
3. Was wissen Sie von dieser Säure?

F. Übungen

1. Was verstehen Sie unter „hartem Wasser“?
2. Notieren Sie die Namen und Formeln der Salze, welche die vorübergehende Härte des Wassers bewirken!
3. Notieren Sie Namen und Formeln der Salze, welche die bleibende Härte des Wassers bewirken!
4. Durch welches Verfahren wird die technische Wasserenthärtung durchgeführt?
5. Welche Chemikalien schlagen hierbei die Härtebildner nieder?

59. Kapitel: Technische Silikate II: Tonwaren mit porigem Scherben

C. Lehrgespräch

Lehrer: Welcher Rohstoff liegt allen keramischen Erzeugnissen zugrunde?

Schüler: Der Ton, der als Verwitterungsprodukt der Silikatgesteine entsteht und sich in den verschiedensten Reinheitsgraden in natürlichen Lagern findet.

L.: Nennen Sie bitte einige Beispiele!

S.: Wir finden den Ton, mit Sand und Kalk vermennt, als Lehm. In reineren Lagern wird er als Ziegelton bzw. Töpfer-ton bezeichnet. In seiner reinsten Form trägt er den Namen Kaolin.

L.: Wodurch unterscheidet sich der gewöhnliche Ton vom Kaolin schon äußerlich?

S.: Ton ist durch Verunreinigung mit Eisenverbindungen meist braun gefärbt, während das Kaolin reinweiß ist.

L.: Welche braune Eisenverbindung könnte wohl dem Ton seine bräunliche Grundfärbung geben?

S.: Eisenhydroxyd, das uns als frischer Rost bekannt ist.

L.: Richtig! Wie heißt die Formel des Eisenhydroxyds?

S.: $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

L.: Wie sieht der Ton nach dem Brennen in der Ziegelei aus?

S.: Er sieht dann meist rot aus, wie die Backsteine und Dachziegel zeigen. Es müßte also beim Brennen eine chemische Veränderung der Eisenverbindung stattfinden.

L.: Und welche rote Eisenverbindung kennen Sie?

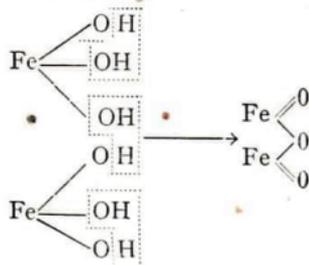
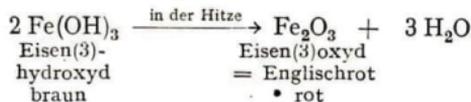
S.: Bisher kenne ich nur das Englischrot, das bei der Schwefelsäureherstellung als Nebenprodukt anfällt.

L.: Gut! Welche Formel hat es?

S.: Es hat die Formel Fe_2O_3 und heißt Eisen(3)oxyd.

L.: Wie können Sie sich die Umwandlung chemisch vorstellen?

S.: Es müßten aus 2 Molekülen Eisenhydroxyd 3 Moleküle Wasser abgespalten werden, wie die nebenstehende Skizze zeigt. Die chemische Gleichung des Vorganges lautet dann:



L.: Richtig! Diese Umwandlung erfolgt stets beim Glühen. Aber auch schon bei gewöhnlicher Temperatur geht das Eisenhydroxyd an der Luft allmählich in das rote Eisenoxyd über. Sie können das in Gegenden mit eisenhaltigen Wässern sehr schön beobachten.

- S.:** Dann setzt sich in den Wassergräben ein dunkelbrauner, flockiger Bodensatz von Eisen(3)hydroxyd ab. Trocknen die Gräben im Sommer aus, so nimmt dieser Rostbelag allmählich einen roten Farbton an.
- L.:** Auch die Rotfärbung zahlreicher Gesteine rührt von Eisen(3)oxyd her, so die Farbe des Buntsandsteins und vieler Porphyre.
-

D. Wiederholung

1. Wie ist die Töpferscheibe eingerichtet, und wie wird an ihr gearbeitet? [444]
 2. Beschreiben Sie die Form und die Arbeitsweise des Ringofens! [441; Abb.145]
 3. Wodurch unterscheiden sich Backsteine und Klinker? [442]
 4. Was ist Steingut? [445]
-

E. Prüfungsfragen

1. Wovon hängt die Güte der keramischen Erzeugnisse ab?
 2. Welche feuerfesten Steine sind Ihnen bekannt, und woraus bestehen sie?
-

F. Übungen

1. Welchen Zweck hat die Glasur, und welcher Vorgang spielt sich bei ihrem Aufbrennen ab?
2. Welche Chemikalien verwendet man zum Glasieren keramischer Erzeugnisse?

60. Kapitel: Technische Silikate III: Tonwaren mit dichtem Scherben

C. Lehrgespräch

Lehrer: Welche Eigenschaft macht den Ton zum idealen Werkstoff für die keramische Industrie?

Schüler: Der Ton quillt mit Wasser zu plastischen Massen auf, die sich leicht formen lassen. Beim nachfolgenden Glühen verliert er den Wassergehalt, sintert zu einer porösen Masse zusammen und büßt gleichzeitig seine Quellbarkeit ein; er wird formbeständig.

L.: Nach welchen Gesichtspunkten können wir die keramischen Produkte einteilen?

S.: Wir unterscheiden Tonwaren mit porigem Scherben und solche mit glasiertem, dichtem Scherben.

L.: Wodurch kommt dieser Unterschied zustande?

S.: Die Art des Endprodukts wird bestimmt durch das Ausgangsmaterial und durch die Brenntemperatur. Die Tonwaren mit porigem Scherben werden

aus geringwertigen Ausgangsprodukten hergestellt und bei niederen Ofentemperaturen gebrannt. Die Tonwaren mit glasigem Scherben bestehen aus Tonen, die hohe Temperaturen aushalten, und werden bei über 1100° C gebrannt.

L.: Welchen Einfluß hat die Temperatur auf das Endprodukt?

S.: Bei Temperaturen unter 1000° C sintert die Masse nur schwach und bleibt porös. Bei höheren Temperaturen sintert der Ton zu dichten Massen zusammen. Die Glasur allein schmilzt und bildet einen glasartigen Überzug.

L.: In der Praxis unterscheidet man noch das Steingut vom Töpfergeschirr. Es besteht aus gelbem Töpferton, der durch eine undurchsichtige weiße oder farbige Glasur verdeckt wird, und dient vielfach zur Herstellung kunstgewerblicher Artikel. Das feine Steingut wird aus weißem Kaolin bereitet und besitzt eine durchsichtige Bleiglasur. Welches Merkmal ist aber allem Steingut gemeinsam?

S.: Steingut hat stets einen porösen Scherben unter der Glasur.

L.: Wodurch können Sie mit Sicherheit Steinzeug und Porzellan unterscheiden?

S.: Das Steinzeug hat meist einen hellgrauen Scherben, das Porzellan einen weißen. Das Steinzeug ist undurchsichtig, das Porzellan hingegen durchscheinend. Das Porzellan hat eine rauhe Basis, auf der es steht; dort muß bei der Herstellung die Glasurmasse entfernt werden, damit das Porzellan beim Glattbrand an der Schamottekapsel nicht festbrennt. Das Steinzeug hingegen ist allseitig glasiert.

D. Wiederholung

1. Was ist Steinzeug? [446]
2. Was ist Porzellan? [447]
3. Welches sind die Rohstoffe der Porzellanherstellung? [448]
4. Welche Aufgaben haben die einzelnen Bestandteile? [448]
5. Was wissen Sie über die Porzellanmalerei? [451]

E. Prüfungsfragen

1. Wozu dienen die Segerkegel?
2. Woraus sind die Segerkegel hergestellt?
3. Wie verrichten sie ihre Aufgabe?
4. Wie verhält sich die Porzellanmasse beim Brennen?

F. Übungen

Stellen Sie in einer Tabelle die verschiedenen keramischen Erzeugnisse zusammen! Geben Sie in den einzelnen Spalten der Tabelle die unterscheidenden Merkmale, die verwendeten Rohstoffe, die Brenntemperaturen und die Verwendungsmöglichkeiten der Fertigfabrikate an!

61. Kapitel: Chemisches Rechnen I: Atomgewicht, Molekulargewicht, Mol und Molvolumen

C. Lehrgespräch

Lehrer: Was ist der Unterschied zwischen dem Molekulargewicht und dem Mol eines Stoffes?

Schüler: Das Molekulargewicht ist nur eine Vergleichszahl, die keine Benennung trägt. Sie sagt uns nur, wieviel mal schwerer das Molekül eines Stoffes ist als ein Atom Wasserstoff. Das Mol hingegen ist eine Gewichtsmenge, und zwar das Molekulargewicht in Gramm ausgedrückt.

L.: Wozu brauchen wir die beiden Größen?

S.: Das absolute Molekulargewicht ist außerordentlich klein, und die Moleküle sind so winzig, daß es keine Möglichkeit gibt, ein Molekül abzutrennen, sichtbar zu machen und zu wiegen. Für chemische Berechnungen genügen uns die Molekulargewichte als Verhältniszahlen der Stoffe untereinander. Wenn wir hinter die Molekulargewichte die Bezeichnung „g“ setzen, also das Mol verwenden, so können wir für die Versuche bestimmte Mengen abwiegen, die den Molekülen der Stoffe in riesenhafter Vergrößerung entsprechen.

L.: Was verstehen wir unter dem Begriff Molvolumen?

S.: Den Raum, den ein Mol eines Gases unter den Normalbedingungen einnimmt.

L.: Was wissen Sie über die Größe des Molvolumens?

S.: Es ist bei allen Gasen gleich groß und beträgt 22,4 l.

L.: Wie kommt diese Gleichheit zustande?

S.: Nach der Avogadroschen Hypothese enthalten alle Gase in gleichen Räumen unter gleichem Druck und bei gleicher Temperatur eine gleiche Anzahl von Molekülen.

L.: Was folgt aus diesem Satz in bezug auf die Litergewichte?

S.: Es müssen sich dann die Gewichte gleicher Raummengen zweier Gase wie ihre Molekulargewichte verhalten. Litergewicht Gas A : Litergewicht Gas B = Molekulargewicht A : Molekulargewicht B.

L.: Wozu kann uns diese Proportion dienen?

S.: Zur Bestimmung des Molekulargewichtes von Gasen. Wenn die Werte von Gas A bekannt sind, können wir vom unbekanntem Gas B das Litergewicht bestimmen und nach Umrechnung auf die Normalbedingungen das Molekulargewicht errechnen.

L.: Können wir nicht auch noch einfacher das Molekulargewicht eines Gases errechnen?

S.: Das Molekulargewicht = 22,4 mal Litergewicht unter Normalbedingungen.

D. Wiederholung

1. Was besagt das Gay-Lussacsche Volumengesetz? [455]
2. Formulieren Sie die Molekularhypothese von Avogadro! [456]
3. Was kann diese Hypothese erklären? [456]

E. Prüfungsfragen

- Erklären Sie die Ausdrücke
1. Atomgewicht!
 2. Molekulargewicht!
 3. Mol!
 4. Molvolumen!

F. Übungen

1. Berechnen Sie das Gewicht von 10 Liter Chlorwasserstoffgas unter Normalbedingungen!
2. Für einen Versuch werden 20 g Kohlendioxyd benötigt. Wie groß muß das Gefäß hierfür sein? (Berechnung für die Normalbedingungen)
3. Wieviel g wiegt ein Mol Rohrzucker (Formel $C_{12}H_{22}O_{11}$)?

62. Kapitel: Chemisches Rechnen II: Rechnen mit Molvolumen und Äquivalenten

C. Lehrgespräch

Lehrer: Was verstehen Sie unter Äquivalentgewicht?

Schüler: Das Äquivalentgewicht = $\frac{\text{Atomgewicht}}{\text{Wertigkeit}}$ bzw. $\frac{\text{Molekulargewicht}}{\text{Wertigkeit}}$.

L.: Trägt das Äquivalentgewicht irgendeine Benennung?

S.: Nein. Wie aber aus dem unbenannten Molekulargewicht durch Zufügen der Bezeichnung „g“ das Gramm-Molekül oder Mol wird, so wird aus dem Äquivalentgewicht durch Zufügen der Bezeichnung „g“ das Grammäquivalent oder Val.

L.: Was bedeutet dann ein Val?

S.: Es ist die Gramm-Menge eines Stoffes, die sich mit 1 g Wasserstoff verbindet oder die 1 g Wasserstoff in einer Verbindung ersetzen kann.

L.: Betrachten wir einmal als praktisches Beispiel die Wasserstoffherstellung aus Säure + Metall!

S.: Das Metall ersetzt den Wasserstoff der Säure und setzt sich an dessen Stelle; es entstehen die Salze.

L.: Nehmen wir die Metalle Natrium, Kalzium und Aluminium! Entnehmen Sie deren Atomgewichte der Atomgewichtstabelle (1. Lehrbrief, Seite 31)!

S.: Die Atomgewichte sind: Na = 23, Ca = 40 und Al = 27.

L.: Bilden Sie nunmehr die Gleichungen für die Einwirkung von Salzsäure auf diese Metalle!



L.: Setzen Sie die Atomgewichte in diese Gleichungen ein!

S.: a) $23 + 36,5 = 58,5 + 1$

b) $40 + 73 = 111 + 2$

c) $27 + 109,5 = 133,5 + 3$

L.: Berechnen Sie nun, wieviel g von jedem Metall nötig sind, um 1 g Wasserstoff zu erzeugen!

S.: Hierzu sind erforderlich 23 g Na, $40 : 2 = 20$ g Ca oder $27 : 3 = 9$ g Al.

L.: Erklären Sie Ihre Rechnung!

S.: Da Wasserstoff einwertig ist, verdrängt z. B. das zweiwertige Ca 2 Atome Wasserstoff. Ich muß daher das Atomgewicht des Ca durch 2 teilen, um die gewünschte Menge zu erhalten.

L.: Welche allgemeine Gesetzmäßigkeit ergibt sich hieraus?

S.: Um ein g Wasserstoff zu erhalten, brauche ich ein Val Metall.

L.: Wie groß ist das Äquivalentgewicht der Schwefelsäure?

S.: Äquivalentgewicht $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Molekulargewicht} : 2 = 98 : 2 = 49$.

L.: Können Sie sich vorstellen, daß das Äquivalentgewicht ein und derselben Verbindung verschiedene Werte haben kann?

S.: Nein, das kann ich mir nicht vorstellen. Die Schwefelsäure besteht z. B. aus Wasserstoff und dem Säurerest. Es ist gleichgültig, welchen der beiden Bestandteile ich als den chemisch wirksamen ansehe. In jedem Falle muß ich das Molekulargewicht durch 2 teilen, da sowohl die beiden Wasserstoffatome als auch der Säurerest 2 Wertigkeiten besitzen.

L.: Richtig! Aber wählen wir jetzt einmal das sehr komplizierte Beispiel eines Doppelsalzes! Wie steht es beim Eisen(2)ammoniumsulfat? Welche Formel wird dieses Doppelsalz haben?

S.: Sulfate sind die Salze der Schwefelsäure H_2SO_4 . Eisen(2)sulfat hat die Formel FeSO_4 und Ammoniumsulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

L.: Richtig! Das Doppelsalz kristallisiert mit 6 Mol Kristallwasser und erhält demnach die Formel $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$. Berechnen Sie das Molekulargewicht dieser Verbindung!

S.: Das Molekulargewicht setzt sich zusammen aus

$$2 \cdot (14 + 4 \cdot 1) + 32 + 4 \cdot 16 + 56 + 32 + 4 \cdot 16 + 6 \cdot (2 \cdot 1 + 16)$$

und beträgt 392.

L.: Welche Reaktionen könnte dieses Salz wohl beispielsweise geben?

S.: Das Salz muß als ein Eisensalz die Reaktionen der Eisenverbindungen zeigen.

L.: Gleichzeitig muß es aber auch als ein Sulfat die Reaktionen der Sulfatgruppe (SO_4) ergeben. Was folgt hieraus für die Berechnung der Äquivalente?

S.: Wenn das Eisen der chemisch wirksame Bestandteil ist, so muß ich bei Berechnung des Äquivalentgewichtes das Molekulargewicht durch die zwei Äquivalente Eisen (Fe^{II}) teilen und erhalte $392 : 2 = 196$ als Äquivalentgewicht in bezug auf Fe.

Ist die Sulfatgruppe der wirksame Bestandteil, so muß man das Molekulargewicht durch die Äquivalente der zweimal vorhandenen zweiwertigen Sulfatgruppe (SO_4)¹ teilen und erhält $392 : 4 = 98$ als Äquivalentgewicht in bezug auf die Sulfatgruppe.

L.: Sehr gut! Aber dieser komplizierte Fall braucht Ihnen keine Sorgen zu bereiten, denn in der Praxis überwiegen bei weitem die einfachen Berechnungen, die wir schon in [463] kennenlernten.

D. Wiederholung

1. Nach welcher Formel werden die Gasvolumina bei den verschiedenen Temperaturen berechnet? [461]
2. Was verstehen Sie unter dem Äquivalentgewicht? [462 und 463]
3. Wodurch unterscheiden sich Mol und Val? [454 und 464]

E. Prüfungsfragen

1. Wie errechnet man das Äquivalentgewicht bei Verbindungen?
2. Wie geschieht die Berechnung bei Säuren und Basen?
3. Was ist ein Val?

F. Übungen

1. Wie groß ist das Äquivalentgewicht der Phosphorsäure?
2. Berechnen Sie das Val von Bariumhydroxyd und Aluminiumsulfat! (Ba^{II} ; Atomgewicht Ba = 137)
3. Wieviel g Zink braucht man, um aus Salzsäure oder Schwefelsäure 0,4 g Wasserstoff herzustellen?
4. Welchen Raum nimmt dieser Wasserstoff unter den Normalbedingungen ein?
5. Wieviel Wasserstoff von 18°C und 760 mm Hg erhalten Sie bei Einwirkung von Schwefelsäure auf 3,5 g Aluminium, und wieviel Val Schwefelsäure werden bei dieser Reaktion verbraucht?

1. Was ist Glas?
2. Charakterisieren Sie die „feste Flüssigkeit“!
3. Welches sind die Hauptbestandteile, die für die Glasfabrikation gebraucht
4. Wie entstehen die Buntgläser? [werden?
5. Wie heißt die Formel der Kohlensäure?
6. Nennen Sie die Alkalikarbonate! – Formeln!
7. Wie werden die Alkalikarbonate technisch hergestellt?
8. Wodurch unterscheiden sich Steinzeug und Porzellan?
9. Was sind Schamottekapseln, und wozu dienen sie?
10. Wie werden die Ofentemperaturen in der keramischen Industrie ermittelt?
11. Woraus wird die Schamotte hergestellt?
12. Schildern Sie den chemischen Vorgang der Glasurbildung beim Steinzeug!
13. Welche keramischen Produkte mit porigem Scherben sind Ihnen bekannt?
14. Wie werden die Ziegel gebrannt?
15. Welche Rohstoffe erfordert die Porzellanherstellung?
16. Was ist das Molvolumen?
17. Wie groß ist das Molvolumen?
18. Kommen die gasförmigen Elemente atomar oder molekular vor?
19. Wie kann man dies experimentell ermitteln?
20. Was besagt das Gay-Lussacsche Volumengesetz?
21. Was ist ein Gramm-Molekül?
22. Welche Bezeichnung trägt das Gramm-Molekül noch?
23. Was ist das Äquivalentgewicht?

63. Kapitel: Normallösungen und Maßanalyse

C. Lehrgespräch

Lehrer: Wie können wir den Prozentgehalt einer Säure oder Base bestimmen?

Schüler: Durch das Titrierverfahren.

L.: Auf welchem Prinzip beruht dieses?

S.: Es beruht auf der Neutralisation von Säuren durch Basen und umgekehrt.

L.: Wie können wir bei diesem Vorgang zu exakten quantitativen Berechnungen kommen?

S.: Durch Verwendung von Normallösungen bei der Titration, die im Liter ein Val gelöste Substanz enthalten.

