LEHRBUCH DER CHEMIE

Teil I

6003

Lehrbuch der Chemie

Erster Teil

für das 7. und 8. Schuljahr

Bearbeitet von

Dipl.-Chem. Dr. Reinhold Scharf, Berlin

Dritte, durchgesehene Auflage

Mit 26 Abbildungen

VOLK UND WISSEN VERLAG · BERLIN / LEIPZIG

1 9 4 9

Die Bearbeitung vorliegenden Lehrbuches
erfolgte unter Zugrundelegung
von Scheid-Flörke, Lehrbuch der Chemie,
aus dem Verlag Quelle & Meyer, Leipzig,
dem das Verlagsrecht an diesem Werk
zusteht

Bestell-Nr. 6003 · Preis 70 Pf (br.) · 411. bis 560. Tausend · Lizenz Nr. 334 · 1000/50-I-182/50
Satz: (M 109) B. G. Teubner, Leipzig C 1, Poststr. 3
Druck: Ratsdruckerei, Görlitz

Inhaltsübersicht

I. Der Begriff des Stoffes ... 5

A. Die Untersuchung des Schwefels ... 5

§ 1. Vorkommen und Eigenschaften ... 5

§ 2. Schmelzen und Verdampfen ... 5

§ 3. Lösen und Kristallisieren ... 6

§ 4. Zusammenfassung ... 7

B. Körper und Stoff ... 7

§ 5. Beschreibung einiger Metalle ... 7

§ 6. Zusammenfassung ... 9

Aufgaben zu I ... 9

II. Der Begriff des chemischen Vorgangs ... 10

A. Der Verbrennungsvorgang ... 10

§ 7. Die Verbrennung von Metallen ... 10

§ 8. Die Bedeutung der Luft für die Verbrennung ... 11

§ 9. Die Zusammensetzung der Luft ... 11

§ 10. Die Verbrennung einer Kerze. Asche ... 12

§ 11. Die Zerlegung des Quecksilberoxyds. Chemischer Vorgang ... 12

§ 12. Atom und Molekül. Chemische Zeichen ... 14

B. Der Sauerstoff ... 15

§ 13. Darstellung, Eigenschaften, Verwendung. Verbrauch bei der Atmung ... 15

§ 14. Verbrennungen in Sauerstoff. Säurebildende Oxyde. Oxydation ... 16

§ 15. Basenbildende Oxyde ... 18

§ 16. Entzündungstemperatur. Verbrennungswärme ... 18

C. Die Sulfide ... 20

§ 17. Eisensulfid. Gemisch und Verbindung ... 20

§ 18. Weitere Sulfide. Chemische Verwandtschaft (Bindekraft) ... 21

§ 19. Die Sulfidmineralien. Der Begriff des Minerals ... 21

§ 20. Die Aufgabe der Chemie ... 23

Aufgaben zu II ... 24

III. Gesetzmäßigkeiten bei chemischen Vorgängen ... 25

A. Die Untersuchung des Wassers ... 25

§ 21. Physikalische Eigenschaften. Lösefähigkeit für Gase und Flüssigkeiten ... 25

§ 22. Lösefähigkeit für feste Stoffe. Destillation ... 25

§ 23. Die Zerlegung des Wassers ... 28

§ 24. Darstellung des Wasserstoffs ... 29

§ 25. Eigenschaften des Wasserstoffs ... 29

§ 26. Die Synthese des Wassers. Grundstoffe und Verbindungen 30
§ 27. Wertigkeit 31
§ 28. Reduktion 32
§ 29. Die technische Bedeutung des Wasserstoffs 32

B. Die chemischen Grundgesetze 34
§ 30. Das Gesetz von der Erhaltung des Gewichts 34
§ 31. Das Gesetz der konstanten Gewichtsverhältnisse. Gemisch und Verbindung 35
§ 32. Das Ersatzgewicht (Äquivalentgewicht) 36
§ 33. Die Atomhypothese Daltons. Atomgewichte 38
§ 34. Aufstellen der chemischen Gleichung 40
§ 35. Chemische Rechnungen 41
Aufgaben zu III 42

§ 36. Zusammenfassung und Ausblick 43

Sachverzeichnis 43

I. Der Begriff des Stoffes

A. Die Untersuchung des Schwefels

§ 1. Vorkommen und Eigenschaften

Schwefel kommt in der Natur in freiem Zustande hauptsächlich in Italien (Sizilien), Nordamerika (Louisiana und Texas) und Japan (Hokkaido) vor. Man erhält ihn im Handel in Form von Pulver, Brocken und Stangen sowie als Schwefelspan und Schwefelfaden. Er dient im täglichen Leben z. B. zum Ausschwefeln von Fässern und Einmachgläsern. Schwefelpulver wird gegen gewisse Pflanzenkrankheiten (besonders im Weinbau) verwendet. Große Mengen verbrauchen die chemische Industrie sowie die Gummiindustrie.

1. *Verschiedene Handelssorten werden auf Form, Farbe, Geruch und Geschmack untersucht.*
2. *Schwefel wird im Porzellanmörser zerstoßen.*
3. *Wir wägen eine geeignete Menge Schwefelbröckchen, bestimmen ihren Raumanspruch durch Einwerfen in ein mit Wasser gefülltes Meßglas und berechnen die Dichte.*

Bei aller Verschiedenheit in der Erscheinungsform haben wir es bei diesen Handelssorten des Schwefels immer mit dem gleichen Stoff zu tun. Der Schwefel ist gelb, geruchlos, geschmacklos und spröde. Seine Dichte ist bei Zimmertemperatur $\varrho = 2{,}07\ \mathrm{g/cm^3}$.