L.: Wir wollen jetzt versuchen, gemeinsam eine Formel aufzustellen, mit deren Hilfe wir sofort nach der Titration den Prozentgehalt der Lösung bestimmen können. Was müssen wir zunächst tun?

S.: Wir müssen die zu verwendenden Buchstaben festlegen. Z. B.: Wir untersuchen $a \text{ cm}^3$ der Lösung A mit dem Äquivalentgewicht Aq und verwenden für die Titration $n \text{ cm}^3$ der Normallösung N .

L.: Wieviel Äquivalente enthalten die $a \text{ cm}^3$ Untersuchungsflüssigkeit?

S.: $1000 \text{ cm}^3 N$ enthalten ein Grammäquivalent, 1 cm^3 enthält $1/1000$ Grammäquivalent, $n \text{ cm}^3$ enthalten $n/1000$ Grammäquivalente. Die gleiche Menge ist in den neutralisierten $a \text{ cm}^3$ enthalten.

L.: Richtig! Also enthalten die $a \text{ cm}^3$ $\frac{n \cdot Aq}{1000}$.

S.: Und 1 cm^3 der Untersuchungsflüssigkeit enthält demnach $\frac{n \cdot Aq}{1000 \cdot a}$.

L.: Nun wollen wir den Prozentgehalt angeben, müssen also von 100 cm^3 ausgehen.

S.: Der Prozentgehalt P beträgt daher das Hundertfache:

$$\text{Prozentgehalt } P = \frac{n \cdot Aq \cdot 100}{1000 \cdot a}.$$

L.: Gut! Berechnen Sie mit der neu aufgestellten Formel folgende Aufgabe: Zur Titration von 5 cm^3 Salzsäure unbekannter Konzentration wurden $16,2 \text{ cm}^3$ n-Natronlauge verbraucht. Wie hoch ist der Prozentgehalt der Salzsäure?

S.: $n = 16,2$; $Aq = 36,5$; $a = 5$.

$$P = \frac{16,2 \cdot 36,5 \cdot 100}{1000 \cdot 5} = 11,8. \quad \text{Die Säure enthält } 11,8\% \text{ HCl.}$$

D. Wiederholung

1. Welchen Zweck haben die Indikatoren? [469]
2. Schildern Sie das Titrierverfahren! [468 und 470]
3. Wie werden die Indikatoren durch Basen gefärbt? [469]
4. Was ist eine $1/2$ -n-Lösung? [467]

E. Prüfungsfragen

1. Warum empfiehlt es sich nicht, bei der Herstellung von Normallösungen von n-HCl oder n-H₂SO₄ auszugehen?
2. Stellt die Anzahl der im Molekül enthaltenen Äquivalente einen zuverlässigen Maßstab für die Stärke einer Säure dar?
3. Was geschieht, wenn wir 5 cm^3 n-HCl mit 5 cm^3 n-NaOH zusammenbringen und etwas Lackmus zusetzen?
4. Wie fällt die Reaktion aus, wenn wir die Lauge vorher mit 10 cm^3 Wasser verdünnen und dann die gesamte verdünnte Lauge zusetzen?

F. Übungen

1. Wieviel Substanz enthält 1 Liter n-Natronlauge?
2. Wieviel Substanz enthält 0,5 Liter $1/10$ -n-Kochsalzlösung?
3. Wieviel Substanz enthält 1 Liter $1/2$ -n-Schwefelsäure?
4. Kann man den Gehalt einer Lösung feststellen, deren Zusammensetzung nicht bekannt ist?

64. Kapitel: Elektrochemie – Dissoziation und Elektrolyse

C. Lehrgespräch

Lehrer; 2 Schüler (Karl und Franz)

Lehrer: Haben Sie schon einmal *Polreagenzpapier* gesehen?

Karl: Ja. Das ist ein weißes Löschpapier, mit dem der Minuspol einer elektrischen Leitung festgestellt wird.

L.: Beschreiben Sie bitte den Vorgang!

K.: Das Papier wird angefeuchtet. Beim Daraufbringen der beiden Pole wird die Umgebung des Minuspoles tiefrot gefärbt.

L.: Richtig! Wer von Ihnen kann diesen geheimnisvollen Farbumschlag erklären? – Niemand? – Wir haben den Farbumschlag bereits kennengelernt!

Franz: Bei der Anwendung der Indikatoren erhielten wir einen ähnlichen Farbumschlag.

K.: Ja. Das Phenolphthalein färbte sich bei Einwirkung von Laugen tiefrot.

L.: Hier sehen Sie ein weißes Pulver; es ist Phenolphthalein in ungelöstem Zustande. Es ist auch im Polreagenzpapier enthalten.

F.: So müßte also am Minuspol eine Lauge entstehen.

L.: Da ursprünglich im Papier keine Lauge enthalten ist (denn sonst wäre ja das Papier von Anfang an rot!), muß irgendeine chemische Reaktion stattgefunden haben. Welche kann das wohl sein?

K.: Wir haben das Papier vorher angefeuchtet und dann elektrischen Strom durchfließen lassen. Also hat eine Elektrolyse stattgefunden.

L.: Und diese Elektrolyse führte zur Bildung einer Lauge. Auch diesen Fall haben wir schon einmal kennengelernt.

F.: Bei der Elektrolyse von Kochsalzlösung entstand an der Kathode Natronlauge.

L.: Ja. Im Polreagenzpapier ist keine Kochsalzlösung enthalten, sondern Natriumsulfat. Daneben findet sich etwas Phenolphthalein als Indikator. Bitte erklären Sie jetzt selbständig die chemischen Vorgänge im Polreagenzpapier!

K.: Wir fertigen uns am besten ein Schema wie bei der Kupfersulfatelektrolyse (Abb. 157) an. Ausgangsstoff ist Na_2SO_4 .

F.: Beim Anfeuchten des Polreagenzpapiers findet eine Aufspaltung der gelösten Salz-moleküle in die elektrisch geladenen Ionen statt, wobei positiv geladene Natrium-Ionen und negativ geladene Sulfat-Ionen entstehen.

K.: Die Natriumkationen wandern beim Stromschluß zum negativen Pol, der Kathode, entladen sich dort und werden zu Natriumatomen.

F.: Diese reagieren sofort mit dem Wasser unter Bildung von Natronlauge und Wasserstoffentwicklung. Das Phenolphthalein zeigt uns durch Rotfärbung die Laugenbildung an.

K.: An der Anode entlädt sich das Sulfat-Ion und zerfällt in $\text{SO}_3 + (\text{O})$. Das SO_3 als Säureanhydrid ergänzt sich mit dem Wasser zu Schwefelsäure. Diese bewirkt keine Verfärbung des Indikators.

L.: Richtig! Bisher haben Sie den Vorgang der Elektrolyse von Natriumsulfat beschrieben. Was ist nun das Wesen des Polreagenzpapiers?

K.: Die Rotfärbung zeigt sich nur an der Anode und macht den Minuspol deutlich sichtbar.

L.: Wie können Sie selbst Polreagenzpapier herstellen?

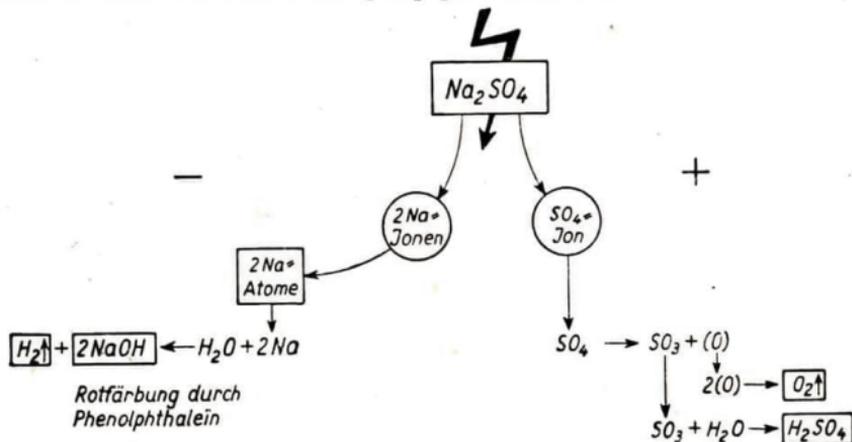


Abb. 15. Schema der Elektrolyse im Polreagenzpapier

F.: Wir lösen Natriumsulfat in wenig Wasser auf; dann fügen wir etwas alkoholische Lösung von Phenolphthalein hinzu und tränken damit Fließpapier (Löschpapier oder Filter). Dieses Papier hängen wir zum Trocknen auf.

L.: Vergessen Sie bitte bei der Anwendung nicht: Erst das Papier anfeuchten, und dann die Pole der Leitung auf das Papier bringen!

D. Wiederholung

1. Was sind Elektrolyte? [474]
2. Was verstehen Sie unter Elektrolyse? [475]
3. Wie verläuft die Elektrolyse der Schwefelsäure? [477]
4. Welche Anwendungsgebiete der Elektrolyse kennen Sie aus der Praxis? [480 und 481]
5. Was ist Polreagenzpapier? (Lehrgespräch)

E. Prüfungsfragen

1. Wodurch kommt die Reinigung bei der Kupferraffinierung zustande?
2. Erklären Sie die Wirkung des Polreagenzpapiers!
3. Woran erkennt man eine dissoziierte Lösung?
4. Was verstehen Sie unter elektrolytischer Dissoziation?
5. Was bildet sich bei der Dissoziation?

F. Übungen

1. Was geschieht bei der Elektrolyse einer Kupfersulfatlösung, wenn nach vollständiger Abscheidung des Kupfers der Stromkreis auch weiter geschlossen bleibt?
2. Wiederholen Sie die früher beschriebenen Elektrolysen von Wasser [76], von Kochsalzlösung [116] und von Salzsäure [122], und beachten Sie dabei die neuen Erkenntnisse, die wir im 64. Kapitel gewonnen haben!
3. Geben Sie ein einfaches Mittel an, mit dem wir die Reinheit von destilliertem Wasser nachprüfen können!
4. Welche Zerfallsprodukte sind bei der Elektrolyse von a) Kaliumchlorid KCl und b) Eisen(2)sulfat FeSO_4 zu erwarten?

65. Kapitel: Die Ionenlehre

C. Lehrgespräch

Lehrer: Wodurch sind die Säuren charakterisiert?

Schüler: Die Säuren sind Wasserstoffverbindungen.

L.: Sind alle Wasserstoffverbindungen auch Säuren?

S.: Nein. Das Wasser ist z. B. eine Wasserstoffverbindung, aber keine Säure. – Nur die Wasserstoffverbindungen sind zugleich Säuren, die in wässriger Lösung H-Ionen enthalten. Reines Wasser aber ist ein Nichtelektrolyt.

L.: Wird die Verbindung NH_4OH Säureeigenschaften besitzen?

S.: Ist die Verbindung in Ionen aufgespalten?

L.: Ja.

S.: Bildet die Verbindung in wässriger Lösung Wasserstoff-Ionen aus?

L.: Die Frage müssen Sie selbst beantworten können, denn wir haben die Verbindung schon kennengelernt.

S.: Bei der Besprechung des Stickstoffs lernten wir die Additionsverbindungen des Ammoniaks kennen, denen die Ammoniumgruppe NH_4 gemeinsam ist.

L.: Wie nennt man solche Atomgruppen?

S.: Es sind Radikale.

L.: Was verstehen wir unter „Radikalen“?

S.: Radikale sind fest zusammenhaltende Gruppen von Atomen, die von einer Verbindung in die andere übergehen.

L.: Und was sind Ionen?

S.: Ionen sind elektrisch geladene Atome oder Atomgruppen.

L.: Denken Sie nun bitte den Gedanken zu Ende in bezug auf die Dissoziation des Ammoniumhydroxyds!

S.: Es gibt zahlreiche Ammoniumverbindungen; sie alle sind chemisch durch den Besitz der Ammoniumgruppe charakterisiert, die in allen Verbindungen dieser Gruppe als Ganzes vorkommt. Die Verbindung dissoziiert in die beiden Ionen NH_4^+ und OH^- . Es treten also keine Wasserstoff-Ionen auf; daher zeigen sich auch keine Säureeigenschaften. Die Verbindung NH_4OH ist wohl eine Wasserstoffverbindung, aber keine Säure.

L.: Ja. Wir sprachen davon [256], daß sich die Ammoniumgruppe wie ein einwertiges Leichtmetall verhält.

S.: Also trägt die Ammoniumgruppe eine positive Ladung und die Hydroxylgruppe eine negative Ladung.

L.: Bilden Sie die Gleichung der Dissoziation!

S.: Alle Dissoziationsvorgänge sind Gleichgewichtsreaktionen, wir schreiben daher: $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons (\text{NH}_4)^+ + (\text{OH})^-$.

L.: Warum haben Sie die Radikale in Klammern gesetzt?

S.: Weil die Ladungszeichen sich auf das gesamte Radikal beziehen und nicht auf einzelne Atomzeichen.

D. Wiederholung

1. Schildern Sie die Hypothese der elektrolytischen Dissoziation! [482]
2. Wie werden die Ionenladungen in der Formelsprache bezeichnet? [483]
3. Wiederholen Sie die Tabelle des Dissoziationsgrades! [487]
Prägen Sie sich ein, welche Säuren und Basen stark, mäßig stark und schwach dissoziiert sind, denn der Dissoziationsgrad bestimmt die chemische Wirksamkeit und die Geschwindigkeit der Reaktionen.

E. Prüfungsfragen

1. Wer entwickelte die Lehre von der elektrolytischen Dissoziation?
2. Was verstehen Sie unter dem Dissoziationsgrad?
3. Nennen Sie die am stärksten dissoziierten Säuren und Basen!

F. Übungen

1. Definieren Sie die Begriffe „Säure, Base und Salz“ nach den Erkenntnissen der Ionenlehre!
2. Wiederholen Sie Kapitel 64 über die Elektrolyse und Kapitel 65 über die Ionenlehre! Prägen Sie sich die einzelnen Begriffe genau ein! Versuchen Sie einmal selbständig den Unterschied zwischen Elektrolyse und Dissoziation herauszuarbeiten!

66. Kapitel: Ionenreaktionen, Ionengleichungen, Hydrolyse

C. Lehrgespräch

Lehrer: Im Anschluß an die Übungsaufgabe 2 des vorigen Kapitels lege ich Ihnen heute die Frage vor: Worin besteht der Unterschied zwischen Dissoziation und Elektrolyse?

Schüler: Ich sehe keine Unterschiede, sondern nur Gemeinsames.

L.: So schildern Sie zunächst das Gemeinsame an beiden Prozessen!

S.: Sowohl bei der Elektrolyse als auch bei der Dissoziation treten an Stelle der Atome und Radikale die elektrisch geladenen Ionen auf.

L.: Wie bezeichnen wir den Zerfall der Moleküle in Ionen?

S.: Als Dissoziation.

L.: Und was ist die Voraussetzung für den Beginn der Elektrolyse?

S.: Daß wir eine dissoziierte Lösung vor uns haben; denn nichtdissoziierte Lösungen gehören den Nichtelektrolyten an.

L.: Demnach können wir sagen: Die Dissoziation ist die Vorbedingung der Elektrolyse. – Welche Erscheinungen treten bei der Elektrolyse neu hinzu?

S.: Die Ionenwanderung tritt hinzu. Die einzelnen Ionen wandern zu den Gegenpolen und entladen sich an ihnen; es entstehen Atome, die eventuell zu Molekülen zusammentreten.

L.: Was ist also das Gemeinsame an der Dissoziation und an der Elektrolyse von Salzsäure?

S.: In beiden Fällen erfolgt eine Zerlegung der HCl-Moleküle.

L.: Erklären Sie bitte zunächst den Vorgang der Salzsäure-Dissoziation in wässriger Lösung!

S.: Bei der Salzsäure-Dissoziation erfolgt eine Zerlegung in H-Ionen und Cl-Ionen nach der Gleichung: $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

L.: Was drückt der doppelte Pfeil in der Gleichung aus?

S.: Der Vorgang kann jederzeit wieder rückwärts verlaufen, wenn die Außenbedingungen sich ändern, z. B. bei zunehmender Konzentration.

L.: Vergleichen Sie hiermit den Verlauf der Elektrolyse!

S.: Die Gleichung der Salzsäure-Elektrolyse lautet: $2\text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$. Es erfolgt eine Aufspaltung in atomaren Wasserstoff und atomares Chlor, aus denen sich nachträglich Gasmoleküle bilden.

L.: Worin besteht also der Unterschied zwischen Elektrolyse und Dissoziation?

S.: Bei der Dissoziation findet nur eine zeitweilige Zerlegung der Moleküle statt, die jederzeit wieder rückgängig gemacht werden kann. Bei der Elektrolyse hingegen erfolgt eine Dauerzerlegung stofflicher Art.

L.: Beide Vorgänge unterscheiden sich daher grundlegend in bezug auf ihre Zugehörigkeit zu bestimmten Wissensgebieten. Was meine ich wohl?

S.: Die Dissoziation ist ein physikalischer Vorgang und die Elektrolyse ein chemischer Vorgang.

D. Wiederholung

1. Welche Vorteile bietet die Aufstellung von Ionengleichungen? [492]
2. Wie werden die Ionengleichungen aufgestellt? [490–491]
3. Was ist Hydrolyse? [495]

E. Prüfungsfragen

1. Formulieren Sie die Ionenreaktionen bei der Einwirkung von Kalzium auf Säure!
2. Wie reagiert die Sodalösung?
3. Wie reagiert eine Lösung von Aluminiumchlorid?

F. Übungen

1. Nehmen Sie eine verdünnte Lösung von Natriumnitrat und fügen Sie verdünnte Salzsäure hinzu! Formulieren Sie den zu erwartenden Vorgang durch Auflösen der Formeln in Ionen! Überlegen Sie theoretisch, was geschehen wird, und erklären Sie dies durch die Ionenlehre!
2. Übergießen Sie nunmehr eine verdünnte Lösung von Natriumkarbonat mit verdünnter Salzsäure! Führen Sie die gleiche Aufgabe durch!
3. Suchen Sie einen allgemeinen Satz zu formulieren, in dem die theoretische Ausbeute der beiden vorangegangenen Überlegungen enthalten ist!

67. Kapitel: Vom Bau der Atome

C. Lehrgespräch

Lehrer: Wie lautete unsere ursprüngliche Definition des Elementenbegriffes?

Schüler: Wir definierten die Elemente als Stoffe, die sich durch chemische Eingriffe nicht weiter in andere Stoffe mit anderen Eigenschaften zerlegen lassen.

L.: Inzwischen strebte die Atomforschung zu einem alten Wunschtraume der Gelehrten zurück. Man suchte die Vielgestaltigkeit der irdischen Stoffe auf einen Urstoff zurückzuführen. Können Sie mir einen Vertreter dieser Anschauung nennen?

S.: Der Engländer Prout nahm an, daß Wasserstoff der Urstoff sei, aus dem durch mannigfaltige Zusammenlagerung die Vielzahl der Elemente hervorgegangen sei.

- L.: Die Schlußfolgerung seiner Hypothese erwies sich später als unhaltbar.
- S.: Nach der Proutischen Hypothese müßten die Atomgewichte aller Elemente ganzzahlige Vielfache des Atomgewichts von Wasserstoff sein. Bei der experimentellen Nachprüfung ergaben sich aber nur selten ganze Zahlen. Hierdurch kam die Proutische Hypothese zu Fall.
- L.: Neuerdings kommt man aber zu gewissen Gedankengängen der Proutischen Hypothese zurück, wie Sie beim Durcharbeiten des Lehrstoffes gemerkt haben.
- S.: Ja. Man nimmt heute an, daß die Atomkerne aus Protonen, d. h. aus positiv geladenen Wasserstoffkernen aufgebaut sind. Außer den Protonen sind im Kern die elektrisch neutralen Neutronen enthalten, welche die gleiche Masse wie die Protonen besitzen.
- L.: Welche Schwierigkeiten werden durch diese Lehre beseitigt?
- S.: Die Lehre ist in der Lage, auch die Erscheinungen der Isotopie zu erklären. Nach dem alten Elementenbegriff wäre es undenkbar, daß zwei Atome mit ungleichem Atomgewicht demselben Elemente zugehören, denn man sah die chemischen Eigenschaften des Stoffes als eine Funktion des Atomgewichtes an. Heute hingegen betrachtet man die chemischen Eigenschaften der Stoffe als Funktionen der Kernladungszahl, wobei die Kerne gleicher Kernladung eine verschiedene Anzahl von Neutronen und damit eine verschiedene Masse aufweisen können.

D. Wiederholung

1. Stellen Sie die Bohrsche Theorie des Atombaues in den wesentlichsten Punkten dar! [498]
2. Was sind Isotope? [502]
3. Welche Wandlung erfährt durch die neuen Lehren der Begriff des Elementes? [503; Lehrgespräch]

E. Prüfungsfragen

1. Aus welchen beiden Bausteinen besteht der Atomkern?
2. Wie groß ist die Zahl der Protonen?
3. Wodurch unterscheiden sich das Atomgewicht und die Kernladungszahl?

F. Übungen

Entfallen.

68. Kapitel: Die Ionenbindung oder Elektrovalenz

C. Lehrgespräch

Lehrer: Von welcher Tatsache geht die Kosselsche Theorie aus?

Schüler: Sie geht aus von dem gesetzmäßigen Aufbau der Atomhülle aus Elektronenschalen und von der Annahme, daß der Aufbau der Elektronenschalen bei den Edelgasen einen Zustand besonderer chemischer Stabilität darstellt.

L.: Worauf beruht nach dieser Theorie das Zustandekommen der Verbindungen?

S.: Auf dem Bestreben der Elemente, den stabilen Edelgaszustand im Aufbau der Elektronenschalen zu erreichen.

L.: Wie wird dieser Zustand erreicht?

S.: Durch einen Übergang von Elektronen, wobei die metallischen Elemente Außenelektronen abgeben und die nichtmetallischen Elemente Außenelektronen aufnehmen; hierdurch bilden beide Gruppen Edelgasschalen aus.

L.: Welche Kraft bewirkt dann die Verbindung?

S.: Es sind elektrische Anziehungskräfte, da in dem einen Falle durch die Aufnahme von Elektronen negative Überschußladungen vorhanden sind, während auf der anderen Seite durch Abgabe von Elektronen ein Elektronenmangel herrscht. Positive und negative Kräfte ziehen sich an und halten sich in den Verbindungen fest.

L.: Wie nennt man diese Form der chemischen Bindung?

S.: Die Ionenbindung.

L.: Was versteht man unter einem Ionengitter?

S.: Die räumliche Anordnung zahlreicher Ionen zu großen Gitterverbänden, da das elektrische Feld nach allen Seiten des Raumes wirkt und benachbarte Ionenverbände sich hierbei in dreidimensionaler gitterartiger Anordnung zu Riesenmolekülen vereinigen.

D. Wiederholung

1. Schildern Sie den Aufbau der Elektronenhüllen! [504]
2. Wodurch werden die Verschiedenheiten im chemischen Verhalten der einzelnen Elemente hervorgerufen? [505]
3. Wie ist das Zustandekommen der Affinität zu erklären? [506]
4. Erklären Sie das Zustandekommen der Verbindungen! [508]
5. Erklären Sie den Ausdruck „Ionenbindung“! [509]

E. Prüfungsfragen

1. Wie ist das Wasserstoffatom aufgebaut?
2. Wieviel Hauptgruppen von Elementen gibt es und warum?
3. Wodurch wird der elektronegative Charakter der Nichtmetalle hervorgerufen?
4. Was erzeugt den elektropositiven Charakter der Metalle?

F. Übungen

1. Wodurch unterscheiden sich Atome und Ionen?
2. Was ist Ionenwertigkeit?
3. In welchen Grenzen schwankt die Ionenwertigkeit und warum?

G. Gesamtwiederholung (63.-68. Kapitel)

1. Welche Indikatoren kennen Sie?
2. Wie verhalten sich diese Indikatoren zu Säuren?
3. Welche Vorzüge hat die Verwendung von Normallösungen?
4. Was verstehen Sie unter einer $1/10$ -n-Lösung?
5. Welche Elektrolyte sind Ihnen bekannt?
6. Was ist Elektrolyse?
7. Wodurch unterscheiden sich die Atome eines Elementes von den Ionen des gleichen Elementes?
8. Schildern Sie die Ionenwanderungen bei der Elektrolyse!
9. Welche Elemente bzw. Radikale treten als Kationen, welche als Anionen auf?
10. Was ist Dissoziation?
11. Was ist ein Ion?
12. Wann treten Ionen auf?
13. Was verstehen Sie unter einer „starken Säure“?
14. Welche Zahlengröße vermittelt Ihnen einen Eindruck von der Stärke bzw. Schwäche einer Säure?
15. Schreiben Sie die Dissoziationsgleichung für Schwefelsäure auf!
16. Was bedeuten die Zeichen \cdot und $'$ in dieser Gleichung?
17. Wie viele Ladungen haben die einzelnen Ionen?
18. Bilden Sie die Ionengleichung für die Erkennungsreaktion der Chloride!
19. Wie lautet die Ionengleichung der Neutralisation?
20. Was ist Hydrolyse?
21. Wann reagiert ein Salz in seiner Lösung alkalisch?
22. Aus welchen beiden Hauptteilen setzt sich das Atom zusammen?
23. Woraus bestehen beide?
24. In welchem Teile des Atoms ist die Masse konzentriert?
25. Wie nennt man Stoffe mit gleicher Kernladung, aber mit verschiedenem Atomgewicht?

55. Kapitel: Technische Silikate I: Das Glas

Zu E. Prüfungsfragen

1. Durch Zusammenschmelzen von Sand mit laugenhaft wirkenden Stoffen, z. B. Ätzkali, Ätznatron, Soda und Kalk.
2. Doppelsilikate sind Stoffe, in denen die Wasserstoffatome der Kieselsäuremoleküle durch mehrere verschiedene Metalle ersetzt sind.
3. Bei sehr schneller Abkühlung der entsprechenden Silikatschmelzflüsse (z. B. Hochofenschlacke).

Zu F. Übungen

1. Wasserglas ist Kalium- oder Natriumsilikat; es ist dünnflüssig und wasserlöslich. Die eigentlichen Gläser sind Doppelsilikate; sie sind fest, amorph und ziemlich unlöslich in Wasser.
2. $2 \text{NaOH} + \text{SiO}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{KOH} + \text{SiO}_2 \longrightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

56. Kapitel: Die Verarbeitung des Glases

Zu E. Prüfungsfragen

1. Durch Zusatz von Schwermetallverbindungen.
2. Verunreinigung des Sandes durch Eisenverbindungen. Diese geben dem Glasfluß eine grüne oder gelbbraune Eigenfärbung (Flaschenglas).
3. Durch geringen Braunsteinzusatz. Dieser bewirkt als Oxydationsmittel und durch geringe komplementäre Eigenfärbung eine Entfärbung des Glasflusses.

Zu F. Übungen

1. Email ist ein borhaltiger Glasüberzug, der durch Zinnoxid undurchsichtig gemacht wird.
2. Sie halten schroffen Temperaturwechsel aus und sind für UV.-Strahlen durchlässig.
3. Zur Herstellung des Quarzglases sind die hohen Temperaturen des elektrischen Ofens erforderlich.
4. Ein Bleizusatz (Bleiglas).

57. Kapitel: Soda und Pottasche

Zu E. Prüfungsfragen

1. Als Rohstoffe dienen Kochsalz (NaCl), Kalk (CaCO_3) und Ammoniak (NH_3). Von diesen Rohstoffen macht das Ammoniakgas im Fabrikationsgange einen Kreislaufprozeß durch, so daß nur die unvermeidlichen Verluste ergänzt werden müssen.
2. Die kalzinierte oder wasserfreie Soda und die Kristallsoda.
3. Na_2CO_3 = kalzinierte Soda; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ = Kristallsoda.

Zu F. Übungen

1. Sodalösung reagiert basisch (Blaufärbung von Lackmus).
2. Soda reagiert mit dem Lösungswasser unter Bildung von Kohlensäure und Natronlauge. Die Baseneigenschaften der starken Natronlauge überdecken die Säureeigenschaften der schwachen Kohlensäure.
3. Durch Elektrolyse von Kaliumchlorid-Lösung gewinnt man Chlorgas, Wasserstoffgas und Kalilauge: $2 \text{KCl} + \text{HOH} \longrightarrow \text{H}_2\uparrow + 2 \text{KOH} + \text{Cl}_2\uparrow$. In die gebildete Kalilauge leitet man Kohlendioxyd ein: $2 \text{KOH} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
4. Zur Herstellung von Kaligläsern in den Glashütten und zur Herstellung von Schmierseifen.

58. Kapitel: Kalziumkarbonat

Zu E. Prüfungsfragen

1. Das Kohlendioxyd der Luft und das Wasser. Beide vereinigen sich zu Kohlensäure, welche das unlösliche Kalziumkarbonat in lösliches Kalziumbikarbonat überführt.
2. Von der Kohlensäure (H_2CO_3).
3. Die Kohlensäure ist sehr unbeständig und nur in wässriger Lösung bekannt. Ihre Moleküle zerfallen leicht in Kohlendioxyd und Wasser.

Zu F. Übungen

1. Hartes Wasser ist ein natürlich vorkommendes Wasser mit relativ hohem Gehalt an gelösten Kalzium- und Magnesiumsalzen.
2. Die vorübergehende Härte setzt sich aus den gelösten Bikarbonaten des Kalziums und Magnesiums zusammen, aus $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ und $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.
3. Kalziumsulfat CaSO_4 und Magnesiumsulfat MgSO_4 .
4. Wasserenthärtung durch das Kalk-Soda-Verfahren.
5. Kalkmilch schlägt die Bikarbonate nieder, Soda die Sulfate.

59. Kapitel: Technische Silikate II: Tonwaren mit porigem Scherben

Zu E. Prüfungsfragen

1. Von der Zusammensetzung der Grundmasse und von der Höhe der Brenntemperatur.
2. a) Schamottesteine bestehen aus feuerfestem Ton.
b) Silikaziegel bestehen aus Quarzsand und geringen Beimengungen von gelöschtem Kalk.

Zu F. Übungen

1. Die Glasur schmilzt beim Brennen der zusammensinternden Tonmasse und verbindet sich mit dem Aluminiumsilikat zu Natriumaluminiumsilikat bzw. Bleialuminiumsilikat. Dieses bildet eine zusammenhängende Glasschicht über der porösen Grundmasse und verstopft deren Poren. Das Geschirr wird luft- und wasserundurchlässig.
2. a) Bleioxyd, b) Kochsalz.

60. Kapitel: Technische Silikate III: Tonwaren mit dichtem Scherben

Zu E. Prüfungsfragen

1. Zur Bestimmung der Brenntemperatur in der keramischen Industrie.
2. Aus künstlichen Silikatgemengen, die verschiedene Schmelzpunkte aufweisen.
3. Die Segerkegel werden durch Nummern bezeichnet. Jede Nummer schmilzt bei ganz bestimmten Brennbedingungen. Die Segerkegel werden in Dreierstreifen verwendet. Der erste Kegel sintert als Warner bei Beginn des Garbrandes zusammen, der zweite sintert ebenfalls noch zusammen, der dritte bleibt stehen und zeigt damit an, daß die höchstzulässige Temperatur nicht überschritten wurde.
4. Beim Glattbrand sintert der Scherben zusammen. Die Glasur schmilzt zu einer glasartigen Masse. Der Gegenstand schrumpft stark. Daher müssen wir die Gegenstände um das Schwindmaß größer formen, damit sie nach dem Brennen die gewünschte Größe besitzen.

Zu F. Übungen

Merkmal	Rohstoff	Brenntemperatur	Material	Verwendung
I. Poriger Scherben und erdiger Bruch				
a)	Lehm	900-1000° C	Backsteine, Ziegelsteine	} Bauhandwerk Haushalt
			Irdengeschirr, Blumentöpfe	
b)	kalkarme Tone	1300° C	Klinker	Bauhandwerk
c)	feuerfeste Tone	1600-2000° C	Schamottesteine	Öfen
d) Scherben gefärbt, Glasur undurchsichtig	Töpferton	bis 1200° C	Töpfergeschirr	Haushalt
e) Scherben weiß, Glasur durchsichtig	Töpferton	bis 1200° C	Steingut	Haushalt
1. Garbrand				
2. Glasurbrand				
II. Glasiger, dichter Scherben				
a) Scherben grau, nicht durchscheinend. Ein Brand mit Salzglasur	Kaolin	bis 1300° C	Steinzeug	Chemische Industrie, Technik
b) Scherben reinweiß mit glänzendem Bruch, durchscheinend	Kaolin	bis 1400° C	Porzellan	Haushalt, chem. Industrie, Elektrotechnik
1. Verglühen				
2. Glattbrand				

**61. Kapitel: Chemisches Rechnen I: Atomgewicht, Molekulargewicht,
Mol und Molvolumen**

Zu E. Prüfungsfragen

1. und 2. Atomgewicht und Molekulargewicht sind Verhältniszahlen. Sie geben uns das Gewicht eines Atoms bzw. eines Moleküls an, wenn wir das Gewicht des Sauerstoffatoms $O = 16$ als Einheit setzen.
3. Das Mol ist das Molekulargewicht in Gramm ausgedrückt.
4. Das Molvolumen aller Gase beträgt bei $0^\circ C$ und 760 mm Hg $22,4 \text{ l}$; in ihm ist ein Mol des Stoffes enthalten.

Zu F. Übungen

1. $22,4 \text{ l HCl}$ entsprechen einem Mol und wiegen $36,5 \text{ g}$
 10 l HCl wiegen $x \text{ g}$

$$x = \frac{10 \cdot 36,5}{22,4} \approx 16,3 \text{ g}$$

2. Ein Mol CO_2 wiegt 44 g und nimmt einen Raum von $22,4 \text{ l}$ ein,
 20 g nehmen einen Raum von $x \text{ l}$ ein

$$x = \frac{20 \cdot 22,4}{44} \approx 10,18 \text{ l}$$

Das Gefäß muß $10,18 \text{ l}$ fassen.

3. Molekulargewicht = $144 + 22 + 176 = 342$
 1 Mol Rohrzucker wiegt 342 g .

62. Kapitel: Chemisches Rechnen II: Rechnen mit Molvolumen und Äquivalenten

Zu E. Prüfungsfragen

1. Das Äquivalentgewicht einer Verbindung ist das Molekulargewicht geteilt durch die Wertigkeit des chemisch wirksamen Bestandteiles.
2. Bei Säuren ist der chemisch wirksame Bestandteil der durch Metalle ersetzbare Wasserstoff. Wir teilen also durch die Anzahl dieser Wasserstoffatome. Bei Basen ist der chemisch wirksame Bestandteil die Hydroxylgruppe. Wir teilen also durch die Anzahl der vorhandenen Hydroxylgruppen.
3. Ein Val ist die Gramm-Menge eines Stoffes, die zahlenmäßig dem Äquivalentgewicht entspricht. Oder: 1 Val ist die Gramm-Menge eines Stoffes, die 1 g Wasserstoff zu binden oder in einer Verbindung zu ersetzen vermag.

Zu F. Übungen

1. Phosphorsäure H_3PO_4 hat das Molekulargewicht 98 . Da sie 3 ersetzbare Wasserstoffatome enthält, beträgt ihr Äquivalentgewicht $98 : 3 \approx 32,7$.
2. a) Bariumhydroxyd $\text{Ba}(\text{OH})_2$ hat das Molekulargewicht 171 . Teilt man diese Zahl durch die Anzahl der Hydroxylgruppen, so bekommt man das Äquivalentgewicht. $171 : 2 = 85,5$. $1 \text{ Val Ba}(\text{OH})_2 = 85,5 \text{ g}$.
b) Aluminiumsulfat $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ hat das Molekulargewicht 342 . Das dreiwertige Aluminium ist zweimal vorhanden; also haben wir 6 Wertigkeiten. $342 : 6 = 57 = \text{Äquivalentgewicht}$. $1 \text{ Val Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 57 \text{ g}$.

3. 1 g Wasserstoff entsteht aus 1 Val Zink = $65 : 2 = 32,5$ g. Zur Darstellung von 0,1 g H braucht man also 3,25 g Zink und für 0,4 g Wasserstoff 13 g Zink.
4. 1 Mol H_2 (= 2 g H_2) nimmt einen Raum von 22,4 ein.
0,4 g H_2 nehmen einen Raum von $22,4 : 5 \approx 4,5$ l ein (0° , 760 mm Hg).
5. $2 Al + 3 H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3 H_2 \uparrow$
 $54 \text{ g} + 294 \text{ g} \longrightarrow 342 \text{ g} + 67,2 \text{ l}$
 54 g Al erzeugen 67,2 l H_2 bei einem Verbrauch von 294 g H_2SO_4
 3,5 g Al erzeugen x l H_2 bei einem Verbrauch von y g H_2SO_4

$$x = \frac{3,5 \cdot 67,2}{54} \approx 4,35 (0^\circ); \quad y = \frac{3,5 \cdot 294}{54} \approx 19$$

$$V_t = 4,35 \left(1 + \frac{18}{273} \right) \approx 4,6 (18^\circ)$$

Molekulargewicht Schwefelsäure = 98

1 Val Schwefelsäure = 49 g

49 g Schwefelsäure = 1 Val

19 g Schwefelsäure = z Val

$$z = \frac{19}{49} \approx \frac{2}{5} \text{ Val} \approx 0,39 \text{ Val}$$

Ich erhalte 4,6 l H_2 (18° , 760 mm Hg). Es werden hierbei 0,39 Val H_2SO_4 verbraucht.

Zu G. Gesamtwiederholung (55.-62. Kapitel)

- Glas ist chemisch ein Doppelsilikat. Es ist eine durchsichtige, amorphe Masse, die als feste Flüssigkeit anzusehen ist.
- Feste Flüssigkeiten sind Flüssigkeiten, in denen durch sehr große innere Reibung die Beweglichkeit der einzelnen Moleküle nahezu aufgehoben ist. Hierdurch sind die Moleküle verhindert, beim Übergang vom flüssigen in den festen Zustand in bestimmter räumlicher Anordnung (z. B. zu einem Kristallgitter) zusammenzutreten; die Masse erstarrt amorph.
- Sand, Soda und Kalkstein.
- Durch Zusatz von Schwermetallsalzen zum Glasfluß. (Cu- und Cr-Salze: Grünfärbung; Co-Verbindungen: Blaufärbung; Braunstein: Violettfärbung; Gold: Rubinglas).
- H_2CO_3 .
- Natriumkarbonat Na_2CO_3 und Kaliumkarbonat K_2CO_3 .
- Natriumkarbonat gewinnt man nach dem Ammoniak-Soda-Verfahren von Solvay durch Einwirken von Ammoniumbikarbonat auf Natriumchlorid und Umwandlung des entstehenden Natriumbikarbonats durch Erhitzen in Natriumkarbonat.
Kaliumkarbonat wird durch Elektrolyse einer Kaliumchlorldösung und Einleiten von Kohlendioxyd in die entstandene Kalilauge hergestellt.
- Steinzeug ist nicht durchscheinend, Porzellan durchscheinend. Steinzeug wird in einem Brande hergestellt, Porzellan wird zweimal gebrannt. Steinzeug ist allseits mit Glasur versehen, Porzellan ist an der Basis rauh.
- Schamottekapseln sind Behälter aus feuerfesten Steinen. In ihnen werden die kostbaren Erzeugnisse der keramischen Industrie in den Ofen gebracht. Sie gewähren Schutz vor der Flugasche und gewährleisten eine allmähliche Erwärmung und Abkühlung.