§ 2. Schmelzen und Verdampfen

1. *In einem Prüfglas schmilzt man etwas Schwefel vorsichtig unter Vermeidung einer Überhitzung.*
2. *Geschmolzener Schwefel wird stärker erhitzt und das Prüfglas von Zeit zu Zeit geneigt. Wenn der Schwefel siedet, erhitzt man die Wandung, damit daran haftender flüssiger Schwefel verdampft und der Schwefeldampf im Innern des Prüfglases zu sehen ist.*
3. *Durch Neigen des Prüfglases läßt man etwas Schwefeldampf auf ein Papierblatt fließen, wo sich ein gelber, pulverförmiger Belag bildet.*

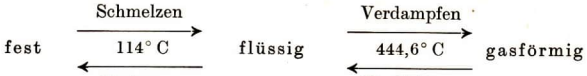
Schwefel schmilzt bei 114° C zu einer honiggelben Flüssigkeit, die bei stärkerem Erhitzen dunkelrotbraun wird. In der Nähe des Schmelzpunktes ist die Flüssigkeit leicht beweglich, bei Erhöhung der Temperatur auf etwa 200°C wird sie zäh wie Harz; bei etwa 400° C wird sie wieder dünnflüssig. Erhitzt

man den geschmolzenen Schwefel weiter, so siedet er bei 444,6° C und wird zu braunem Schwefeldampf, der sich an den Wänden des Prüfglases zu rotbraunem, flüssigem Schwefel verdichtet. Kühlt man den Schwefeldampf sehr rasch ab (Vers. 3), dann geht er in den festen Zustand über. Der geschmolzene Schwefel erstarrt beim Abkühlen wieder zu festem gelbem Schwefel.

Der Stoff Schwefel kann also in 3 Zuständen auftreten: fest, flüssig und dampf- oder gasförmig. Es hängt von seiner Temperatur ab, in welcher dieser 3 Zustandsarten er sich befindet.

Aus flüssigem Schwefel können wir ohne weiteres wieder festen gelben Schwefel gewinnen, ebenso wie sich aus gasförmigem Schwefel wieder fester gelber Schwefel bildet.

Zustandsänderungen des Schwefels



Die Zustandsänderungen des Schwefels vergleichen wir mit denen des Wassers. Wasser ist bei gewöhnlicher Temperatur flüssig. Bei 0° C erstarrt es zu Eis, beim Erhitzen auf 100° C siedet es und wird zu Dampf. Wasserdampf ist auch stets in der Luft enthalten. Wird Luft genügend abgekühlt, so scheidet sich daraus flüssiges Wasser aus (Beschlagen der Fenster im Winter, Tau- und Wolkenbildung). Bei sehr starker Abkühlung wasserdampfhaltiger Luft kommt es zur Reifbildung.

§ 3. Lösen und Kristallisieren

1. *In verschiedenen Prüfgläsern werden Schwefelbröckchen mit Wasser, Spiritus und Schwefelkohlenstoff übergossen.*
2. *Den Inhalt des Schwefelkohlenstoffgläschens filtrieren wir mit Hilfe eines Trichters durch ein Papierfilter (Abb. 1).*
3. *Das Filtrat von Versuch 2 wird in ein kleines Glasschälchen gegossen, das man mit einem Stück Papier zudeckt. Die Flüssigkeit dunstet allmählich ein.*
4. *Aus dem Verdunstungsrückstand von Versuch 3 werden gute Kriställchen ausgelesen und ihre Form untersucht.*



Abb. 1. Papierfilter und Trichter mit eingesetztem Filter

Im Wasser und Spiritus verändern sich die Schwefelbröckchen nicht. In Schwefelkohlenstoff, einer feuergefährlichen, leicht verdunstenden, unangenehm riechenden farblosen Flüssigkeit, verschwinden die Schwefelstückchen dagegen vollständig, sie lösen sich auf. Es bildet sich eine Lösung von Schwefel in Schwefelkohlenstoff. Diese Lösung ist nach dem Abfiltrieren ungelöster Unreinigkeiten hellgelb und klar. Sie

kommt dadurch zustande, daß sich bei dem Lösevorgang die Schwefelbröckchen in Moleküle zerteilen. Die Schwefelmoleküle sind dann zwischen die Moleküle der Flüssigkeit eingelagert. Da Moleküle so klein sind, daß man sie auch mit Hilfe des Mikroskopes nicht erkennen kann, muß die Lösung klar durchsichtig erscheinen. Beim Stehenlassen der Lösung verdunstet der Schwefelkohlenstoff, und der gelbe feste Schwefel scheidet sich wieder aus. Der Schwefel hatte also durch das Lösen einen anderen Zustand angenommen, sich aber als Stoff nicht verändert.

Wie den Schwefel, so kann man auch viele andere Stoffe in geeigneten Flüssigkeiten lösen. Beispiele: Salz, Soda und Zucker in Wasser, Fett in Benzin (Entfernung von Fettflecken), Schellack in Spiritus (Politur der Tischler oder Schreiner).

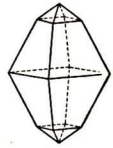


Abb. 2. Kristallform des Schwefels

Aus der Lösung scheidet sich der Schwefel in Kristallen ab, die die Form einer Doppelpyramide mit rautenförmiger (rhombischer) Grundfläche haben (Abb. 2). Zur Erklärung der Kristallbildung stellen wir uns vor, daß die in der Flüssigkeit verteilten Schwefelmoleküle sich regelmäßig zusammenlagern, wenn durch Verdunsten die Menge des Lösungsmittels zu klein wird, um den Schwefel noch vollständig in Lösung zu halten.

§ 4. Zusammenfassung

In der durchgeführten Untersuchung haben wir eine ganze Reihe von Eigenschaften festgestellt, die für den Stoff Schwefel kennzeichnend sind. Vor allem wichtig sind solche, die sich wie die Dichte und der Schmelzpunkt nach Maß und Zahl angeben lassen. Zusammenfassend beschreiben wir den Schwefel als einen festen, gelben Stoff, der spröde ist und bei Zimmertemperatur die Dichte 2,07 g/cm³ hat. Sein Schmelzpunkt ist 114° C, sein Siedepunkt 444,6° C. Er ist in Schwefelkohlenstoff löslich und bildet Kristalle, die die Form einer rhombischen Doppelpyramide haben.

Es ist eine der Aufgaben des Chemikers, die Stoffe so zu beschreiben, daß sie an Hand der angegebenen Eigenschaften wiedererkannt und von ähnlichen unterschieden werden können.

B. Körper und Stoff

§ 5. Beschreibung einiger Metalle

1. *Die Farbe folgender Metalle wird festgestellt: Aluminium, Zink, Eisen, Blei, Zinn, Kupfer, Quecksilber, Silber, Gold und Platin.*
2. *Mit Ausnahme der Edelmetalle werden die vorstehenden Metalle durch Biegen und Aushämmern auf ihre Dehnbarkeit geprüft.*
3. *Durch Ritzen mit einer Nadel verschaffen wir uns einen Überblick über die Härte der Metalle.*

4. *Zur Feststellung der Schmelzbarkeit erhitzt man gleichzeitig auf einem Eisenblech Körner von Zink, Blei und Zinn, die etwa gleich weit von der Mitte des Blechs entfernt liegen.*

5. *Aluminium-, Kupfer- und Eisendraht werden in der Bunsenflamme auf ihre Schmelzbarkeit geprüft.*

Die Ergebnisse dieser Untersuchung enthält untenstehende Tabelle, in der außerdem noch die Zahlenwerte für die Dichte und die Schmelzpunkte angegeben sind. Werden, wie es hier geschieht, diese Werte ohne sonstige einengende Zusätze mitgeteilt, so beziehen sie sich auf die geläufigsten Bedingungen, die ohnehin jeder Unbefangene stillschweigend voraussetzen wird, nämlich die Dichte auf Zimmertemperatur und der Schmelzpunkt auf Atmosphärendruck. Kleine Abweichungen von diesen Bedingungen bewirken allerdings noch keine Änderungen der gegebenen Zahlenwerte, größere Abweichungen werden jedoch andere Werte für die Dichte und den Schmelzpunkt ergeben.

Die Eigenschaften der Metalle verändern sich oft schon durch geringe Beimengungen anderer Metalle (Legierungen) erheblich. So macht man Gold und Silber durch Kupferzusatz härter. Messing, eine Kupferzinklegierung, ist gelb.

Name	Farbe	Dehnbarkeit und Festigkeit	Härte	Dichte in g/cm³	Schmelzpunkt in °C
Aluminium	silberweiß	sehr dehnbar mittlere Festigkeit	gering	2,70	658
Zink	silberweiß	spröde wenig fest	gering	7,1	419
Eisen	grau	dehnbar sehr fest	groß	7,86	1535
Blei	grau	sehr dehnbar wenig fest	sehr klein	11,34	327
Zinn	gelblich-weiß	sehr dehnbar wenig fest	gering	7,28	232
Kupfer	rot	sehr dehnbar mittlere Festigkeit	gering	8,93	1084
Quecksilber	silberweiß	—	—	13,55	— 39
Silber	silberweiß	sehr dehnbar mittlere Festigkeit	gering	10,50	960
Gold	gelb	sehr dehnbar mittlere Festigkeit	gering	19,3	1063
Platin	grauweiß	dehnbar fest	mittel	21,4	1773

§ 6. Zusammenfassung

Im Vorhergehenden ist öfter vom „Stoff" die Rede gewesen. Dieser Begriff soll nun schärfer gefaßt werden. Zu diesem Zwecke betrachten wir nebeneinander einen Eisenstab, ein Eisenrohr, eine Eisenplatte und eine Eisenkugel. Wenn wir nur auf ihre geometrische Form achten, sprechen wir von 4 verschiedenen Körpern. Diese 4 Körper bestehen aber aus dem gleichen Stoff: Eisen. Wollen wir einen Körper kennzeichnen, so beschreiben wir seine geometrische Gestalt, wir messen seine Ausdehnung, geben Zahl und Art seiner Begrenzungsflächen an, messen die Winkel usw. Wollen wir aber einen Stoff kennzeichnen, so geben wir Eigenschaften an, die für den Stoff eigentümlich sind, also sich nicht ändern, wenn seine Gestalt geändert wird. Ob wir die Dichte an einem Eisenwürfel oder einer Eisenkugel oder irgendeinem gänzlich unregelmäßigen Eisenbrocken ermitteln, ist gleichgültig. Wir erhalten immer denselben Wert.

Weitere Eigenschaften des Stoffes sind, wie bereits früher erkannt wurde, die Farbe, der Schmelzpunkt, der Siedepunkt. Der Chemiker hat es mit den Eigenschaften der Stoffe zu tun. Nur in einem Fall beschäftigt er sich auch mit Körpern, wenn er nämlich Kristalle beschreibt, da den meisten Stoffen, wie wir später erkennen werden, bestimmte Kristallformen zukommen.

Aufgaben zu I

1. Bestimme den Schmelzpunkt von Wachs, Stearin, Paraffin! Forme aus jedem der Stoffe eine Kugel und hänge sie in Wasser, das so lange erwärmt wird, bis die Kugel abschmilzt!
2. Vergleiche die Zustandsänderungen des Wassers mit denen des Schwefels! Welche Art von Vorgang ist die Rauhreifbildung?
3. Löse Kochsalz und Alaun in Wasser auf und lasse die Lösung eindunsten! Betrachte die entstehenden Kristalle!
4. Bilde die Kristallform des Schwefels nach durch Ausschnitzen aus einer Kartoffel!
5. Versuche an metallenen Gebrauchsgegenständen die Natur der verwendeten Metalle nach den in der Tabelle angegebenen Eigenschaften zu erkennen!
6. Gib weitere Beispiele für den Unterschied zwischen Körper und Stoff an!

II. Der Begriff des chemischen Vorgangs

A. Der Verbrennungsvorgang

§ 7. Die Verbrennung von Metallen

1. Eisendraht, Kupferblech, Magnesiumband, Silber-, Gold- und Platinblech erhitzen wir in der Flamme. In einem eisernen Löffel wird Blei geschmolzen und einige Zeit stärker erwärmt.