10. Mit Segerkegeln, die aus Silikatgemischen mit verschiedenen Schmelzpunkten hergestellt werden.
11. Aus feuerfestem Ton.
12. Das in den Ofen eingebrachte Kochsalz schmilzt und reagiert mit dem Aluminiumsilikat (Ton, Kaolin) unter Bildung von Natriumaluminiumsilikat.
13. Ziegel, Backsteine, Töpferwaren, Steingut, Schamotte.
14. In Ringöfen mit ununterbrochenem Arbeitsgang, indem die Feuerstelle in dem ringförmigen Brennraum immer weiter wandert.
15. Kaolin, Kalifeldspat und Quarz.
16. Das Volumen eines Mols unter den Normalbedingungen.
17. Es beträgt für alle Gase 22,4 l.
18. Die gasförmigen Elemente kommen als zweiatomige Moleküle vor mit Ausnahme der Edelgase, welche einatomig auftreten.
19. Durch Feststellung der Volumenverhältnisse bei Reaktionen zwischen gasförmigen Elementen.
20. Die gasförmigen Elemente reagieren miteinander nach einfachen ganzzahligen Volumenverhältnissen.
21. Es ist das Molekulargewicht in Gramm ausgedrückt.
22. Das Gramm-Molekül heißt auch Mol.
23. Das Äquivalentgewicht = $\frac{\text{Atomgewicht}}{\text{Wertigkeit}}$ bzw. $\frac{\text{Molekulargewicht}}{\text{Wertigkeit}}$.

63. Kapitel: Normallösungen und Maßanalyse

Zu E. Prüfungsfragen

1. Salzsäure ist die Lösung eines Gases. Ihr Gehalt ist starken Schwankungen unterworfen. Außerdem läßt sich ein Gas weniger gut abmessen bzw. abwiegen wie die Oxalsäure, die eine feste, kristallisierte Substanz mit genau bekanntem Kristallwassergehalt ist. H_2SO_4 ist stark hygroskopisch und hat einen stark schwankenden Wassergehalt, der formelmäßig nicht zu erfassen ist, sondern stets neu bestimmt werden muß.
2. Nein. Sie sagt nur etwas über die Neutralisationskraft der Säure aus. Darüber hinaus verfügt jede Säure über ganz spezifische Wirkungsweisen. So wirkt Schwefelsäure am stärksten auf organische Stoffe verkohlend ein, und die Flußsäure wirkt am stärksten lösend auf die Silikate ein.
3. Die Lösung sieht weder blau noch rot aus, sondern weist eine typisch violette Mischfarbe auf, denn der Neutralpunkt ist erreicht. Säure und Lauge haben sich mengenmäßig restlos umgesetzt.
4. Die Reaktion bleibt die gleiche, denn durch die Verdünnung hat sich die Zahl der Äquivalente nicht verändert. Wir dürfen dann aber nicht gleiche Mengen beider Flüssigkeiten verwenden, sondern müssen die stärker verdünnte Lösung in ihrer Gesamtheit zufügen.

Zu F. Übungen

1. 40 g/l Ätznatron.
2. 2,9 g/l NaCl.
3. 24,5 g/l H_2SO_4 .
4. Nein. Das Äquivalentgewicht der Substanz muß bekannt sein, wenn man die Konzentration bestimmen will. Jeder quantitativen Analyse muß also eine qualitative Analyse vorausgehen.

64. Kapitel: Elektrochemie – Dissoziation und Elektrolyse

Zu E. Prüfungsfragen

1. Durch die Ionenwanderung gelangen nur reine Kupfer-Ionen zur Kathode, während sich die Verunreinigungen als Bodenschlamm absetzen.
2. Polreagenzpapier enthält Natriumsulfat und etwas Phenolphthalein. Beim Stromdurchgang nach Anfeuchten des Papiers erfolgt Elektrolyse des Natriumsulfates, wobei sich an der Kathode Natronlauge bildet, die durch Rotfärbung des Phenolphthaleins den Minuspol markiert.
3. Sie leitet den elektrischen Strom.
4. Es ist der Molekülzerfall von Elektrolyten in wässriger Lösung.
5. Es bilden sich positiv geladene und negativ geladene Ionen.

Zu F. Übungen

1. Das Kupfersulfat ist verbraucht. Der Elektrolyt besteht nur noch aus der neu gebildeten Schwefelsäure. Es zeigen sich also die Erscheinungen der Schwefelsäure-Elektrolyse mit der Bildung von Wasserstoff an der Kathode und von Sauerstoff an der Anode.
2. —
3. Wir schalten das zu untersuchende Wasser in einen Stromkreis ein, der mit einem Galvanometer versehen ist. Das Meßinstrument darf keinen Ausschlag zeigen.
4. a) $\text{KCl} \longrightarrow \text{K-Ion} + \text{Cl-Ion}$
 $\text{K} + \text{H} \cdot \text{OH} \longrightarrow \text{KOH} + \text{H}$
Wir erhalten also

1. Chlorgas an der Anode	}	an der Kathode.
2. Wasserstoffgas		
3. Kalilauge		
- b) $\text{FeSO}_4 \longrightarrow \text{Fe-Ion} + \text{SO}_4\text{-Ion}$
An der Kathode scheidet sich Eisen ab, an der Anode reagiert das Sulfat-Ion mit dem Wasser unter Bildung von Sauerstoff und Schwefelsäure.

65. Kapitel: Die Ionenlehre

Zu E. Prüfungsfragen

1. Der schwedische Physikochemiker Svante Arrhenius.
2. Der Dissoziationsgrad ist der Prozentsatz an dissoziierten Molekülen in der Lösung eines Elektrolyten.
3. Stark dissoziiert sind Salzsäure, Salpetersäure und Schwefelsäure, Kalilauge und Natronlauge.

Zu F. Übungen

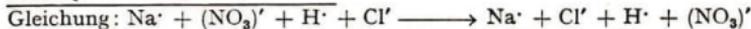
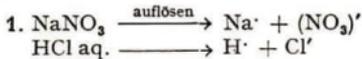
1. Säuren sind Verbindungen, die in wässriger Lösung H-Ionen entwickeln. Basen entwickeln in wässriger Lösung OH-Ionen (Hydroxylionen). Salze entwickeln in wässriger Lösung Metall-Kationen und Säurerest-Anionen.
2. Die Lösung dieser Aufgabe wird im Lehrgespräch des 66. Kapitels gegeben.

66. Kapitel: Ionenreaktionen, Ionengleichungen, Hydrolyse

Zu E. Prüfungsfragen

1. $\text{Ca} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$.
2. Sie reagiert basisch. Soda bildet durch Hydrolyse die schwache Kohlensäure, die sofort in Wasser und Kohlendioxyd weiter zerfällt, und die starke Natronlauge.
3. AlCl_3 -Lösung reagiert sauer, denn durch Hydrolyse bilden sich das schwache Aluminiumhydroxyd und die starke Salzsäure aus.

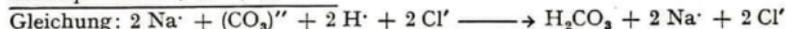
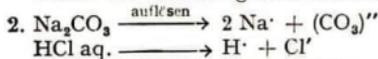
Zu F. Übungen



Natriumnitrat als Salz ist in wässriger Lösung praktisch vollständig dissoziiert. Salzsäure als starke Säure ist in wässriger Lösung praktisch vollständig dissoziiert.

Durch *wechselseitige Umsetzung* können entstehen: NaCl und HNO_3 . NaCl als Salz ist dann wieder praktisch vollständig dissoziiert. Auch HNO_3 als starke Säure ist vollständig dissoziiert.

Eine merkliche chemische Reaktion kann also nicht stattfinden, da auf beiden Seiten der Gleichung stark dissoziierte Stoffe stehen.



Natriumkarbonat als Salz ist stark dissoziiert. Salzsäure als starke Säure ist stark dissoziiert.

Durch wechselseitige Umsetzung können $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaCl}$ entstehen. NaCl als Salz ist stark dissoziiert. H_2CO_3 als schwache Säure ist sehr schwach dissoziiert. Also werden sich die Wasserstoff-Ionen der stark dissoziierten Salzsäure mit den Karbonat-Ionen des stark dissoziierten Natriumkarbonats zu praktisch undissoziierten Kohlensäuremolekülen vereinigen.

3. Zwei Wasserstoff-Ionen wurden durch ein Karbonat-Ion gebunden, d. h. unwirksam gemacht. Aus einer stark dissoziierten Säure wurde durch Zugabe eines Salzes eine schwach dissoziierte Säure hergestellt. (Bisheriger Merksatz: Starke Säuren treiben schwache Säuren aus deren Salzen aus [222].)

Neue Erkenntnis: Eine Reaktion wird dann eindeutig in einer Richtung verlaufen, wenn Ionen zu undissoziierten Molekülen zusammentreten können.

67. Kapitel: Vom Bau der Atome

Zu E. Prüfungsfragen

1. Aus Protonen und Neutronen.
2. Sie schwankt zwischen 1 und 92.
3. Die Kernladungszahl gibt die Anzahl der Protonen im Kern an. Das Atomgewicht umfaßt die gesamte Masse des Kernes, die sich aus den Protonen und den Neutronen zusammensetzt.

Zu F. Übungen

Entfallen.

68. Kapitel: Die Ionenbindung oder Elektrovalenz

Zu E. Prüfungsfragen

1. Der Wasserstoffkern enthält ein Proton (Kernladung 1). Die Außenhülle besteht aus einem Elektron.
2. Es gibt acht Hauptgruppen von Elementen, denn die Zahl der Elektronen auf der Außenhülle schwankt zwischen 1 und 8. Die Außenelektronen bestimmen das chemische Verhalten der Stoffe.
3. Sie sind bestrebt, den Edelgaszustand durch Auffüllung der Außenschalen zu erreichen; daher nehmen sie Elektronen auf und haben negative Überschuladungen.
4. Das Bestreben zur Herstellung von Edelgas-Außenschalen durch Elektronenabgabe. Sie besitzen positive Überschuladungen.

Zu F. Übungen

1. Die Atome sind unelektrische kleinste Bausteine der Elemente; die Ionen sind elektrisch geladene kleinste Bausteine der Elemente.
2. Die Zahl der Ladungen eines Ions.
3. Die Ionenwertigkeit schwankt zwischen 0 und 8, denn es können in der Außenschale der Atomhülle 0 bis 8 Außenelektronen vorhanden sein.

Zu G. Gesamtwiederholung (63.-68. Kapitel)

1. Lackmus und Phenolphthalein.
2. Lackmus: Rotfärbung; Phenolphthalein: farblos.
3. Sie haben eine gleiche Äquivalentkonzentration. Gleiche Mengen verschiedener n-Lösungen entsprechen einander in ihrer chemischen Wirksamkeit. Der praktische Wert der Normallösungen liegt darin, daß man ihren Gehalt an gelöster Substanz genau angeben kann.
4. Eine Lösung, die $\frac{1}{10}$ Val/l enthält.
5. Säuren, Basen und Salze.
6. Elektrolyse ist die Zersetzung eines Elektrolyten durch elektrischen Strom.
7. Die Ionen haben durch ihre Ladung einen anderen Energiegehalt als die unelektrischen Atome. Daher haben sie auch andere chemische Eigenschaften und Fähigkeiten.*
8. Die positiv geladenen Kationen wandern zum negativen Pol, der Kathode, die negativ geladenen Anionen wandern zum positiven Pol, der Anode.
9. Kationen sind der Wasserstoff, die Metalle und die Ammoniumgruppe. Anionen sind die Nichtmetalle, die Säurereste und die Hydroxylgruppe.
10. Die Aufspaltung von Molekülen in wässriger Lösung in elektrisch geladene Ionen.



DIE DEUTSCHE FERNSCHULE

LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT

VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH • BERLIN/LEIPZIG

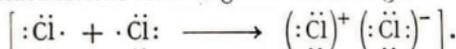
Diesem Brief liegen für das 72. Kapitel bei: Tafel II. Kurzperioden-Darstellung der Elemente, Tafel III. Langperioden-Darstellung der Elemente aus Helmut Stapf: Chemie der Metalle und Austauschwerkstoffe für technische Berufe; Verlag Julius Klinkhardt; Leipzig

69. Kapitel: Atombindung, Metallbindung, Komplexe

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[513] Die Atombindung. Der Elektronenübergang führt nur beim Zusammentreffen von Elementen mit positivem und negativem Charakter zur beiderseitigen Errichtung stabiler Edelgasschalen. Treffen hingegen zwei elektrisch gleichgestimmte Atome aufeinander, so ist keine Ionenbindung denkbar. Theoretisch könnte dann nur eines der beiden Atome die Edelgasschale erlangen:



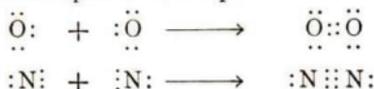
Wenn aber stabile Edelgasschalen von beiden Teilen gleichmäßig ausgebildet werden sollen, müssen sich beide in ein gemeinsames Elektronenpaar teilen:



Damit ist an die Stelle der Ionenbindung die *Atombindung* getreten, die durch gemeinsame Elektronenpaare gekennzeichnet ist und die elektrisch gleichgestimmte Teilchen verbindet.

Die Zahl der gemeinsamen Elektronenpaare zeigt die Wertigkeit der Einzelbestandteile an.

Treten zwei Sauerstoff- oder zwei Stickstoffatome zusammen, so werden sie durch zwei bzw. drei gemeinsame Elektronenpaare verknüpft:



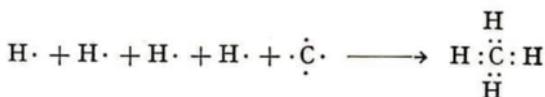
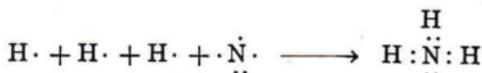
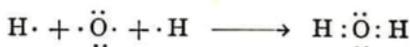
Es können nur Elemente mit positivem Charakter mit Elementen negativen Charakters unter Ausbildung stabiler Edelgasschalen durch Ionenbindung zusammentreten.

Treffen elektrisch gleichgestimmte Atome aufeinander, so können sie nur Edelgasschalen ausbilden, wenn sie sich in gemeinsame Elektronenpaare teilen; diese Bindungsform nennt man Atombindung.

Atombindung ist charakteristisch für die Doppelmoleküle der Elementgase und für die Verbindungen des Wasserstoffs mit den Nichtmetallen.

Die zweiatomigen Moleküle der Elementargase [456] weisen typische Atombindung auf.

In ähnlicher Weise treten die Nichtmetalle auch mit dem Wasserstoff zu atomgebundenen Molekülen zusammen, wobei der Wasserstoff zur Ausbildung der Heliumschale strebt:



Bei der Atombindung bilden sich keine Riesemoleküle wie bei der Ionenbindung aus ([510]; Abbildung 162), denn es fehlen die elektrisch entgegengesetzt gerichteten Anziehungskräfte, die durch allseitig wirkende Anziehung zur Zusammenlegung der Einzelmoleküle führen. Die durch Ionenbindung gekennzeichneten Salze sind infolge der Ausbildung von Riesemolekülen schwer flüchtige Verbindungen. Im Gegensatz hierzu sind die Stoffe mit Atombindung meist flüchtige Verbindungen.

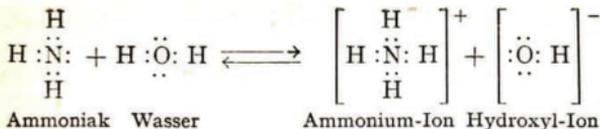
Atombindung und Ionenbindung werden in den gewöhnlichen Formelbildern des Chemikers nicht unterschieden, so daß die Formeln nichts über die Art der Bindung aussagen.

[514] Nichtelektrolyte sind atomgebunden. Bei der Atombindung sind die Verbindungen aus Atomen und nicht aus Ionen aufgebaut. Daher sind die atomgebundenen Stoffe in reinem Zustande Nichtleiter des elektrischen Stromes. Erst in wässriger Lösung bilden sie durch Reaktion mit dem Lösungsmittel Ionen aus.

Beim Auflösen von Ammoniak NH_3 in Wasser gehen Wasserstoff-Ionen vom Wasser zum Ammoniak über:

Bei der Atombindung kommt es nicht zur Ausbildung von Riesemolekülen; es handelt sich daher meist um flüchtige Verbindungen. Die Salze hingegen zeigen Ionenbindung. Die Ionen treten durch allseitig gerichtete Anziehung zu Riesemolekülen zusammen; die Verbindungen sind daher schwer flüchtig.

Die Verbindungen mit Atombindung sind Nichtelektrolyte, da sie aus Atomen und nicht aus Ionen aufgebaut sind. Beim Lösen von Ammoniak in Wasser gehen Wasserstoff-Ionen vom Wassermolekül zum Ammoniak über und bilden



mit diesem Ammonium-Ionen. Die gleichzeitig entstehenden Hydroxyl-Ionen erzeugen den Basencharakter der Lösung.

Es entstehen Hydroxyl-Ionen (OH), die den Basencharakter der Ammoniaklösung bedingen.

[515] **Die Metallbindung.** Außer der Ionenbindung und der Atombindung gibt es noch die Metallbindung. Sie tritt ein, wenn zwei Elemente mit metallischem Charakter aufeinandertreffen.

Beide Metallatome geben dann ihre Außenelektronen ab. Hierdurch entstehen positiv geladene Metall-Ionen, die durch die dazwischenliegenden negativ geladenen Elektronen zusammengehalten werden:



Bei der Metallbindung entfalten sich wie bei der Ionenbindung allseits gerichtete Kräfte, welche die Ionen in einem *Metallgitter* zusammenhalten (Abb. 163). Die

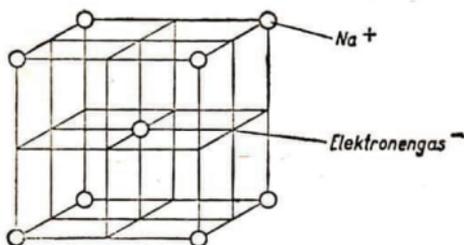


Abb. 163. Schematische Darstellung des Metallgitters

Metall-Ionen sind hierbei in leicht verschiebbliche Elektronen eingebettet. Die leichte Beweglichkeit des „Elektronengases“ bedingt den metallischen Charakter des Elementes. Sie bewirkt die Leitfähigkeit für elektrischen Strom, die im Gegensatz zur Leitfähigkeit bei der Ionenbindung der Salze nicht mit einer chemischen Zersetzung des Leiters verknüpft ist. Beim Stromfluß wandern dann nicht die Ionen, sondern nur die Elektronen. Das Metallgerüst bleibt erhalten. Wir sprechen in diesem Falle von Leitern in erster Klasse.

Bei der Metallbindung können auch die Atome verschiedener Metalle zu Metallgittern zusammentreten, wobei beide Sorten nicht in einem konstanten Atoin-

Treffen zwei Metallatome aufeinander, so geben beide ihre Außenelektronen ab.

Es entstehen dann positiv geladene Metall-Ionen, die in einem leicht beweglichen Elektronengas eingebettet sind und durch dieses zusammengehalten werden. Wir bezeichnen diesen Zustand als Metallbindung.

Durch allseits gerichtete elektrische Kräfte kommt es zur Ausbildung von Stoffzusammenballungen; es entstehen die Metallgitter.

Bei Stromleitung wandern nicht die Ionen, sondern nur die Elektronen; es findet daher keine Zersetzung des Leiters statt (Leiter erster Klasse).

Durch Zusammentreten von Ionen verschiedener Metalle in einem Metallgitter entstehen die Legierungen.

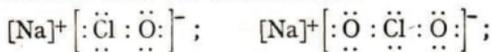
verhältnis aufzutreten brauchen; es entstehen dann die Legierungen.

[516] **Komplexbildung.** Bei der Entstehung der Verbindung Natriumchlorid NaCl bildet das Chloratom durch Übernahme eines Elektrons eine Achterschale aus, die aus vier Elektronenpaaren besteht:



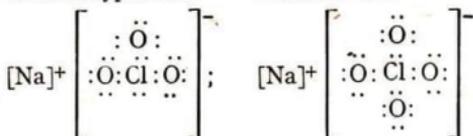
Es handelt sich um eine Ionenbindung.