Beim Glühen in der Flamme überziehen sich Eisen und Kupfer mit einer spröden, schwarzen Kruste, die beim Biegen abspringt, wobei darunter das blanke Metall zum Vorschein kommt. Öftere Wiederholung lehrt, daß der Draht und das Blech dabei immer dünner werden. – Magnesium entzündet sich und verbrennt mit greller Flamme zu einem weißen bröckligen Stoff. – Auf geschmolzenem Blei bildet sich eine Haut. Schieben wir sie mit einem Draht beiseite, so bildet sich sofort ein neuer Überzug. Führen wir den Versuch mit einer kleinen Menge Blei aus und erhitzen genügend lange, so haben wir schließlich im Löffel einen gelben Stoff. – Silber, Gold und Platin (Edelmetalle) verändern sich nicht. Aus diesen Beobachtungen folgt:

Manche Metalle verbrennen beim Erhitzen in der Flamme und werden zu neuen Stoffen mit anderen Eigenschaften. Wir nennen diese neuen Stoffe die Oxyde der betreffenden Metalle.

Auch die Erfahrung des täglichen Lebens lehrt uns, daß die unedlen Metalle verbrennen: In der Schmiede bildet sich beim Glühen des Eisens eine Oxydkruste, die beim Hämmern abspringt. Der Schmied nennt das Eisenoxyd Zunder oder Hammerschlag. — Roststäbe der Feuerungen verbrennen und müssen von Zeit zu Zeit ausgewechselt werden. — Durch Ausmauern mit feuerfesten Steinen schützen wir die Teile unserer eisernen Öfen, die der Glut besonders ausgesetzt sind. — Ein kupferner Lötkolben verbraucht sich mit der Zeit, da die sich bildende Oxydkruste immer wieder abspringt oder entfernt werden muß. — Magnesium benutzt man zur Erzeugung von grellem Licht in der Photographie, auch macht man Fackeln daraus. — Beim oftmaligen Umschmelzen von Blei, wie es in den großen Druckereien erfolgt, wird immer ein kleiner Teil des Metalls zu Bleioxyd, das gesammelt und an Bleihütten zur Wiedergewinnung des Metalls verkauft wird.

Versuchen wir diese Oxydbildungen zu erklären, so tauchen drei Möglichkeiten auf: Die Flamme als solche könnte daran schuld sein, die Erhitzung allein könnte die Ursache sein und die umgebende Luft könnte beteiligt sein.

2. Wir bringen einen Eisendraht dadurch, daß wir einen genügend starken elektrischen Strom hindurchschicken, zum Glühen.

3. Ein Stückchen Blei wird in einem Prüfglas unter Paraffinöl geschmolzen. Ein Stückchen Kupferblech, das zu einem Briefchen zusammengefaltet ist, glühen wir einige Zeit. Nach dem Abkühlen falten wir es wieder auseinander.

In Versuch 2 bildet sich ebenfalls Eisenoxyd, die Art der Erhitzung ist für die Oxydbildung also nicht wesentlich. Bei Versuch 3 oxydiert sich das Blei

nicht, ebenso erleidet das Kupferblech auf seiner inneren Oberfläche keine Veränderung. Also verhindert Luftabschluß die Oxydbildung, und es ergibt sich:

Eine Verbrennung findet nur bei Anwesenheit von Luft statt.

§ 8. Die Bedeutung der Luft für die Verbrennung

1. *In einer zum Teil mit Wasser gefüllten Glaswanne hängt an einem Ständer ein Magnet mit einem Bart von Eisenpulver. Wir zünden das Eisenpulver an und stülpen eine bereit gehaltene Glasglocke darüber (Abb. 3). Das Wasser steigt in der Glocke ein Stück hoch.*
2. *An einer Waage hängt ein Magnet mit Eisenpulver. Die Waage wird ins Gleichgewicht gebracht und das Eisenpulver entzündet (Abb. 4). Das linke Ende des Waagebalkens sinkt.*

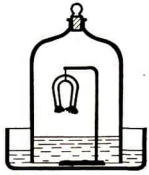


Abb. 3. Luftverbrauch beim Verbrennen des Eisens

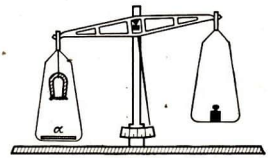


Abb. 4. Beim Verbrennen des Eisens nimmt das Gewicht zu (α = Asbestplatte)

3. *Kupferpulver, Magnesiumband und Blei werden in kleinen Porzellanschälchen gewogen und dann darin verbrannt. Nach dem Erkalten stellt man das Gewicht der Schälchen erneut fest. Gewichtszunahme!*

Versuch 1 lehrt, daß beim Verbrennen des Eisens Luft verbraucht wird. Versuch 2 und 3 lassen erkennen, daß die Metalloxyde schwerer sind als die verbrannten Metalle. Zur Erklärung nehmen wir an, daß die Oxyde zusammengesetzte Stoffe sind und die Metalle in ihnen Luftanteile gebunden haben. Der bei dem Versuch 1 verschwundene Luftteil müßte also in dem Eisenoxyd enthalten sein und es schwerer machen. Wenn diese Annahme richtig ist, dann muß es gelingen, die Oxyde wieder in ihre Bestandteile zu zerlegen. Zunächst soll aber erst der Luftverbrauch messend verfolgt werden.

§ 9. Die Zusammensetzung der Luft

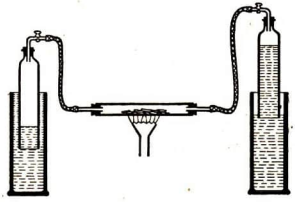


Abb. 5. Zusammensetzung der Luft

In dem schwer schmelzbaren Glasrohr der Abb. 5 befinden sich Kupferspäne, die durch einen darunter gestellten Brenner stark erhitzt werden. Das Glasrohr ist durch Stopfen verschlossen, durch deren Bohrungen kurze Glasröhrchen führen. Diese sind durch Schläuche mit zwei Glockengasometern verbunden. Der linke ent-

hält 500 cm³ Luft und befindet sich durch Eintauchen der Glocke in „Druckstellung". Im rechten ist die Glocke gehoben, der Gasometer steht also in „Saugstellung". Ist das Kupfer genügend heiß, dann werden die Hähne geöffnet, die Luft streicht über das erhitzte Metall und oxydiert es. In den rechten Gasometer gelangt ein Luftrest, dessen Menge nach dem Erkalten 400 cm³ beträgt. (Beim Ablesen der Gasometer muß außen und innen das Wasser gleich hoch stehen, damit gleicher Druck herrscht.) Hierauf wird der Stopfen der rechten Gasometerglocke herausgenommen und ein brennender Span in den Luftrest getaucht. Die Flamme erlischt.

Beim Verbrennen des Kupfers wird rund $\frac{1}{5}$ Luft verbraucht, $\frac{4}{5}$ bleiben übrig. Dieser Luftrest unterhält die Verbrennung nicht mehr. Die Luft enthält demnach zwei Bestandteile. Der, der die Verbrennung unterhält, heißt Sauerstoff, der bei der Verbrennung übrigbleibende Anteil Stickstoff. Nach unseren bisherigen Feststellungen ist die Luft also ein Gemisch aus 1 Raumteil oder rund 20% Sauerstoff und 4 Raumteilen oder rund 80% Stickstoff.

§ 10. Verbrennung einer Kerze. Asche

Das Schwererwerden der Metalle beim Verbrennen erscheint zunächst merkwürdig, da wir gewohnt sind, daß sich unsere Brennmaterialien beim Verbrennen aufzehren. Dies ist nur ein scheinbarer Widerspruch, wie folgender Versuch lehrt:

Auf der einen Seite einer Waage (Abb. 6) steht ein Kerzenstumpf, über den ein weites Glasrohr hängt. Darin liegen auf einem Sieb Natronkalkkörner. Nachdem die Waage durch aufgelegte Gewichte ins Gleichgewicht gebracht ist, wird die Kerze angezündet. Nach einiger Zeit sinkt die Waagschale, auf der die Kerze steht.

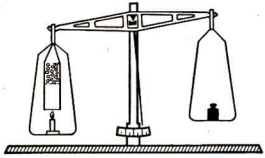


Abb. 6.
Gewicht der Verbrennungsprodukte einer Kerze

Die gasförmigen Verbrennungsprodukte der Kerze werden von dem Natronkalk festgehalten. Sie sind schwerer als die Kerzenmasse, durch deren Verbrennung sie entstanden sind. Ähnlich steht es mit anderen Brennmaterialien. Was wir Asche nennen, ist kein Oxyd des Brennstoffs, sondern unverbrennlicher, dem Brennstoff beigemengter Rückstand.

§ 11. Die Zerlegung des Quecksilberoxyds. Chemischer Vorgang

Die Vermutung, daß das Oxyd den aus der Luft verschwundenen Sauerstoffanteil enthält (s. § 8), muß noch geprüft werden. Wenn es gelingt, aus einem Oxyd Sauerstoff abzuspalten, dann ist die ausgesprochene Vermutung bestätigt. Auf einfache Weise gelingt dies beim Quecksilberoxyd, das man

durch direkte Verbrennung des Quecksilbers allerdings nur schwierig darstellen kann.

Der französische Chemiker Lavoisier erhitzte im Jahre 1774 Quecksilber 4 Tage lang nahe auf den Siedepunkt, um 3 g Quecksilberoxyd darzustellen. Heute stellt man das Oxyd auf einem Umwege über andere Quecksilberverbindungen her.

1. *In dem schwerschmelzbaren Prüfglas der in Abb. 7 dargestellten Versuchsanordnung erhitzen wir Quecksilberoxyd. Das Oxyd verschwindet restlos. An den kalten Wänden des Prüfglases setzen sich Quecksilbertröpfchen ab. In dem Zylinder wird das Wasser durch ein Gas verdrängt.*
2. *Der Zylinder wird unter Wasser mit einer Glasplatte verschlossen, herausgenommen und umgedreht. Taucht man einen glimmenden Span hinein, dann flammt er auf. Eine brennende Kerze brennt darin mit hellerem Licht weiter.*
3. *Man fängt das Gas im Gasometer auf und leitet es dann über erhitztes Kupfer, das in einer Glasröhre liegt. Das Kupfer überzieht sich mit derselben schwarzen spröden Schicht wie in Vers. 1 des § 7.*

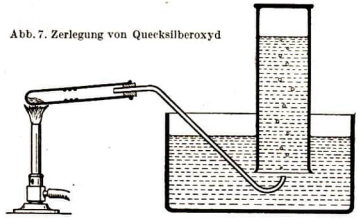


Abb. 7. Zerlegung von Quecksilberoxyd

Das rote Quecksilberoxyd zerfällt beim Erhitzen auf 400° C und höher in Quecksilber und ein farbloses und geruchloses Gas. In diesem Gas finden Verbrennungen wie in Luft statt, nur verlaufen sie etwas heftiger. Das Gas ist also wesensgleich mit dem Bestandteil der Luft, der beim Verbrennen verbraucht wird. Es ist Sauerstoff. Quecksilberoxyd besteht demnach aus Quecksilber und Sauerstoff. Seine Zerlegung schreiben wir kurz:

Quecksilberoxyd ⟶ Quecksilber + Sauerstoff.

Auch aus den anderen Metalloxyden kann man, wenn auch nicht auf so einfache Weise, Sauerstoff abscheiden. Wir nennen die Metalloxyde chemische Verbindungen. Sie enthalten alle Sauerstoff als einen Bestandteil. Oxyde sind also Sauerstoffverbindungen.

Bei den Versuchen der §§ 7–11 traten stoffliche Veränderungen auf. Die Metalle verbanden sich mit Sauerstoff zu neuen Stoffen mit völlig anderen Eigenschaften, die wir Oxyde nannten. Das Quecksilberoxyd wurde zerlegt, wobei aus ihm zwei neue Stoffe entstanden.

Vorgänge, bei denen stoffliche Veränderungen eintreten, nennt man chemische Vorgänge (Reaktionen).

Wenn bei einem chemischen Vorgang, wie z. B. der Oxydbildung, aus einfachen Stoffen ein neuer Stoff entsteht, so nennen wir auch den Vorgang eine Verbindung oder eine Synthese. Die Spaltung einer chemischen Ver-

bindung (eines zusammengesetzten Stoffes), wie z. B. des Quecksilberoxyds, heißt eine Zerlegung oder Analyse. Vorgänge, bei denen der Stoff als solcher unverändert wieder erhalten werden kann, wie z. B. beim Schmelzen, heißen physikalische Vorgänge. Mit dieser Feststellung grenzen wir das Forschungsgebiet der Physik von dem der Chemie ab.