Die vier Elektronenpaare können weiter zur Auffüllung unvollständiger Elektronenschalen anderer Atome dienen, die sich in Atombindung an das Chlor-Ion anlagern. So entstehen *Verbindungen höherer Ordnung*. Wir erhalten dann die Ionenformeln



Natriumhypochlorit

Natriumchlorit

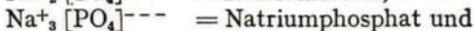
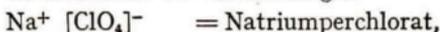


Natriumchlorat

Natriumperchlorat

In der gleichen Weise bilden Schwefel, Phosphor und Silizium Verbindungen höherer Ordnung aus, die alle den gleichen Verbindungstyp darstellen. Sie alle enthalten ein gleichartiges Anion vom Typus $[\text{XO}_4]$, das beim Auflösen der Verbindung in Wasser als ein geschlossenes Ganzes, als *Komplex*, auftritt.

Es entstehen die Verbindungen



Die Klammern $[\]$ schließen die Komplexe ein; sie werden beim Schreiben der Gleichungen weggelassen.

[517] **Wie erkennen wir eine Komplexbildung?** Die Verbindung Natriumsulfat besteht aus Natrium, Schwefel und Sauerstoff. Beim Lösen der Verbindung in Wasser tritt Dissoziation auf. Dabei bilden sich aber nicht Na-Ionen, S-Ionen und O-Ionen, sondern nur Na-Ionen und $[\text{SO}_4]$ -Ionen aus. Es wird also auch nicht möglich sein, freie Sauerstoff-Ionen in der Lösung nachzuweisen. Die Eigenschaften der Schwefel-Ionen

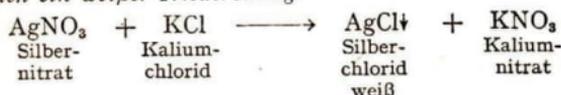
In Moleküle mit normaler Ionenbindung können nachträglich noch weitere Atome eintreten, die sich in Atombindung an ein Ion anlagern und mit diesem zusammen einen Komplex bilden. Es entstehen komplexe Verbindungen = Verbindungen höherer Ordnung.

Lösen wir eine Verbindung höherer Ordnung in Wasser, so bleiben bei der Dissoziation die komplexen Ionen bestehen. Diese zeigen völlig neue Eigenschaften, während die Eigenschaften der Einzelbestandteile des

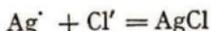
und der Sauerstoff-Ionen sind verschwunden; dafür finden wir die neuen Eigenschaften des Sulfat-Ions. Dieses Ion reagiert z. B. mit Barium-Ion unter Bildung eines weißen Niederschlages von Bariumsulfat [191]. Die Niederschlagsbildung tritt immer ein, wenn Sulfat-Ionen in einer Lösung vorhanden sind.

Das zentrale Schwefelatom hat sich in einer inneren Sphäre mit vier Sauerstoffatomen umgeben, während sich der Wasserstoff in der äußeren Sphäre in Ionenbindung befindet. (Siehe Formelbilder in [516!]) Da die Verkettung der inneren Sphäre auch in der Lösung bestehen bleibt, können die Eigenschaften des Zentralatoms und der Atome der inneren Sphäre nicht in Erscheinung treten.

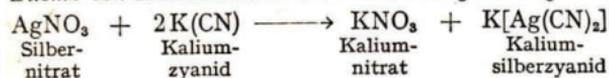
● Versuch 215: Niederschlagsbildung. *Versetzen Sie eine Silbernitratlösung mit Kaliumchlorid! Sofort bildet sich ein weißer Niederschlag.*



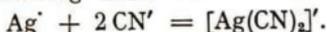
Diese Reaktion wird durch folgende Ionengleichung ausgedrückt:



● Versuch 216 (Lehrer-Demonstrationsversuch): Die Niederschlagsbildung bleibt aus. *Wenn Silbernitratlösung mit Kaliumzyanid versetzt wird, so bleibt bei Zusatz von Kaliumchlorid die Niederschlagsbildung aus.*



Die Ionengleichung dieses Versuches lautet:



Es hat eine Komplexbildung stattgefunden. Das Silber-Ion Ag^+ bildet mit dem Zyan-Ion $(\text{CN})^-$ das komplexe Silberzyan-Ion $[\text{Ag(CN)}_2]^-$. Dieses hat nicht mehr die Eigenschaften des Silber-Ions und des Zyan-Ions, sondern es entwickelt völlig neue Eigenschaften. Bei den *Doppelsalzen*, die durch Verdrängung des Säure-Wasserstoffs durch mehrere Metalle zustandekommen [404/405], tritt keine Komplexbildung ein. In den Lösungen der Doppelsalze zeigen sich daher auch alle Reaktionen der einzelnen Metall-Ionen. Der positive Ausfall dieser Reaktionen beweist, daß die Metall-Ionen frei nebeneinander existieren.

Komplexes verschwunden sind.

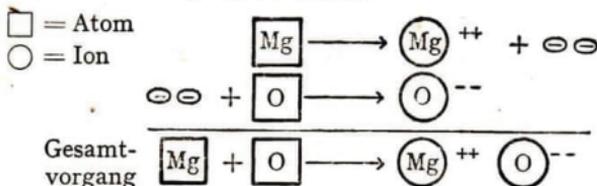
Bei den Doppelsalzen ist der Säure-Wasserstoff durch mehrere Metalle ersetzt. Sie unterscheiden sich von den komplexen Salzen dadurch, daß sie in wässriger Lösung noch alle Ionenreaktionen deutlich zeigen.

70. Kapitel: Wandlung chemischer Grundbegriffe durch die Elektronentheorie der Valenz

A. Lehrgang

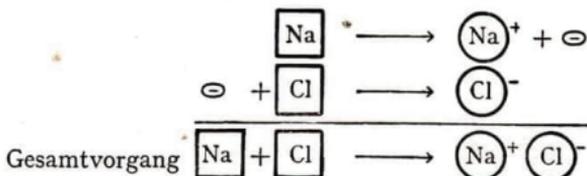
B. Kurzfassung

[518] **Wandlung des Oxydationsbegriffes.** In [27] definierten wir die Oxydation als eine Vereinigung mit Sauerstoff, z. B. $\text{Mg} + \text{O} \longrightarrow \text{MgO}$. Nach der Elektronentheorie beruht das Zustandekommen dieser Verbindung auf einer Abgabe von Elektronen vom Metallatom an das Sauerstoffatom:



Der Sauerstoff entzieht dem Metall Elektronen in dem Bestreben, eine Achterschale aufzubauen.

Die Oxydation besteht also chemisch in einem Entzug von Elektronen. In dieser Tatsache sieht heute der Chemiker das Wesentliche jedes Oxydationsprozesses. Sauerstoff - Oxygenium -, der dem Vorgange seinen Namen gab, ist dabei in vielen Fällen völlig unbeteiligt. *Jeder elektronen-entziehende Stoff ist ein Oxydationsmittel.* In Versuch 93 [128] vereinigt sich das Metall Natrium mit Chlorgas zu Natriumchlorid: $\text{Na} + \text{Cl} \longrightarrow \text{NaCl}$. Also entzieht das Chlor dem Natrium Elektronen gemäß der Gleichung:



Auch das Chlor entfaltet also Oxydationswirkungen, und man kann von „Verbrennung“ der Metalle im Chlorstrom sprechen.

[519] **Die verschiedenen Möglichkeiten der Oxydation.** Nach der neuen Definition des Oxydationsbegriffes wird es uns klar, daß Oxydation durchaus

Der Oxydationsvorgang ist durch Elektronenentzug gekennzeichnet. Oxydationsmittel sind daher elektronen-entziehende Stoffe.

Außer dem Sauerstoff haben auch noch andere Stoffe elektronen-entziehende Eigenschaften. So wirkt z. B. auch Chlor oxydierend.

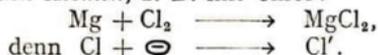
Es gibt verschiedene Möglichkeiten der Oxydation:

nicht immer eine Vereinigung mit Sauerstoff sein muß. Oxydationen können zustande kommen

a) durch *Vereinigung mit Sauerstoff*.

Der Sauerstoff entzieht Elektronen. Elektronen-entziehende Mittel sind Oxydationsmittel.

b) durch *Vereinigung mit anderen elektronen-entziehenden Atomen*, z. B. mit Chlor:

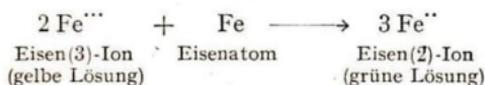


c) durch *elektronen-entziehende Ionen*. So hat z. B. das Eisen(3)-Ion das Bestreben, durch Aufnahme eines Elektrons in das Eisen(2)-Ion überzugehen:



Eisen(3)salze sind also Oxydationsmittel.

● Versuch 217: Eisen(3)salz als Oxydationsmittel. *Schütteln Sie eine gelbe Lösung von Eisen(3)chlorid mit Eisenpulver! Die Lösung färbt sich hierbei grün.*



Zwei Eisen(3)-Ionen, die eine gelbe Lösung bilden, haben einem metallischen Eisenatom zwei Elektronen entzogen und dieses zu Eisen(2)-Ion oxydiert, während sie selbst reduziert werden. Eisen(2)-Ion sieht in Lösung grün aus.

d) durch *elektrolytischen Ionenzug*.

Während der Elektrolyse wandern die negativ geladenen Ionen zum positiven Pol, der Anode, geben dort ihre Ladungen ab und werden zu ungeladenen Atomen oxydiert [475/476]. Die Anode entzieht den ankommenden Ionen ihre Elektronen und führt diese dem Pluspol der Stromquelle zu. Man spricht daher von *anodischer Oxydation*.

[520] **Der neue Reduktionsbegriff.** Das Wort Reduktion leitet sich vom lateinischen „reducere“ ab, das „zurückführen“ heißt. Reduktion bedeutet also ursprünglich die Umkehrung oder Rückgängigmachung der Oxydation [85].

Nach der Elektronentheorie beruht die Reduktion darauf, daß die bei der Oxydation abgegebenen Elektronen zurückerlangt werden.

a) Vereinigung mit O als elektronen-entziehendem Atom;

b) Vereinigung mit einem anderen elektronen-entziehenden Atom, z. B. Chlor;

c) Vereinigung mit einem elektronen-entziehenden Ion, z. B. mit Fe^{+++} , das hierbei in den zweiwertigen Zustand Fe^{++} übergeht; (Durch Versuch können wir feststellen, daß Eisen(3)-Ion gelbe Lösungen bildet, während Eisen(2)-Ion in Lösung grün aussieht.)

d) durch Elektrolyse.

Unter anodischer Oxydation versteht man den Entzug von Elektronen durch die Anode.

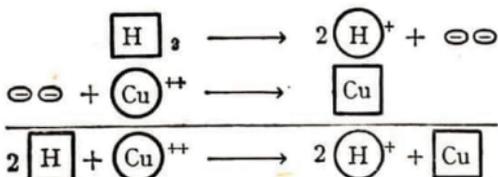
Reduktion ist Wiederaufnahme der beim Oxydationsvorgang abgegebenen Elektronen. So gibt der Wasserstoff beim Übergang in den Ionenzustand sein Außenelektron ab.

Reduktion ist die Zufuhr von Elektronen. Reduktionsmittel sind elektronenzuführende Mittel.

So wird Kupferoxyd durch Einwirkung von Wasserstoff bei höherer Temperatur zu Kupfer reduziert (Versuch 74; [85]).



Der ungeladene Wasserstoff gibt also seine Außen-
elektronen an das Metall ab und bildet Wasserstoff-
Ionen aus.



Die gebildeten Wasserstoff-Ionen vereinigen sich mit
den Sauerstoff-Ionen des Metalloxyds zu Wasser.

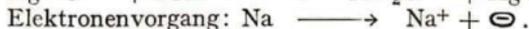


[521] Die verschiedenen Möglichkeiten der Reduktion. Auch die Reduktion kann in verschiedener Weise vor sich gehen:

a) Die Elektronenzufuhr erfolgt durch Wasserstoff:



b) Die Elektronenzufuhr erfolgt nicht durch Wasserstoff, sondern durch ein Metall:



c) Geladene Ionen können Elektronen abgeben und damit als Reduktionsmittel wirken:



Das Chrom(2)-Ion geht unter Elektronenabgabe in das Chrom(3)-Ion über und reduziert hierbei andere Stoffe.

d) Die Elektronenzufuhr erfolgt durch die Kathode. Während der Elektrolyse erhält die Kathode als negative Elektrode vom negativen Pol einen Zustrom von Elektronen und gibt diese beim Stromfluß an Atome ab. Man spricht daher von „kathodischer Reduktion“.

Somit lernen wir jetzt die Elektrolyse auch unter dem Gesichtspunkt von Oxydations- und Reduktionsvorgängen kennen.

Die verschiedenen Möglichkeiten der Reduktion:

- a) Elektronenzufuhr durch Wasserstoff;
- b) Elektronenzufuhr durch Metalle;
- c) Elektronenabgabe durch Ionen, deren Wertigkeit hierbei steigt;
- d) Elektronenzufuhr durch die Kathode bei der Elektrolyse = kathodische Reduktion.

71. Kapitel: Die elektrochemische Spannungsreihe

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[522] **Versuche zur Wechselwirkung zwischen Oxydation und Reduktion.** Die Oxydation besteht in einer Abgabe, die Reduktion in einer Aufnahme von Elektronen. Keiner der beiden Vorgänge kann isoliert auftreten. Wenn ein Stoff reduziert werden soll, muß auch ein Reduktionsmittel vorhanden sein, das Elektronen abgibt und hierbei selbst oxydiert wird.

Ob ein Stoff als Oxydationsmittel oder als Reduktionsmittel auftritt, hängt oft nur von seinem Reaktionspartner ab.

● Versuch 218: Magnesium und Zink. *Tauchen Sie einen Magnesiumstab in eine Lösung von Zinksulfat ein! Der Magnesiumstab überzieht sich mit Zink.*

● Versuch 219: Zink und Kupfer. *Tauchen Sie einen Zinkstab in eine Lösung von Kupfersulfat ein! Der Zinkstab überzieht sich mit Kupfer.*

● Versuch 220: Kupfer und Silber. *Tauchen Sie einen Kupferstab in eine Lösung von Silbernitrat ein! Der Kupferstab überzieht sich mit Silber.*

● Versuch 221: Zink und Magnesium. *Tauchen Sie einen Zinkstab in eine Lösung von Magnesiumsulfat ein! Der Zinkstab verändert sich nicht.*

● Versuch 222: Kupfer und Zink. *Tauchen Sie einen Kupferstab in eine Lösung von Zinksulfat ein! Der Kupferstab verändert sich nicht.*

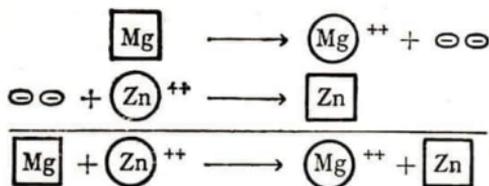
● Versuch 223: Silber und Kupfer. *Tauchen Sie einen Silberstab in eine Lösung von Kupfersulfat ein! Der Silberstab verändert sich nicht.*

[523] **Erklärung der Versuche.** Nunmehr wollen wir versuchen, mit den gewonnenen Erkenntnissen über Oxydation und Reduktion eine Erklärung für den Ablauf der Versuchsserie von [522] zu finden.

Erklärung zu Versuch 218: Der Magnesiumstab überzieht sich mit Zink, weil das Magnesiummetall an Zink-Ionen Elektronen abgibt:

Oxydation und Reduktion kommen immer nur gemeinsam vor; keiner der beiden Prozesse ist ohne den anderen denkbar.

Magnesium hat einen größeren Lösungsdruck als Zink. Es geht in Lösung, während die Zink-Ionen die vom Magnesium abgegebenen Elektronen aufnehmen und sich als Atome ab scheiden.



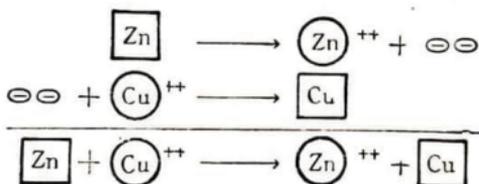
Das Zink-Ion nimmt Elektronen auf; hierdurch erfolgt ein elektrischer Ausgleich und der Übergang in den Atomzustand.

Das Zink-Ion ist Oxydationsmittel; es oxydiert das Magnesiummetall zum Magnesium-Ion und wird selbst zu Zink-Atom (metallischem Zink) reduziert. - Magnesiummetall ist Reduktionsmittel; es reduziert das Zink-Ion zu Zink-Atom und wird selbst zu Magnesium-Ion oxydiert.

Wir sagen auch: Magnesium hat ein größeres Bestreben, in den gelösten Zustand (d. h. in den Ionenzustand) überzugehen als das Zink; Magnesium hat von beiden den größeren *Lösungsdruck*.

Erklärung zu Versuch 219: Der Zinkstab überzieht sich mit Kupfer, weil das Zinkmetall bestrebt ist, Elektronen an die Kupfer-Ionen abzugeben:

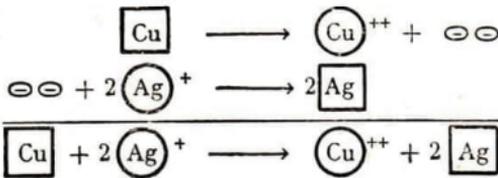
Zink hat einen größeren Lösungsdruck als Kupfer. Zink löst sich auf; Kupfer wird niederschlagen.



Während Zink-Ionen im Versuch 218 Elektronen aufnehmen, gibt in diesem Versuch Zinkmetall Elektronen ab. Zink hat einen größeren Lösungsdruck als Kupfer. Zinkmetall ist in diesem Falle Reduktionsmittel; es reduziert das Kupfer-Ion zu Kupfer-Atom und wird selbst zu Zink-Ion oxydiert. Kupfer-Ion ist Oxydationsmittel; es oxydiert das Zink-Atom zu Zink-Ion und wird selbst zu Kupfer-Atom reduziert.

Erklärung zu Versuch 220: Der Kupferstab überzieht sich mit Silber, weil das Kupfer-Atom an die Silber-Ionen Elektronen abgibt:

Kupfer hat einen größeren Lösungsdruck als Silber. Es reduziert die Silber-Ionen zu Silber-Atomen.



Kupfermetall wirkt also als Reduktionsmittel auf Silber-Ionen ein, die zu atomarem Silber reduziert werden. Das Silber-Ion als Oxydationsmittel oxydiert Kupfer-Atom zu Kupfer-Ion.

Erklärung zu Versuch 221: Zink ist nicht in der Lage, die Magnesium-Ionen zu Magnesium-Atomen zu reduzieren, denn das Magnesium hat den größeren Lösungsdruck, ist aber bereits im Ionenzustand.

Erklärung zu Versuch 222: Kupfermetall kann Zink-Ionen nicht zu Zink-Atomen reduzieren, da Zink einen größeren Lösungsdruck hat als Kupfer.

Erklärung zu Versuch 223: Silbermetall kann Kupfer-Ionen nicht zu Kupfer-Atomen reduzieren.

Da Magnesium den größeren Lösungsdruck hat, kann es das Zink nicht in Lösung bringen.

Zink hat den größeren Lösungsdruck, Kupfer den geringeren.

Kupfer hat einen größeren Lösungsdruck als Silber.

[524] Die Potentialdifferenz. In Versuch 219 gibt Zink Elektronen ab, und Kupfer nimmt diese Elektronen auf. Es fließt zwischen Zink und Kupfer ein elektrischer Strom. Also muß zwischen beiden Stoffen eine *Potentialdifferenz* = Spannung bestehen, wobei der Strom vom höheren zum tieferen Potential fließt. Das Zink hat das höhere und das Kupfer das tiefere Potential. In dem elektrischen System bildet das Kupfer den positiven und das Zink den negativen Pol.

Beim Übergang von Elektronen fließt elektrischer Strom. Es besteht dann eine Potentialdifferenz = Spannung zwischen elektronenabgebendem und elektronenaufnehmendem Stoff.

Der Stoff, der Elektronen abspaltet, hat das

● Versuch 224: Daniell-Element.
 Nunmehr verschaffen wir uns ein Doppelgefäß, dessen beide Teile durch eine poröse Scheidewand getrennt sind. In eine Abteilung füllen wir Zinksulfatlösung und tauchen in diese einen Zinkstab ein. In die andere Abteilung füllen wir Kupfersulfatlösung und tauchen einen Kupferstab ein (Abb. 164). Verbinden wir dann die beiden Metallstäbe durch einen Schließungsdraht, so fließen die Elektronen des Zinkes durch den Draht zum Kupferstab.

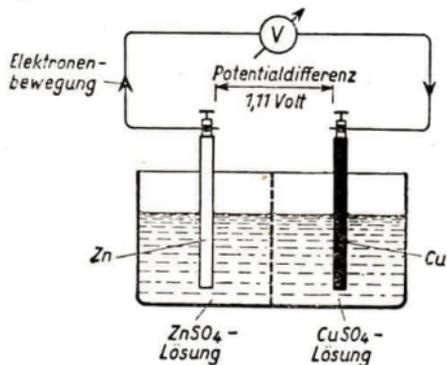


Abb. 164. Schematische Darstellung des Daniell-Elementes



Wir haben ein *galvanisches Element* (ein Daniell-Element) vor uns, dessen Potentialdifferenz durch Einschalten eines Voltmeters zwischen die beiden Elektroden gemessen werden kann. Die Potentialdifferenzen der verschiedensten Kombinationen lassen sich auf diese Weise messen, wobei wir als Nullpunkt das Potential einer Wasserstoffelektrode wählen.

höhere Potential und bildet in dem elektrischen System den Minuspol. Die Potentialdifferenz zwischen zwei Metallen kann zum Aufbau galvanischer Elemente dienen. Beim Anlegen eines äußeren Schließungsdrahtes fließt durch diesen der Elektronenstrom vom höheren Potential zum niederen.

[525] **Die Spannungsreihe der Metalle.** Trägt man die Ergebnisse zahlreicher Versuche auf einer Achse auf, so erhält man *die elektrochemische Spannungsreihe*:

—	Die elektrochemische Spannungsreihe:	+
K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb / H / Cu, Ag, Hg, Au, Pt		

Bilden zwei Metalle ein galvanisches Element, so gibt das in der Spannungsreihe links stehende Element an das weiter rechts stehende Elektronen ab, verhält sich also als Reduktionsmittel und wird selbst oxydiert.

Die reduzierende Wirkung eines Elementes ist um so größer, je weiter links es vom gewählten Nullpunkt (H) steht. Die am weitesten links stehenden Elemente sind also die stärksten Reduktionsmittel und lassen sich auch besonders leicht oxydieren. Man bezeichnet sie daher auch als *unedle Metalle*. Die am Ende der Reihe stehenden Metalle sind in Form ihrer Ionen besonders starke Oxydationsmittel; sie selbst sind nur äußerst schwer zu oxydieren; man nennt sie daher auch *edle Metalle*. Die *Wirksamkeit einer Kombination ist um so größer, je weiter die beiden Elemente in der Spannungsreihe voneinander entfernt sind*.

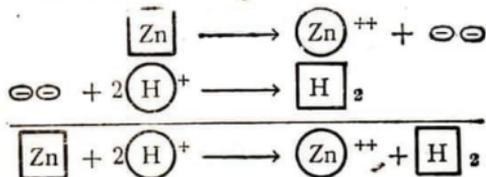
Von den in der elektrochemischen Spannungsreihe stehenden Elementen gibt das jeweils links stehende Metall an das rechts stehende Metall Ionen ab, wirkt also als negativer Pol eines elektrischen Systems. Links in der Reihe stehen die Reduktionsmittel, rechts die Oxydationsmittel. Links stehen die unedlen (oxydierbaren), rechts die edlen (schwer oxydierbaren) Metalle.

[526] **Die Bedeutung der elektrochemischen Spannungsreihe.** Nach der elektrochemischen Spannungsreihe lassen sich viele chemische Reaktionen mit Sicherheit vorausbestimmen.

I. Aufgabe: Wir sollen Zink in Salzsäure eintauchen.
Überlegung: $\text{Zn} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

Unter Benutzung der elektrochemischen Spannungsreihe lassen sich viele Reaktionen in ihrem chemischen Verlaufe bequem vorausbestimmen.

Zink steht links vom Wasserstoff; Zink-Atom gibt also Elektronen ab und geht hierbei in den Ionenzustand über. Zink-Atom wird oxydiert. Wasserstoff-Ionen sind das Oxydationsmittel.

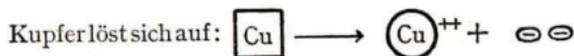


Die Wasserstoff-Ionen nehmen Elektronen auf und verwandeln sich in unelektrische Atome.

Resultat: Zn setzt aus HCl den H in Freiheit.

2. *Aufgabe:* Was geschieht, wenn Sie Kupfer in Salpetersäure eintauchen? Überlegen Sie das Zustandekommen der Abweichung in Versuch 150 in [235]!

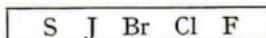
Überlegung: $\text{Cu} + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$.



Wasserstoff kann nicht das Oxydationsmittel für Kupfer sein, da Wasserstoff links vom Kupfer steht und somit das größere Potential hat. Also kann das Metall Kupfer aus Salpetersäure auch keinen Wasserstoff frei machen.

In Versuch 150 stellten wir fest, daß Stickoxyd entsteht. Also ist NO_3^- das Oxydationsmittel für Kupfer. Die elektrochemische Spannungsreihe macht uns in diesem Falle sofort darauf aufmerksam, daß keine Wasserstoffentwicklung eintreten kann.

[527] **Die Spannungsreihe der Nichtmetalle.** Auch für die Nichtmetalle läßt sich eine elektrochemische Spannungsreihe aufstellen. Sie lautet:



In dieser Reihe befinden sich links die starken Reduktionsmittel und rechts die starken Oxydationsmittel. Jedes Nichtmetall läßt sich aus seinen Verbindungen nur durch ein Oxydationsmittel in Freiheit setzen, das in der Spannungsreihe rechts von ihm steht. So kann z. B. Chlor sowohl Brom als auch Jod aus seinen Salzen in Freiheit setzen. Fluor kann alle anderen Nichtmetalle aus ihren Verbindungen austreiben.

Auch die Nichtmetalle lassen sich in einer Spannungsreihe anordnen, wobei links die Reduktionsmittel und rechts die Oxydationsmittel stehen. Das rechts stehende Element setzt die links von ihm stehenden Elemente aus ihren Verbindungen in Freiheit.

72. Kapitel: Das Periodensystem der Elemente

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[528] Erste Versuche zu einer systematischen Ordnung der Elemente. Wir lernten bereits, daß jedes Element charakteristische physikalische und chemische Eigenschaften besitzt und mit anderen Elementen in bestimmten Gewichtsverhältnissen zu Verbindungen zusammentritt [90]. Im vorigen Jahrhundert versuchten zahlreiche Forscher, in die Vielzahl der nebeneinander bestehenden Elemente eine systematische Ordnung hineinzubringen und die Elemente mit ähnlichen Eigenschaften und mit chemisch ähnlichem Verhalten zu Gruppen zusammenzufügen.

So stellte *Döbereiner*¹⁾ im Jahre 1829 die „*Triadenlehre*“ auf. Er bildete Gruppen von je drei Elementen (Triaden), die in ihrem chemischen Verhalten einander ähnlich sind und deren Atomgewichte sich jeweils um einen annähernd gleichen Betrag unterscheiden.

Er bildete beispielsweise die Triade der Halogene:

Chlor	Cl	Atomgewicht	35,5	} Atomgewichts- unterschied	44,4
Brom	Br	Atomgewicht	79,9		
Jod	J	Atomgewicht	126,9	} Atomgewichts- unterschied	47,0

Döbereiners Triadenlehre stellt einen ersten Versuch dar, in die Vielzahl der Elemente eine systematische Ordnung hineinzubringen. Seine „Triaden“ sind Gruppen von je drei Elementen mit chemisch ähnlichem Verhalten, deren Atomgewichte sich jeweils um einen annähernd gleichen Betrag unterscheiden.

Döbereiners Triadenlehre wurde 1864 von John Newlands zu dem „Gesetz der Oktaven“ weiterentwickelt. Er ordnete die Elemente nach steigendem Atomgewicht und entdeckte, daß nach jeweils 8 Elementen ein Element mit ähnlichen Eigenschaften auftritt.

und die Triade der zweiwertigen Leichtmetalle:

Kalzium	Ca	Atomgewicht	40,1	} Atomgewichts- unterschied	47,5
Strontium	Sr	Atomgewicht	87,6		
Barium	Ba	Atomgewicht	137,4	} Atomgewichts- unterschied	49,8

Damit führte Döbereiner zum ersten Male den Gedanken eines Zusammenhanges zwischen dem Atomgewicht und den chemischen Eigenschaften der Stoffe ein.

*John Newlands*²⁾ entwickelte diesen Gedanken weiter und stellte im Jahre 1864 das „Gesetz der Oktaven“ auf. Er ordnete die Elemente nach steigendem Atomgewicht

1) Johann Wolfgang Döbereiner, deutscher Chemiker, 1780 bis 1849. – 2) J.A.R. Newlands, englischer Chemiker, 1838 bis 1898.

und entdeckte, daß jeweils nach 8 Elementen ein Element mit ähnlichen Eigenschaften auftritt wie das Ausgangselement. Das 11. Element ähnelt also dem 3., das 12. Element hat ähnliche Eigenschaften wie das 4. usf.

[529] **Das Periodensystem.** Newlands' Gesetz der Oktaven wurde im Jahre 1869 von Mendelejeff¹⁾ schärfer formuliert und zum *Periodensystem der Elemente* ausgebaut.

Das Ordnungsprinzip des Periodensystems war noch immer das Atomgewicht der Elemente. Erst in neuerer Zeit stellte sich heraus, daß die Elemente nicht nach steigendem Atomgewicht, sondern nach steigender Kernladungszahl angeordnet werden müssen. Da beide Größen fast ausnahmslos gleichlaufend zunehmen, ergibt sich nur für vier Elemente eine kleine Umstellung, deren Notwendigkeit schon von Mendelejeff erkannt und berücksichtigt worden ist.

Bei der Anordnung der Elemente nach steigender Kernladungszahl ergibt sich die interessante Tatsache, daß sich die physikalischen und chemischen Eigenschaften in gesetzmäßiger Weise ändern und ähnliche Eigenschaften in periodischer Folge wiederkehren.

Mendelejeff baute das Gesetz der Oktaven im Jahre 1869 zum Periodensystem der Elemente aus. Im Periodensystem werden die Elemente neuerdings nach steigender Kernladungszahl geordnet. Hierbei ändern sich die physikalischen und chemischen Eigenschaften in gesetzmäßiger Weise und kehren in periodischer Folge wieder.

Wertigkeit	0	1	2	3	4	3	2	1
Charakter und Reaktionsfähigkeit	Edelgas, reaktions-träge	Leichtmetall, silberglänzend, stark reaktionsfähig	Leichtmetall, reaktionsfähig	Übergangselement	Nichtmetall, sehr reaktions-träge	Nichtmetall, reaktions-träge	Nichtmetall, reaktionsfähig	Nichtmetall, stehend riechendes Gas, sehr reaktionsstark
Element	Helium	Lithium	Beryllium	Bor	Kohlenstoff	Stickstoff	Sauerstoff	Fluor
Kernladungszahl	2	3	4	5	6	7	8	9
Element	Neon	Natrium	Magnesium	Aluminium	Silizium	Phosphor	Schwefel	Chlor
Kernladungszahl	10	11	12	13	14	15	16	17
Element	Argon	Kalium	Kalzium					
Kernladungszahl	18	19	20					

[530] **Die Darstellungsformen des Periodensystems.** Die Elemente mit höherer Kernladungszahl lassen sich nur dann zwanglos in Gruppen einordnen, wenn man eine doppelte Periodizität annimmt und außer den

In der Kurzperiodendarstellung werden die 8 Elementengruppen in je eine Haupt- und eine Nebengruppe unterteilt. Die Hauptgruppen enthalten die Nichtmetalle

¹⁾ Dimitrij Iwanowitsch Mendelejeff, russischer Chemiker, 1834 bis 1907.

oben angeführten acht Hauptgruppen noch acht Nebengruppen aufstellt. Das Periodensystem kann dann in zwei Formen zur Darstellung gebracht werden.

1. In der *Kurzperiodendarstellung* (Tafel II) sehen Sie acht Elementengruppen, die in a) Hauptgruppen und b) Nebengruppen unterteilt sind, wobei a und b durch verschiedenes Einrücken zur Darstellung gelangen. Diese Art der Darstellung täuscht zwischen den jeweiligen Haupt- und Nebengruppen eine größere Ähnlichkeit im chemischen Verhalten vor, als tatsächlich vorliegt. Durch die Vermengung von Metallen und Nichtmetallen ist diese Darstellungsform für den Anfänger unübersichtlich.
2. Einfacher und übersichtlicher gestaltet sich die *Langperiodendarstellung* (Tafel III), bei der die acht Hauptgruppen von den acht Nebengruppen räumlich getrennt hintereinander dargestellt werden.

Bei beiden Darstellungsformen müssen wir stets daran denken, daß wir es in Wirklichkeit nicht mit einer Tabelle, sondern mit einem fortlaufenden Band von Elementen zu tun haben, wie Sie es in Abbildung 160 sehen. Stellen Sie sich vor, daß wir das Elementenband spiralförmig auf einen Zylindermantel aufrollen und diesen der Länge nach aufschneiden und auseinanderfalten! Wir erhalten dann das Bild der kurzperiodischen Darstellung. Wenn wir uns diese Entstehung der Tafel II vergegenwärtigen, werden wir auch verstehen, daß an den Schnittträgern bisweilen Unschärfen auftreten. Denn in der Natur sehen wir selten scharfe Trennungslinien, sondern meist fließende Übergänge.

[531] **Erläuterung der Langperiodendarstellung.** Legen Sie die Tafel III mit der Langperiodendarstellung vor sich hin!

Die Hauptgruppen beginnen links mit der neutralen Gruppe der Edelgase, welche durch Nullwertigkeit ausgezeichnet ist und weder Säuren noch Basen bildet.

Dann finden Sie die basenbildenden Leichtmetalle, an die sich die säurebildenden Nichtmetalle anschließen.

Die erste Hauptgruppe umfaßt die einwertigen Alkalimetalle (Kalium, Natrium), die zugleich die stärksten Basenbildner sind. Die zweite Hauptgruppe, die Gruppe der zweiwertigen Erdalkalimetalle (Kalzium, Magnesium), bildet schon wesentlich schwächere Basen und

und die Leichtmetalle. In den Nebengruppen finden sich die Schwermetalle. Haupt- und Nebengruppen sind nur durch Einrücken voneinander getrennt. In der Langperiodendarstellung werden Haupt- und Nebengruppen räumlich getrennt, so daß Leichtmetalle, Schwermetalle und Nichtmetalle in übersichtlicher Ordnung hintereinander stehen.

In der gewählten Langperiodendarstellung gruppieren sich die basenbildenden Leichtmetalle zwanglos neben die säurebildenden Nichtmetalle und die nullwertige Gruppe der Edelgase.

Bei den Leichtmetallen nimmt der Basencharakter mit steigender Gruppenwertigkeit ab. Der Säurecharakter der Nichtmetalle hingegen nimmt mit sinkender Wertigkeit zu.

die dritte Hauptgruppe, die der Erdmetalle (Aluminium), nur sehr schwache Basen aus.

Innerhalb der Leichtmetallgruppen nimmt also der Basencharakter deutlich mit steigender Gruppenwertigkeit ab. Schlagen Sie hierzu den Abschnitt [225] im 7. Lehrbrief auf, und vergleichen Sie die Angaben über die Stärke der Basen mit der Elemententafel! Das zur Gruppe der Erdmetalle gehörende Element Aluminium (Kernladungszahl 13) ist schon ein typisches Übergangselement; es bildet sowohl schwache Basen als auch schwache Säuren. Solche Elemente mit saurem und basischem Charakter nennt man *amphoter*. Mit der Kernladung 14 schließt hier das Silizium an, das zu der vierwertigen Kohlenstoffgruppe gehört; es bildet sehr schwache Säuren aus. Stärkere Säuren erzeugt die dreiwertige Stickstoffgruppe, und der Säurecharakter nimmt weiter über die zweiwertige Sauerstoffgruppe bis zur einwertigen Halogengruppe zu.

Das Element Bor (Kernladung 5), das Sie in der Erdmetallgruppe finden, hat schwach sauren Charakter und hebt sich hierdurch aus der Gruppe der basenbildenden Leichtmetalle heraus. Es schließt unmittelbar an das säurebildende Element Kohlenstoff an (Kernladung 6) und leitet uns zu einer weiteren Gesetzmäßigkeit über. Ganz allgemein nimmt innerhalb der einzelnen Gruppen mit steigendem Atomgewicht der Basencharakter der Elemente zu und der Säurecharakter ab. So ist Bor als erstes Element der dritten Hauptgruppe (niedrigstes Atomgewicht) noch säurebildend, das folgende Element Aluminium amphoter; bei den anschließenden seltenen Elementen steigert sich der Basencharakter mehr und mehr. Das am stärksten basenbildende Element der Gesamttabelle ist also in der ersten Hauptgruppe an letzter Stelle zu suchen; es ist das Element 87, das Frankium. Das am stärksten säurebildende Element ist das erste Element der siebenten Hauptgruppe, der Halogengruppe; es ist das Element 9, das Fluor.

Mit steigender Kernladung wird innerhalb der einzelnen Gruppen der Aggregatzustand fester. So finden Sie z. B. in der Hauptgruppe VII zunächst die gasförmigen Elemente Fluor und Chlor; es folgen das flüssige Brom und das feste Jod. Mit steigender Kernladung wird die Farbe der Elemente in den einzelnen Gruppen dunkler und der Allgemeincharakter metallähnlicher. Sie können dies wieder sehr schön an der

Als weitere Gesetzmäßigkeit bemerken wir, daß innerhalb der einzelnen Hauptgruppen der Basencharakter mit steigender Kernladungszahl zunimmt und der Säurecharakter mit steigender Kernladungszahl sinkt. Innerhalb der einzelnen Gruppen wird mit steigender Kernladung der Aggregatzustand dichter, die Farbe dunkler und das Element metallähnlicher. Bei grundsätzlich ähnlichem chemischen Verhalten aller Elemente einer Gruppe zeigen sich graduelle Unterschiede gesetzmäßiger Art, so daß unbekanntere Elemente in ihren Eigenschaften und in ihrem Verhalten theoretisch errechnet werden können.

Hauptgruppe VII verfolgen. Fluor ist ein grünlichweißes, Chlor ein gelbgrünes Gas, Brom eine rotbraune Flüssigkeit und Jod ein fester Stoff, der sich in Form von schwarzvioletten, metallglänzenden Kristallen niederschlägt. Da allen Elementen einer Gruppe bei graduellen Unterschieden dennoch ein ähnliches chemisches Verhalten eigen ist, können Sie sich bereits an Hand der Periodendarstellung ein Bild über das chemische Verhalten von Stoffen machen, die Ihnen noch völlig unbekannt sind.

[532] Die Schwermetalle im Langperiodensystem.

Die Schwermetalle sind in den Nebengruppen zusammengefaßt. Die angegebenen Hauptwertigkeiten beziehen sich bei den Hauptgruppen auf Wasserstoff, bei den Nebengruppen auf Sauerstoff. Bei den Nebengruppen geben sie lediglich die höchste Wertigkeitsstufe an, in der das Element auftreten kann. Im Gegensatz zu den Elementen der Hauptgruppen treffen wir bei den Schwermetallen sehr starke Schwankungen der Wertigkeit an.

Die Schwermetalle zeigen fast durchweg amphoteren Charakter; ihre Hydroxyde haben sowohl saure als auch basische Eigenschaften. Damit bilden sie den natürlichen und fließenden Übergang von den basenbildenden Leichtmetallen zu den säurebildenden Nichtmetallen. Der Block der Schwermetalle ist aus der Periodentafel herausgelöst und auf der rechten Seite als geschlossene Einheit dargestellt worden.