§ 12. Atom und Molekül. Chemische Zeichen

Da man den einheitlichen Stoff Quecksilberoxyd in zwei andere Stoffe aufspalten kann, müssen wir schließen, daß die Moleküle dieses Stoffes aus kleineren Bausteinen zusammengesetzt sind. Diese Molekülteile nennt man **Atome**[1]). Im Molekül des Quecksilberoxyds sind Quecksilberatome und Sauerstoffatome vorhanden. Es muß eine Bindekraft vorhanden sein, die diese Atome im Molekül zusammenhält. Durch starkes Erhitzen wird der Zusammenhalt aber zerstört, und die Moleküle brechen auseinander.
Die Moleküle der anderen Metalloxyde bauen sich entsprechend aus Atomen der betreffenden Metalle und Sauerstoffatomen auf.
Chemische **Verbindungen** sind demnach Stoffe, deren Moleküle aus verschiedenartigen Atomen zusammengesetzt sind. Den Gegensatz dazu bilden Stoffe, die nur aus gleichartigen Atomen bestehen. Man nennt sie **Grundstoffe** oder **Elemente**[2]). Grundstoffe erkennt man daran, daß sie durch Abbau auf keinerlei Weise in verschiedenartige Stoffe aufgespalten werden können. Der Schwefel, der Sauerstoff und die reinen Metalle sind von den Chemikern als Grundstoffe erkannt worden. Die Moleküle einer Verbindung bestehen aus verschiedenartigen Atomen, die Grundstoffe sind nur aus gleichartigen Atomen zusammengesetzt.
Die Grundstoffe bezeichnet man kurz mit den Anfangsbuchstaben ihrer lateinischen Namen. So kommt dem Quecksilber das chemische Zeichen Hg zu von dem latinisierten Hydrargyrum[3]), das soviel wie flüssiges Silber bedeutet. Dem Sauerstoff schreibt man das Zeichen O[4]) zu. Man bezeichnet aber auch das Atom der Grundstoffe mit den gleichen Zeichen, so bedeutet Hg = 1 Atom Quecksilber, O = 1 Atom Sauerstoff. HgO ist die **Formel** für 1 Molekül Quecksilberoxyd. Die Zerlegung des Quecksilberoxyds wird durch folgende **chemische Gleichung** wiedergegeben:

$$HgO \longrightarrow Hg + O.$$

Bei einer „chemischen Gleichung" müssen die einzelnen Grundstoffe mit gleich viel Atomen auf beiden Seiten vertreten sein.
Beachte, daß in der Chemie den Worten Formel und Gleichung ein etwas anderer Begriffsinhalt zukommt als in der Mathematik!

---

1) átomos (griech.) = unteilbar. 2) elementum (lat.) = Grundstoff.
3) hýdor (griech.) = Wasser, árgyros (griech.) = Silber.
4) oxygenium, oxýs (griech.) = sauer, gennán (griech.) = erzeugen.

B. Der Sauerstoff

§ 13. Darstellung, Eigenschaften, Verwendung. Verbrauch bei der Atmung

Die Darstellung von Sauerstoff aus Quecksilberoxyd ist zu teuer. Billiger erhält man den Sauerstoff durch vorsichtiges (!) Erhitzen eines Gemenges von Kaliumchlorat und Braunstein oder besser von Kaliumpermanganat. Die Technik gewinnt ihn aus der Luft und bringt ihn in verdichtetem Zustand in Stahlflaschen (Abb. 8), die blaue Kennfarbe tragen, in den Handel.



Abb. 8.
Sauerstoffflasche

1. *Wir füllen einen Zylinder mit Sauerstoff, indem wir diesen durch ein Glasrohr auf den Boden des Gefäßes führen und mit einem glimmenden Span feststellen, wann der Zylinder gefüllt ist.*
2. *Eine Glaswalze (Abb. 9) wird 1. luftleer, 2. mit Sauerstoff gefüllt, 3. mit Wasser gefüllt gewogen und daraus das Gewicht von 1 l Sauerstoff berechnet.*
3. *Atemluft, die wir einige Zeit in der Lunge behalten haben, fangen wir in einem Zylinder über Wasser auf (Abb. 10). Vorsichtshalber lassen wir dabei erst die letzten Anteile der ausgeatmeten Luft in das Gefäß eintreten. In der aufgefangenen Luft erlischt ein brennender Span.*

Sauerstoff ist farblos und geruchlos. Sein Gewicht ist etwas größer als das der Luft. 1 l davon wiegt bei 0 °C und dem Druck einer Atmosphäre (gleich dem Druck einer Quecksilbersäule von 760 mm Länge; Normzustand) 1,429 g, 1 l Luft unter den gleichen Bedingungen 1,293 g. Ein glimmender Span wird von Sauerstoff entflammt, er dient deshalb zum Nachweis dieses Gases.

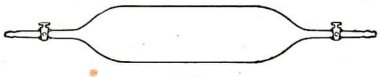


Abb. 9.
Glaswalze zum Wiegen von Gasen

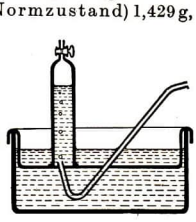


Abb. 10.
Sauerstoffverbrauch beim Atmen

Beim Atmen wird Sauerstoff verbraucht. Durch Versuche hat man festgestellt, daß Luft, die weniger als 15% Sauerstoff enthält, zur Atmung nicht mehr geeignet ist. Beim Arbeiten in Räumen, deren Luft zu wenig Sauerstoff



Abb. 11. Rettungsmann mit Sauerstoffgerät

enthält oder die sonst in starkem Maße mit unatembaren Gasen erfüllt sind, verwendet man darum Sauerstoffgeräte (Abb. 11). In diesen Geräten ist eine Stahlflasche mit verdichtetem Sauerstoff untergebracht, der je nach Größe der Flasche 1–2 Stunden für die Atmung des Trägers ausreicht.

Das Sauerstoffgerät wird bei Rettungsarbeiten im Bergwerk, zu Löscharbeiten in verqualmten Räumen, beim Befahren von Behältern, die mit giftigen oder unatembaren Gasen erfüllt sind, herangezogen. Der Arzt braucht den Sauerstoff bei Erkrankungen und Vergiftungen der Lunge. Große Mengen Sauerstoff werden zum autogenen Schweißen und Schneiden gebraucht.

Der Sauerstoff wurde 1773 erstmalig aus Braunstein von Karl Wilhelm Scheele hergestellt, etwa gleichzeitig mit dem Engländer Priestley.

§ 14. Verbrennungen in Sauerstoff. Säurebildende Oxyde. Oxydation

1. *Auf einem Ziegelstein häuft man Eisenpulver zu einem kleinen Walle, entzündet es und leitet Sauerstoff darauf.*

Eisenpulver, das an der Luft nur langsam unter Rotglut verglimmt, verbrennt in Sauerstoff mit greller Weißglut. Dabei erhält man das gleiche Oxyd, wie die Übereinstimmung in der Farbe zeigt (s. § 7). Die Glut ist so groß, daß das Eisenoxyd schmilzt.

2. *Schwefel, Phosphor und Holzkohle bringt man in langstieligen eisernen Löffelchen zur Entzündung und taucht sie dann in große mit Sauerstoff gefüllte Pulverflaschen, die unten etwas Wasser enthalten. Nach dem Versuch werden die Flaschen verschlossen. Phosphor verbrennt man auch noch unter einer Glasglocke.*

Schwefel verbrennt an der Luft mit bläulicher Flamme zu einem stechend riechenden, gasförmigen Oxyd. In Sauerstoff wird die Flamme heller und größer. Das Verbrennungsprodukt ist jedoch dasselbe. Auch bei der Verbrennung des Phosphors beobachtet man in Sauerstoff hellere Glut und eine größere Flamme als in Luft. Dabei entsteht jedesmal ein dichter weißer Rauch, der sich als fester weißer Stoff niederschlägt, wenn die Verbrennung unter der Glasglocke vorgenommen wird. Die Verbrennung der Holzkohle erfolgt sowohl in der Luft wie in Sauerstoff nur unter Aufglühen, aber ohne Flamme. Auch hier ist die Glut in Sauerstoff heller. In beiden Fällen bildet sich dasselbe gasförmige Verbrennungsprodukt.

In Sauerstoff erfolgt die Verbrennung rascher und mit höherer Temperatur als in Luft. Es entstehen aber dieselben Oxyde.

Genaue Untersuchungen haben gezeigt, daß die Moleküle dieser Oxyde in folgender Weise aufgebaut sind:
In dem Molekül des Schwefeloxyds sind ein Schwefelatom und zwei Sauerstoffatome miteinander chemisch verbunden, es wird daher richtiger Schwefeldioxyd[1]) genannt. Seine Formel wird entsprechend SO_2 geschrieben (gesprochen S O zwei).
Das Oxyd des Kohlenstoffs enthält gleichfalls in seinen Molekülen zwei Atome Sauerstoff an ein Kohlenstoffatom gebunden, es heißt deshalb Kohlendioxyd. Das chemische Zeichen C für Kohlenstoff kommt aus dem Lateinischen: carbo = Kohle; daraus wurde carboneum = Kohlenstoff. Die Formel des Kohlendioxyds lautet daher CO_2.
Im Molekül des bei unserem Versuch entstandenen Phosphoroxyds kommen auf zwei Phosphoratome fünf Sauerstoffatome. Es heißt daher Phosphorpentoxyd[2]). Seine Formel ist P_2O_5.

$$S + 2\,O \longrightarrow SO_2$$

$$C + 2\,O \longrightarrow CO_2$$

$$2\,P + 5\,O \longrightarrow P_2O_5$$

3. *Die nach der Verbrennung verschlossenen Flaschen von Versuch 2 werden geschüttelt. Dann gibt man etwas violette Lackmuslösung hinzu, die sich rot färbt.*
4. *Man fügt violette Lackmuslösung zu Essig, Zitronen- und Apfelsaft sowie Salzsäure. Auch hier tritt Rotfärbung ein.*

Die Oxyde des Schwefels, der Kohle und des Phosphors lösen sich in Wasser auf. Beim Schwefeldioxyd und Kohlendioxyd erkennt man dies daran, daß beim Öffnen der Flasche Luft einströmt. Das als weißer Rauch sichtbare Phosphorpentoxyd verschwindet beim Schütteln mit Wasser. Die Lösungen verhalten sich gegen Lackmusfarbstoff gerade so wie sauerschmeckende Stoffe: sie röten Lackmus. (Um den Geschmack der Salzsäure zu prüfen, muß man diesen stark ätzenden Stoff weitgehend verdünnen: 5 Tropfen auf 100 cm^3 Wasser!). Die Lösungen unserer Oxyde enthalten Säuren, die schweflige Säure, Phosphorsäure und Kohlensäure heißen.
Von der Eigenschaft dieser Oxyde, mit Wasser Säuren zu liefern, hat der Sauerstoff seinen Namen (s. § 12): Von seinem lateinischen Namen Oxygenium sind die Wörter Oxyd, Oxydation und oxydieren abgeleitet.

Verbindet sich Sauerstoff mit einem anderen Stoff, so bezeichnen wir diesen Vorgang als Oxydation. Die Verbindungen des Sauerstoffs mit anderen Grundstoffen heißen Oxyde.

---

1) di (griech.) = 2. 2) pénte (griech.) = 5.