Innerhalb der Nebengruppen zeigen sich die gleichen periodischen Gesetzmäßigkeiten wie in den Hauptgruppen; sie treten aber in abgeschwächter Form auf. Der nichtmetallische (säurebildende) und der metallische (basenbildende) Charakter der Elemente nimmt in gleicher Richtung wie in den Hauptgruppen zu bzw. ab, und die Edelmetalle nehmen die Stelle der Edelgase ein.

[533] Mendelejeffs Vorausberechnungen. Der Wert des Periodensystems beruht darin, die zwischen dem Atombau und dem physikalischen und chemischen Verhalten der Elemente bestehenden Gesetzmäßigkeiten herauszustellen. Schon aus der Stellung eines Elementes im System kann man Schlüsse auf seine physikalischen und chemischen Eigenschaften ziehen.

Diese Schlußfolgerungen zog aus seinem System be-

Die Schwermetalle haben vorwiegend amphoteren Charakter; sie bilden Säuren und Basen.

Ihre Wertigkeit ist großen Schwankungen unterworfen. Sie bilden den Übergang von den basenbildenden Leichtmetallen zu den säurebildenden Nichtmetallen.

Innerhalb der Nebengruppen zeigen sich in abgeschwächter Form die gleichen periodischen Gesetzmäßigkeiten der Zu- bzw. Abnahme des nichtmetallischen bzw. metallischen Charakters wie in den Hauptgruppen.

Das Periodensystem stellt die Gesetzmäßigkeiten heraus, die zwischen Atombau einerseits und den physikalischen und chemischen Eigenschaften der Elemente andererseits bestehen.

reits vor fast hundert Jahren der russische Forscher Mendelejeff. Als er 1869 versuchte, die nach steigendem Atomgewicht geordneten Elemente in ein natürliches System einzuordnen, war er gezwungen, ab und zu Lücken in der Reihe zu lassen. Nur auf diese Weise konnte er zwanglos Elemente mit chemisch ähnlichem Verhalten in senkrechten Gruppen zusammenordnen. Mendelejeff war schon damals fest davon überzeugt, daß derartige willkürliche Sprünge in einem natürlichen System keinen Platz haben. In den Lücken sah er die lückenhaften Kenntnisse der Chemie seiner Zeit und prophezeite das Vorhandensein noch unentdeckter Elemente, die sich zwanglos in die Systemlücken einfügen sollten. Darüber hinaus berechnete er aus der Stellung dieser „unentdeckten Elemente“ im Periodensystem deren physikalische und chemische Eigenschaften und machte sich schon Gedanken über den Aufbau ihrer chemischen Verbindungen. So füllte er unter anderem eine Lücke mit dem theoretisch be-

Bei der Aufstellung des Periodensystems machte sich das Einschleiben von Lücken notwendig, wenn die Elemente mit chemisch ähnlichen Eigenschaften in senkrechten Gruppen zusammengefaßt werden sollten. In diesen Lücken sah Mendelejeff bereits die lückenhaften Kenntnisse seiner Zeit sich widerspiegeln und berechnete nach der Lage dieser Lücken die Eigenschaften noch unentdeckter Elemente. Die spätere Entdeckung der Elemente Gallium, Germanium und Skandium ergab eine genaue Übereinstimmung mit den Berechnungen und erzwang die wissenschaftliche Anerkennung des Periodensystems.

Vorausberechnung des Elementes 32 durch Mendelejeff 1871	Entdeckung des Elementes 32 durch Winkler 1888
Namengebung: Ekasilizium Es	Namengebung: Germanium Ge
Atomgewicht 72	Atomgewicht 72,3
Dichte 5,5 g/cm ³	Dichte 5,409 g/cm ³
Atomvolumen 13	Atomvolumen 13,2
Farbe dunkelgrau schwer schmelzbar	Farbe grau sublimiert, ohne zu schmelzen, erst bei voller Rotglut
Gewinnung muß möglich sein durch Reduktion aus dem Oxyd	Gewonnen durch Reduktion aus dem Oxyd mit Wasserstoff
Oxyd EsO ₂ ; Dichte 4,7 g/cm ³	Oxyd GeO ₂ ; Dichte 4,703 g/cm ³
Chlorid EsCl ₄ ; flüssig; Siedepunkt 90° C; Dichte 1,9 g/cm ³	Chlorid GeCl ₄ ; flüssig; Siedepunkt 86° C; Dichte 1,887 g/cm ³
Fluorid EsF ₄ ; nicht gasförmig	Fluorid GeF ₄ ; weiße, feste Masse
Sulfid EsS ₂ ; löslich in Schwefelammonium	Sulfid GeS ₂ ; löslich in Schwefelammonium
Äthylverbindung Es (C ₂ H ₅) ₄ ; Siedepunkt 160° C	Äthylverbindung Ge(C ₂ H ₅) ₄ ; Siedepunkt 160° C

Tabelle 13. Mendelejeffs Vorausberechnung des Elementes 32 aus dem Jahre 1871 im Vergleich mit den später experimentell gefundenen Werten

rechneten Element Nr. 31 aus, das er Eka-Aluminium nannte.

Von seinen Zeitgenossen wurde diese Lehre verlacht, verspottet und heftig angegriffen. Im Jahre 1875 erlebte Mendelejeff den Triumph, daß ein neu entdecktes Element bei der Untersuchung in allen Einzelheiten mit dem berechneten Eka-Aluminium übereinstimmte. Sein Entdecker war der französische Chemiker Lecoq de Boisbaudran, der das neu entdeckte Element seinem Vaterlande zu Ehren „Gallium“ nannte.

Auch die übrigen von Mendelejeff vorausberechneten Elemente wurden bald entdeckt (Tabelle 13), so daß wir heute über eine fast lückenlose Kenntnis der natürlichen 92 Elemente verfügen. Zu ihnen kommen noch das Element 0, das Neutron, und die auf künstlichem Wege erzeugten Elemente 93–96 hinzu, die man als Transurane bezeichnet. Wahrscheinlich kommen sie (mindestens z.T.) spurenweise auch in der Natur vor.

73. Kapitel: Das Eisen I: Vorkommen und Verhüttung

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[534] **Vorkommen des Eisens.** Obgleich das Eisen zu den verbreitetsten Metallen gehört, ist es doch nur zu etwa 5% am Aufbau unserer Erdrinde beteiligt. Man nimmt an, daß Eisen und Nickel im Erdkern in größeren Mengen angereichert sind. Ein Teil der Meteore, die von anderen Himmelskörpern abgeschleudert werden und in den Anziehungsbereich der Erde geraten, besteht ebenfalls aus Eisen-Nickel-Gemengen.

Gediegenes Eisen finden wir nur sehr selten in der Erdrinde. Weit verbreitet sind metallreiche Eisenverbindungen, die man als *Erze* bezeichnet.

[535] **Die Eisenerze.** In den Eisenerzen ist das Eisen chemisch an Sauerstoff, an den Säurerest der Kohlensäure oder an Schwefel gebunden, so daß wir oxydische, karbonatische und sulfidische Eisenerze unterscheiden können.

1. Oxydische Erze

a) *Magneteisenerz* = *Magnetit* Fe_3O_4 . Eisengehalt 50–70%. Es ist magnetisch. Chemisch ist es das

Eisen ist mit 5% am Aufbau der Erdrinde beteiligt. Wahrscheinlich findet es sich in größeren Mengen im Erdkern. Auch ein Teil der Meteore besteht aus Eisen-Nickel-Gemengen. Eisen kommt nicht gediegen, sondern nur als Eisenerz vor.

Wir unterscheiden oxydische, karbonatische und sulfidische Erze.

1. Oxydische Erze

a) *Magneteisenerz* Fe_3O_4 , magnetisch; Eisengehalt 50–70%. Schweden, Norwegen, Ural, Nordafrika, USA.

beständigste Oxyd des Eisens. Es kommt in riesigen Lagern in Mittel- und Nordschweden, in Norwegen, im Ural, in Nordafrika und in den USA. vor.

- b) **Roteisenstein** (Hämatit, Eisenglanz, Roter Glaskopf, Rötel) Fe_2O_3 . Eisengehalt 40–60%. Das größte Roteisensteinlager befindet sich am Oberen See in den USA. und liefert $\frac{3}{4}$ des amerikanischen Erzbedarfes. In Deutschland finden sich Roteisensteinlager im Lahn- und Dillgebiet, kleinere Lager auch im Harz, in Thüringen und im Erzgebirge.
- c) **Brauneisenstein** (Raseneisenstein, Brauner Glaskopf, Minette, Ocker) $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$. Eisengehalt 30–60%. Brauneisenstein ist das verbreitetste Eisenerz. In Deutschland finden wir große Lager im Salzgitterbezirk, im Schwäbischen und Fränkischen Jura. Wichtig sind die Minettelager in Lothringen (Frankreich) und Luxemburg, die einen hohen Phosphorgehalt aufweisen.

2. Karbonatische Erze

- d) **Spateisenstein** = Eisenkarbonat $FeCO_3$. Eisengehalt 25–40%. Deutsche Lager im Siegerland. Große Spateisensteinlager besitzt Österreich in der Obersteiermark. Dort wird am Erzberg bei Eisenerz ein Spateisenstein mit 40% Eisen im Tagebau gewonnen.

3. Sulfidische Erze

- e) **Eisenkies** = Schwefelkies, **Pyrit** FeS_2 . Eisengehalt etwa 40%. Er dient zur Gewinnung der Schwefelsäure [180]. Die hierbei anfallenden Kiesabbrände enthalten 60–65% Eisen und können verhüttet werden, nachdem die Beimengungen von Schwefel, Kupfer und Zink herausgezogen sind.

[536] **Roheisen und Stahl**. Die Reduktion der oxydischen Eisenerze erfolgt durch Koks als Reduktionsmittel in hohen Gebläseschächtföfen. Hierbei entsteht **Roheisen** mit einem durchschnittlichen Gehalt von 4% Kohlenstoff. Dieses Roheisen ist spröde; es ist nicht schmiedbar, da es beim Erhitzen plötzlich schmilzt, ohne vorher zu erweichen. Durch Verringerung des Kohlenstoffgehaltes wird das Roheisen in **Stahl** übergeführt, der < 1,7% C enthält. Stahl ist weniger spröde als das Roheisen und erweicht beim Schmelzen allmählich, so daß man ihn schmieden kann.

- b) **Roteisenstein** (Hämatit, Eisenglanz, Roter Glaskopf, Rötel) Fe_2O_3 . Eisengehalt 40–60%. USA., Atlasgebirge, Spanien. – Deutsche Lager im Lahn- und Dillgebiet.
- c) **Brauneisenstein** (Raseneisenstein, Minette, Ocker) $Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$. Eisengehalt 30–60%. Das verbreitetste Eisenerz. Salzgitterbezirk, Schwäbischer und Fränkischer Jura. Minettelager (P-haltig) in Lothringen und Luxemburg.

2. Karbonatische Erze

- d) **Spateisenstein** $FeCO_3$. Eisengehalt 25–40%. Siegerland. – Erzberg in Österreich.

3. Sulfidische Erze

- e) **Eisenkies** = Schwefelkies = **Pyrit** FeS_2 , dient zur Schwefelsäureherstellung.

Die oxydischen Erze werden im Hochofen zu Metall reduziert. Es entsteht kohlenstoffreiches Roheisen (4% C), das spröde und nicht schmiedbar ist. Durch Verringerung des Kohlenstoffgehaltes auf < 1,7% C entsteht aus Roheisen der Stahl (schmiedbar, weniger spröde).



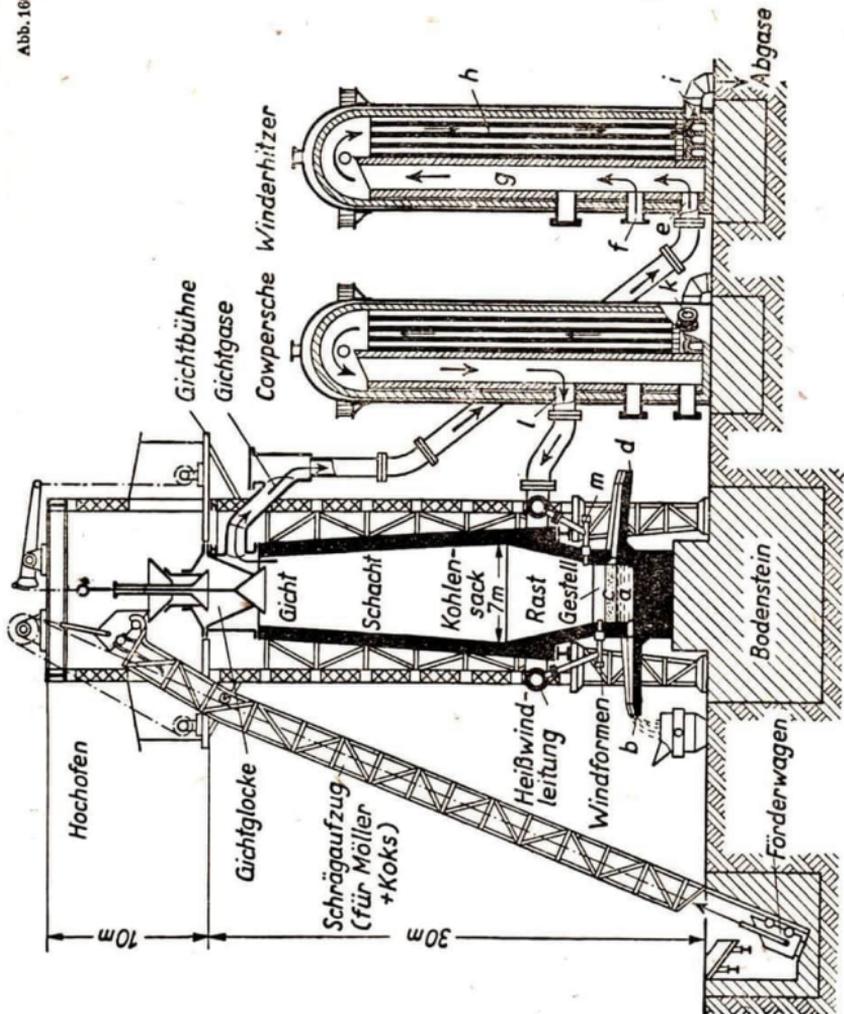
Abb. 165. Moderne Hochofenanlage. – Die Hochofen sind in die Werkhallen eingebaut. Von links führt der Schrägaufzug zur Gichtbühne, während in den Rohrleitungen von der Gicht nach rechts die Gichtgase abgeleitet werden. Zwischen Schrägaufzug und Hochofen sind die Winderhitzer als Stahlzylinder sichtbar.

[537] **Der Hochofen.** Moderne Hochofen sind 25 bis 30 m hoch und haben einen Rauminhalt von 500 bis 800 m³ (Abb. 165). Bei einer Tagesleistung von 1000 t Roheisen verbrauchen sie 2200 t Erz, 1000 t Koks und 800 t Zuschläge. Dieser Verbrauch bedingt eine tägliche Transportleistung von 200 Eisenbahnwagen zu je 20 t Rohstoffen. Außerdem werden täglich 5400 t Gebläseluft verbraucht.

Der Hochofen besteht aus zwei abgestumpften Kegeln (Abb. 166), die mit den breiten Enden zusammenstoßen. Der obere Kegel, der *Schacht*, nimmt drei Fünftel der Gesamthöhe ein und ruht auf einem Tragrings,

Der Hochofen ist aus feuerfesten Steinen erbaut und wird außen durch ein Eisengerüst gestützt. Moderne Hochofen sind 30 m hoch und haben einen Rauminhalt von 800 m³. Ihre Tagesleistung beträgt 1000 t Roheisen. Die Hochofen brennen in ununterbrochenem Betriebe 20 Jahre lang.

Abb. 166. Schnitt durch den Hochofen



- a Eisen
- b Eisenabstich
- c Schlacke
- d Schlackenabstich
- e Eintritt der Gichtgase in den Winderhitzer
- f Eintritt der Frischluft in den Winderhitzer
- g Verbrennungsschacht
- h Gitterwerk aus Schaumottesteinen
- i Austritt der Abgase
- k Eintritt der kalten Gebläseluft in den Winderhitzer
- l Austritt der erhitzen Gebläseluft aus dem Winderhitzer
- m Eintritt der erhitzen Gebläseluft in die Windformen des Hochofens

der von der Eisenkonstruktion gehalten wird. Das obere Ende des Schachtes wird *Gicht* genannt. Der untere Kegel, die *Rast*, sitzt dem 3 m hohen zylindrischen *Gestell* auf, das auf einem feuerfesten *Bodenstein* errichtet ist. Die kegelige Erweiterung des Schachtes zum *Kohlensack* ist notwendig, weil die Erze beim Niedergehen im Ofen durch das Erhitzen anschwellen und einen größeren Raum einnehmen.

Der Hochofen ist aus feuerfesten Steinen erbaut und wird außen durch ein Eisengerüst gestützt. Er brennt in ununterbrochenem Betriebe 20 Jahre lang und muß dann völlig neu erbaut werden.

[538] **Die Beschickung des Hochofens.** Eine Reihe von Eisenerzen muß vor der Verhüttung aufbereitet werden. Hierbei wird dem Eisenkies der Schwefelgehalt durch Rösten entzogen [179]. Aus dem Eisenspat wird das Kohlendioxyd und aus dem Brauneisenstein der Wassergehalt ausgetrieben. Beim Rösten werden die Erze porös und mürbe und können anschließend auf Faustgröße zerkleinert werden.

Da die Erze stets mit Gangart verunreinigt sind, werden ihnen *Zuschläge* zugesetzt. Sie setzen sich mit der Gangart zu leicht schmelzenden, glasartigen Kalzium-Aluminium-Silikaten um, die als Schlacke aus dem Hochofen ausfließen. Kieselsäurereiche Erze erhalten als Zuschlag Kalkstein oder Dolomit, kalkhaltige Erze werden mit Feldspat- oder Tonschieferzuschlägen versetzt. Das Gemisch aus Eisenerz und Zuschlägen heißt *Möller*. Zuschläge sind dann nicht erforderlich, wenn man den Hochofen mit einer Mischung von kalk- und tonerdehaltigen Eisenerzen beschickt. Weder der Kalk noch die Kieselsäure würde für sich allein bei den normalen Hochofentemperaturen zum Schmelzen kommen, nur beim Zusammentreffen beider bilden sich die leichter schmelzenden Doppelsilikate aus. Mit einem Schrägaufzug werden Koks und Möller auf die Gichtbühne gebracht (Abb. 165 und 166) und durch die *Gicht* in abwechselnden Schichten in den Hochofen eingefüllt.

[539] **Der Hochofenprozeß I: Das Anblasen.** Bei Beginn des Betriebes werden die untersten Koks-schichten entzündet. Die zur Verbrennung erforderliche Frischluft, der „Wind“, wird in Winderhitzern

Vor der Verhüttung werden eine Reihe von Erzen durch Rösten aufbereitet und anschließend zerkleinert. Dann werden die Erze mit Zuschlägen vermengt, die sich im Hochofen mit der Gangart zu leicht schmelzenden, glasartigen Ca-Al-Silikaten, der Schlacke, umsetzen.

Kieselsäurereiche Erze erhalten Kalksteinzuschläge, kalkreiche Erze Feldspat- und Tonschieferzuschläge. Durch die Gicht werden abwechselnde Schichten von Koks und Möller in den Hochofen eingefüllt.

Beim Anblasen des Hochofens werden die untersten Koks-schichten entzündet. Die erforder-

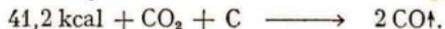
(Abb. 166) auf 700–800° C vorgewärmt und durch die am oberen Ende des Gestells ringsum verteilten Windformen in den Hochofen eingeblasen. Jedem Hochofen sind daher mindestens zwei, meist aber drei bis vier Winderhitzer angeschlossen. Es sind zylindrische Kammern, die mit feuerfesten Steinen ausgemauert sind. Durch Verbrennen von Gichtgasen werden diese Steine in einem Winderhitzer zum Glühen erhitzt (Abb. 166) und geben nach Umschalten der Ventile ihre Hitze an den durchströmenden Gebläsewind ab, während nunmehr der zweite Winderhitzer vorgewärmt wird. Die Winderhitzer arbeiten also nach dem gleichen Prinzip wie die Siemenssche Regenerativfeuerung [419].

Während des Hochofenprozesses sinken die Koks- und Möllerschichten im Verlaufe von 10 bis 20 Stunden langsam nach unten, während ihnen mit großer Geschwindigkeit (4–6 m/s) die Verbrennungsgase entgegenströmen. Hierbei spielen sich zwischen den Gasen und den absinkenden Schichten ständig chemische Umsetzungen ab.

[540] Der Hochofenprozeß II: Vorwärmen und Reduktion der Erze. Die unterste Koksschicht verbrennt bei Sauerstoffüberschuß unter starker Wärmeentwicklung zu Kohlendioxyd:



Hierbei erhitzt sich die Koksschicht auf über 1000° C. Bei dieser hohen Temperatur setzt sich das gebildete Kohlendioxyd im darüberliegenden und noch unverbrauchten Teil der Koksschicht mit dem Kohlenstoff zu Kohlenmonoxyd um:



Das heiße Kohlenoxydgas steigt in die darüberliegende Eisenoxydschicht empor und reduziert dort das Eisenoxyd zu metallischem Eisen, wobei es selbst zu Kohlendioxyd oxydiert wird:



Dieser Reduktionsvorgang ist eine umkehrbare Reaktion (\rightleftharpoons). Nur bei großem Überschuß an Reduktionsmitteln (Kohlenmonoxyd) gelingt es, das gesamte Eisenoxyd zu reduzieren. Daher wird im Hochofen mit großem Kohlenoxydüberschuß gearbeitet, und das abströmende Gas enthält noch viel brennbares Kohlenoxyd. Es wärmt beim Aufsteigen im oberen Teile des

liche Frischluft wird zunächst nach dem Prinzip der Siemenschen Regenerativfeuerung in Winderhitzern auf 700 bis 800° C vorgewärmt und dann mit großem Druck durch die Windformen in den unteren Teil des Hochofens eingeblasen. Den absinkenden Koks- und Möllerschichten strömen die Verbrennungsgase mit großer Geschwindigkeit entgegen und setzen sich chemisch mit ihnen um.

Der im untersten Teile des Hochofens entzündete Koks verbrennt zu Kohlendioxyd, das durch darüberliegende heiße Koksschichten zu Kohlenmonoxyd reduziert wird. Das gebildete Kohlenmonoxyd reduziert das Eisenoxyd (Eisenerz) zu metallischem Eisen. Der Reduktionsvorgang verläuft nur dann vollständig, wenn mit großem Kohlenoxydüberschuß gearbeitet wird. Daher enthält das aufsteigende Gas noch viel brennbares Kohlenoxyd. Es wärmt im oberen Teile des Hochofens die Beschickung vor und entweicht aus der Gicht als Gichtgas.

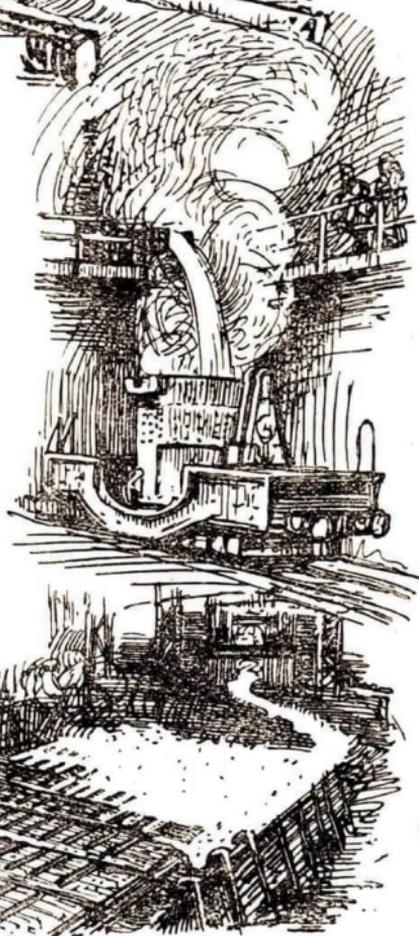


Hochofens die Beschickung vor und entweicht durch die Gicht als Gichtgas.

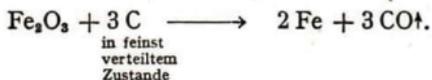
[541] **Der Hochofenprozeß III: Kohlung und Schmelzung des Eisens.** Das in der Reduktionszone durch Reduktion mit Kohlenmonoxyd entstehende Eisen ist noch fest. Da es aus dem Erz unter Sauerstoffabgabe entstanden ist, hat es schwammiges Gefüge. An seiner Oberfläche verläuft ein katalytischer Zerfall von Kohlenoxyd, wobei sich freier Kohlenstoff bildet:



Abb. 167. Oben: Hochofenabstich – Mitte: Das flüssige Eisen fließt aus dem Hochofen in die Gießkübeler der Gießwagen – Unten: Das flüssige Roheisen des Hochofens wird in die Masselbetten geleitet, die aus Sand geformt sind und in denen das Eisen zu Masseln erstarrt



Der entstehende Kohlenstoff befindet sich in feinst verteiletem Zustande. Daher reduziert er zum Teil ebenfalls Eisenoxyd zu metallischem Eisen, wozu der grob verteilte Koks nicht in der Lage ist:



Ein anderer Teil dieses katalytisch gebildeten Kohlenstoffs dringt in das schwammförmige Eisen ein und legiert sich mit diesem (Kohlung des Eisens). Der Schmelzpunkt des reinen Eisens beträgt 1528° C; er erniedrigt sich durch Kohlung auf 1100 bis 1200° C. So wird in der unter der Reduktionszone liegenden Schmelzzone ein Aufschmelzen des Eisens erreicht, das durch die glühenden Koksschichten hindurchtropft und sich am Grunde des Gestells unterhalb der spezifisch leichteren Schlacke ansammelt. Die Schlacke bildet eine schützende Decke über dem flüssigen Eisen und bewahrt es vor der oxydierenden Einwirkung der Gebläseluft. Die Schlacke fließt in dem Maße, wie sie sich bildet, durch das Schlackenloch ab. Das entstehende Roheisen wird in Abständen von 3 bis 4 Stunden durch ein Stichloch abgestochen (Abb. 167 oben).

Durch den Sauerstoffverlust ist in der Reduktionszone aus dem Erze Eisen mit schwammigem Gefüge entstanden. Auf seiner Oberfläche erfolgt eine katalytische Zersetzung von Kohlenmonoxyd, wobei sich Kohlenstoff in feinst verteiletem Zustande bildet. Dieser Kohlenstoff reduziert einerseits ebenfalls Eisenoxyd zu metallischem Eisen, andererseits dringt er in das gebildete Eisen ein und legiert sich mit ihm. Hierdurch wird der Schmelzpunkt des Eisens um etwa 400° C erniedrigt. Das Eisen schmilzt, tropft durch den glühenden Koks und sammelt sich am Grunde des Gestells unter der schützenden Schlackendecke an, die spezifisch leichter ist. Die Schlacke bewahrt das Roheisen vor der oxydierenden Einwirkung des Gebläsewindes.

K. Zusammenfassung (69.-73. Kapitel)

69. Kapitel: Atombindung, Metallbindung, Komplexe

Bei der Atombindung sind die Moleküle nicht aus Ionen, sondern aus Atomen zusammengesetzt. Die Atombindung ist durch den Besitz gemeinsamer Elektronenpaare gekennzeichnet. Die entstehenden Verbindungen sind meist flüchtig und stellen Nichtelektrolyte dar.

Bei der Metallbindung entstehen durch beiderseitige Elektronenabgabe positiv geladene Metall-Ionen, die durch ein zwischen ihnen ausgebreitetes „Elektronengas“ zusammengehalten werden. Wie bei der Ionenbindung kommt es hier zur Ausbildung von Raumgittern, die bei den Legierungen auch aus verschiedenen Metallen zusammengesetzt sein können.

Durch Zusammentreffen von Ionenbindung und Atombindung bilden sich Verbindungen höherer Ordnung aus, in denen „komplexe Ionen“ auftreten. Die komplexen Ionen zeigen in Lösung neue Eigenschaften, während die Eigenschaften der Einzelbestandteile nicht mehr in Erscheinung treten.

70. Kapitel: Wandlungen chemischer Grundbegriffe durch die Elektronentheorie der Valenz

Die Oxydation kommt durch Elektronenentzug zustande. Oxydationsmittel sind elektronenentziehende Mittel. Reduktion ist Elektronenvermehrung. Reduktionsmittel sind elektronenzuführende Mittel.

71. Kapitel: Die elektrochemische Spannungsreihe

In der elektrochemischen Spannungsreihe sind die Metalle (bzw. die Nichtmetalle) so angeordnet, daß von zwei Elementen jeweils das in der Reihe weiter links stehende Element Elektronen abgibt und das rechts stehende Element Elektronen aufnimmt. Das links stehende Element ist Reduktionsmittel und das rechts stehende Oxydationsmittel. Die stärksten unter ihnen stehen am weitesten links bzw. rechts. Das links stehende Element hat jeweils das höhere, das rechts stehende das tiefere Potential. Die Potentialdifferenz eines Systems ist um so größer, je weiter die Elemente in der Spannungsreihe auseinanderstehen.

72. Kapitel: Das Periodensystem der Elemente

Das Periodensystem der Elemente wurde 1869 von Mendelejeff aufgestellt. Im Periodensystem sind die Elemente nach steigender Kernladungszahl und damit gleichzeitig nach ihrem chemischen Verhalten übersichtlich geordnet zusammengestellt. Es zeigt sich hierbei, daß die physikalischen und chemischen Eigenschaften der Elemente periodische Funktionen ihrer Kernladungszahl sind.

73. Kapitel: Das Eisen I: Vorkommen und Verhüttung

Eisen kommt in der Natur nur sehr selten gediegen vor; wir finden es häufig in den oxydischen, karbonatischen und sulfidischen Erzen. Die wichtigsten oxydischen Erze sind Magneteisenerz, Roteisenstein und Brauneisenstein. Spateisenstein ist ein karbonatisches, Eisenkies ein sulfidisches Erz. Die oxydischen Erze werden im Hochofen von der Gangart getrennt und durch Koks zu Eisen reduziert. Zum Abtrennen der Gangart sind Zuschläge erforderlich, die mit der Gangart leicht schmelzende Ca-Al-Silikatschlacke bilden. Das Eisen schmilzt unter Aufnahme von Kohlenstoff. Es entsteht C-reiches Roheisen.

Tafel II: Kurzperiodenda

		I. Familie		II. Familie		III. Familie		IV. Familie	
		Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Neben- gruppe	Haupt- gruppe
Wertigkeit (H)		1		2		3		4	
Wertigkeit (O)		1		2		3		4	
1. Periode	1. Reihe		+ 1 Wasserstoff 1,008						
2. Periode	2. Reihe		+ 3 Lithium 6,9		+ 4 Beryllium 9,0		- 5 Bor 10,8		- 6 Kohlenst. 12,0
3. Periode	3. Reihe		+ 11 Natrium 23,0		+ 12 Magnesium 24,3		+ 13 Aluminium 27,0		- 14 Silizium 28,1
4. Periode	4. Reihe		+ 19 Kalium 39,1		+ 20 Kalzium 40,1	+ 21 Skandium 45,1		22 Titan 47,9	
	5. Reihe	29 Kupfer 63,6		30 Zink 65,4			31 Gallium 69,7		- 32 Germani 72,6
5. Periode	6. Reihe		+ 37 Rubidium 85,5		+ 38 Strontium 87,6	+ 39 Yttrium 88,9		40 Zirkonium 91,2	
	7. Reihe	47 Silber 107,9		48 Kadmium 112,4			49 Indium 114,8		50 Zinn 118,7
6. Periode	8. Reihe		+ 55 Zäsium 132,0		+ 56 Barium 137,4	+ 57 Lanthan 138,9	Lan- thanide	72 Hafnium 178,6	
	9. Reihe	79 Gold 197,2		80 Quecksilber 200,6				81 Thallium 204,4	
7. Periode	10. Reihe		+ 87 R Frankium ~ 223		+ 88 R Radium 226,1	+ 89 R Aktinium 227,1	Akti- nide		

I	II	III	IV	V	VI	VII
Lanthaniden-Gruppe:			58 Zer 140,1	59 Praseodym 140,9	60 Neodym 144,3	61 Illinium ~147,0
62 Samarium 150,4	63 Europium 152,0	64 Gadolinium 156,9	65 Terbium 159,2	66 Dysprosium 162,5	67 Holmium 163,5	68 Erbium 167,6
69 Thulium 169,4	70 Ytterbium 173,0	71 Kassiopeum 175,0				

stellung der Elemente

V. Familie		VI. Familie		VII. Familie		VIII. Familie			
Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Nebengruppe			Haupt- gruppe
3		2		1		—			0
5		6		7		8			0
									2 Helium 4,0
— 7 Stickstoff 14,0		— 8 Sauerstoff 16,0		— 9 Fluor 19,0					10 Neon 20,2
— 15 Phosphor 31,0		— 16 Schwefel 32,1		— 17 Chlor 35,5					18 Argon 39,9
23 Vanadium 51,0		24 Chrom 52,0		25 Mangan 54,9		26 Eisen 55,8	27 Kobalt 58,9	28 Nickel 58,7	
— 33 Arsen 74,9		— 34 Selen 79,0		— 35 Brom 79,9					36 Krypton 83,7
41 Niob 92,9		42 Molybdän 96,0		43 Technetium ~ 99		44 Ruthenium 101,7	45 Rhodium 102,9	46 Palladium 106,7	
— 51 Antimon 121,8		— 52 Tellur 127,6		— 53 Jod 126,9					54 Xenon 131,3
73 Tantal 180,9		74 Wolfram 183,9		75 Rhenium 186,3		76 Osmium 190,2	77 Iridium 193,1	78 Platin 195,2	
83 Wismut 209,0		84 R Polonium 210,0		85 R Astatin ~ 211					86 R Radon 222,0

säurebildende Elemente (-)

Basenbildende Elemente (+)

R = Radioaktive Elemente

Atomgewichte abgerundet auf eine Dezimale

I	II	III	IV	V	VI	VII
Aktiniden-Gruppe:			90 R Thorium 232,1	91 R Protaktinium 231	92 R Uran 238,1	93 R Neptunium ~ 237
94 R Plutonium ~ 239	95 R Amerikum ~ 241	96 R Curium ~ 242				

Tafel III : Langperiodend.

Edelgase	Alkali-Metalle	Erdalkali-Metalle	Metalle der Erden	Kohlenstoff-Gruppe	Stickstoff-Gruppe	Sauerstoff-Gruppe	Halogene	Edelgase
				Zinn-Gruppe				

Gruppennummer
= Zahl der
AußenElektronen

Hauptwertigkeit

Die acht Hauptgruppen								
0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
0	+1	+2	+3	-4	-3	-2	-1	0

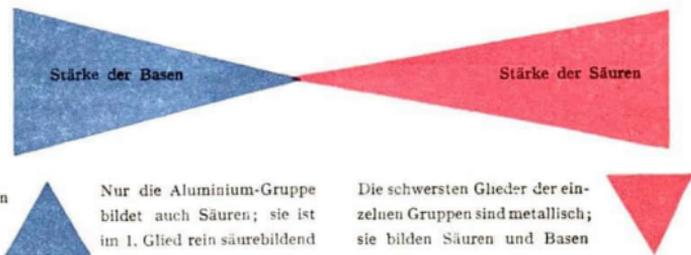
1. Periode	0 Neutron 1,008	1 W a s s e r s t o f f 1,008							2 Helium 4,0	
2. Periode	2 Helium 4,0	3 Lithium 6,9	4 Beryllium 9,0	5 Bor 10,8	6 Kohlenstoff 12,0	7 Stickstoff 14,0	8 Sauerstoff 16,000	9 Fluor 19,0	10 Neon 20,2	
3. Periode	10 Neon 20,2	11 Natrium 23,0	12 Magnesium 24,3	13 Aluminium 27,0	14 Silizium 28,1	15 Phosphor 31,0	16 Schwefel 32,1	17 Chlor 35,5	18 Argon 39,9	
4. Periode	18 Argon 39,9	19 Kalium 39,1	20 Kalzium 40,1	↑ 31 Gallium 69,7 ↓ Metallische Übergangselemente	32 Germanium 72,6	33 Arsen 74,0	34 Selen 79,0	35 Brom 79,9	36 Krypton 83,7	
5. Periode	36 Krypton 83,7	37 Rubidium 85,5	38 Strontium 87,6		49 Indium 114,8	50 Zinn 118,7	51 Antimon 121,8	52 Tellur 127,6	53 Jod 126,9	54 Xenon 131,3
6. Periode	54 Xenon 131,3	55 Zäsium 132,9	56 Barium 137,4		81 Thallium 204,4	82 Blei 207,2	83 Wismut 209,0	84 R Polonium 210,0	85 R Astatin ~ 211	86 R Radon 222,0
7. Periode	86 Radon 222,0	87 R Frankium ~ 223	88 R Radium 226,1							

Zahl der Perioden
= Zahl der
Elektronenschalen

Edelgase	Basenbildende Leichtmetalle	Säurebildende Nichtmetalle	Edelgase
----------	-----------------------------	----------------------------	----------

Über den Elementen :

- Atomnummer
- = Ordnungszahl
- = Zahl der Kernladungen
- = Gesamtzahl der Elektronen in der Atomhülle



Die Elemente einer Gruppe haben jeweils die gleiche Zahl von AußenElektronen; hierdurch werden die chemischen Eigenschaften festgelegt. Die graduellen Abstufungen der chemischen Eigenschaften innerhalb einer Gruppe beruhen auf der Verschiedenheit von Zahl u. Bau der inneren Elektronenschalen

Herstellung der Elemente

Kupfer-Gruppe	Zink-Gruppe			Chrom-Gruppe	Mangan-Gruppe	Eisen-Gruppe
						Platin-Gruppe

Die acht Nebengruppen							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
+ 1	+ 2	+ 3	+ 4	+ 5	+ 6	+ 7	+ 8
Starke Schwankungen der Wertigkeit							

		21 Skandium 45,1	22 Titan 47,9	23 Vanadium 51,0	24 Chrom 52,0	25 Mangan 54,9	26 Eisen 55,8	27 Kobalt 58,9	28 Nickel 58,7
29 Kupfer 63,6	30 Zink 65,4	39 Yttrium 88,9	40 Zirkonium 91,2	41 Niob 92,9	42 Molybdän 96,0	43 Technetium ~ 99	44 Ruthenium 101,7	45 Rhodium 102,9	46 Palladium 106,7
47 Silber 107,9	48 Kadmium 112,4	57 Lanthan 138,9	72 Hafnium 178,6	73 Tantal 180,9	74 Wolfram 183,9	75 Rhenium 186,3	76 Osmium 190,2	77 Iridium 193,1	78 Platin 195,2
79 Gold 197,2	80 Quecksilber 200,6	89 R Aktinium 227,1							

↑
Lan-
thanide
↓

 ↑
Aktinide
↓

Schwermetalle (bilden Säuren und Basen)

Lanthaniden-Gruppe			58 Zer 140,1	59 Praseodym 140,9	60 Neodym 144,3	61 Erbium ~ 147,0
62 Samarium 150,4	63 Europium 152,9	64 Gadolinium 156,9	65 Terbium 159,2	66 Dysprosium 162,5	67 Holmium 163,5	68 Erbium 167,6
69 Thulium 169,4	70 Ytterbium 173,0	71 Kassiopeium 175,0				
Aktiniden-Gruppe			90 R Thorium 232,1	91 R Protaktinium 231	92 R Uran 238,1	93 R Neptunium ~ 237
94 R Plutonium ~ 239	95 R Amerikum ~ 241	96 R Curium ~ 242				