§ 15. Basenbildende Oxyde

1. *Wir betrachten die Metalle Kalium, Natrium, Kalzium und Magnesium (Vorsicht bei den drei ersten!).*
2. *Auf kleinen Porzellanschälchen werden die 4 Metalle an der Luft verbrannt. (Nur Lehrerversuch!)*
3. *Man bringt die 4 Oxyde in Wasser und prüft ihre Löslichkeit sowie ihr Verhalten gegen Lackmus!*
4. *In gleicher Weise werden Eisen- und Kupferoxyd untersucht.*

Kalium und Natrium sind silberweiße, weiche Metalle, die sich an der Luft sofort mit Oxydschichten überziehen und durch Aufbewahren unter Petroleum o. ä. vor Luft und Feuchtigkeit geschützt werden müssen. Beim Erhitzen an der Luft verbrennen Kalium mit violetter und Natrium mit gelber Flamme zu gelbweißen Oxyden. Diese Oxyde lösen sich in Wasser leicht auf. Ihre Lösungen färben Lackmus blau. Kalzium ist ein weißgraues, hartes Metall, das an der Luft beständiger ist. Kalziumspäne verbrennen beim Erhitzen mit gelbroter Flamme zu weißem Kalziumoxyd, das sich in Wasser nur schwer auflöst. Die filtrierte Lösung bläut ebenfalls Lackmus. Das silberweiße, geschmeidige Magnesium verbrennt zu weißem Oxyd, das sich in Wasser kaum merklich löst, auf feuchtes Lackmuspapier gebracht aber auch eine Blaufärbung bewirkt. Eisenoxyd und Kupferoxyd sind unlöslich und verändern Lackmus nicht.

Lösungen, die Lackmus blau färben, nennt man basisch oder auch alkalisch. Die Stoffe, die in ihnen gelöst sind, heißen Basen. Eine genauere Begriffsbestimmung können wir erst später geben.

Säuren röten, Basen bläuen Lackmus.

Lackmus ist der Farbstoff von Lackmusflechten (Azoren, Kanarische und Kapverdische Inseln). Die Farbstoffe des Rotkrauts, des Veilchens und der Heidelbeere verhalten sich ähnlich.

§ 16. Entzündungstemperatur. Verbrennungswärme

1. *Gelber Phosphor (Vorsicht!) entzündet sich beim Reiben auf einem Brettchen. (Nur Lehrerversuch!)*
2. *Auf Phosphor, der in einem Becherglas unter Wasser liegt, werden Sauerstoffblasen geleitet. Das Wasser wird allmählich erwärmt. Schließlich entzündet sich der Phosphor. Ein eingetauchtes Thermometer zeigt dann rund 60° C.*
3. *Schwefelkohlenstoff, der sich in einem Schälchen befindet, kommt bereits zur Entzündung, wenn man einen heißen, noch nicht glühenden Draht darüber hält. Benzin läßt sich durch einen rotglühenden Draht nicht zur Entzündung bringen.*

4. Ein Körnchen Schwefel wird auf einem Porzellandeckel erhitzt. Der Schwefel entzündet sich, lange bevor der Deckel anfängt zu glühen.

Um den Verbrennungsvorgang einzuleiten, ist es notwendig, daß der zu verbrennende Stoff zunächst einmal auf eine bestimmte Temperatur erhitzt wird. Diese Entzündungstemperatur liegt für verschiedene Stoffe verschieden hoch (Phosphor rd. 60°C, Schwefelkohlenstoff rd. 100°C, Schwefel rd. 250°C, Holz 180 bis 300°C, Steinkohle 150 bis 250°C, Koks 500 bis 700°C). Die Tatsache, daß Benzindämpfe selbst durch einen rotglühenden Draht nicht entzündet werden, berechtigt uns allerdings noch nicht, die Gefahren zu unterschätzen, die beim unvorsichtigen Umgehen mit Benzin und ähnlichen leicht brennbaren Flüssigkeiten vorhanden sind. Die Temperatur einer Streichholzflamme ist weit höher als die eines rotglühenden Drahtes und der kleine Funke, der beim Öffnen eines elektrischen Schalters entsteht, hat sogar eine Temperatur von über 2000°C.

Bei dem Verbrennungsvorgang wird Wärme frei, so daß die Verbrennungstemperatur oft wesentlich über die Entzündungstemperatur ansteigt. Besonders hoch ist die Verbrennungstemperatur in reinem Sauerstoff, weil hier keine Wärme verbraucht wird, um den in der Luft gleichfalls vorhandenen Stickstoff zu erwärmen. Da außerdem die Verbrennung rascher erfolgt, kann auch an die Umgebung weniger Wärme abgegeben werden. Die bei der Verbrennung frei werdende Wärmemenge nennt man Verbrennungswärme.

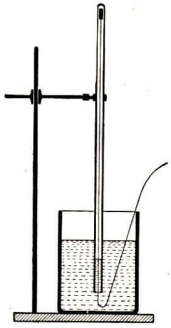


Abb. 12. Phosphor in einer abgeschlossenen Luftmenge

5. Gelber Phosphor leuchtet im Dunkeln.

6. In einer Glasröhre wird eine gewisse Luftmenge mit Wasser abgesperrt (Abb. 12). In den Luftraum bringt man ein Phosphorstäbchen. Nach einiger Zeit hat der Phosphor $\frac{1}{5}$ der Luftmenge verbraucht.

7. Ein erbsengroßes Stück gelben Phosphors löst man in Schwefelkohlenstoff und gießt die Lösung auf Holzwolle. Die Holzwolle entzündet sich nach einiger Zeit.

Gelber Phosphor oxydiert bereits bei gewöhnlicher Temperatur. Dabei ist im Dunkeln ein Leuchten zu beobachten[1]). Diese Oxydation ist ebenfalls mit Wärmeentbindung verknüpft, durch die die Temperatur des Phosphors so hoch steigen kann, daß er sich von selbst entzündet. Sicher tritt diese Selbstentzündung ein, wenn der Phosphor sich aus einer Lösung in feiner Verteilung abscheidet und so der Luft eine große Oberfläche bietet (Vers. 7). Gelber Phosphor muß unter Wasser aufbewahrt werden.

1) phósphoros (griech.) = Lichtträger.

C. Die Sulfide

§ 17. Eisensulfid. Gemisch und Verbindung

1. *In einem Prüfglas werden 2 Raumteile Schwefelpulver mit 1 Raumteil Eisenpulver durch Schütteln gemischt. Unter dem Mikroskop sieht man nebeneinander Eisen- und Schwefelkörnchen.*
2. *Eine kleine Menge von dem Gemisch schüttelt man im Prüfglas mit Wasser unter Zugabe von etwas Brennspiritus und läßt absetzen. Oben auf der Flüssigkeit schwimmt dann ein Schaum, dessen Luftblasen den Schwefel tragen. Der Bodensatz besteht aus Eisen (Schwimmaufbereitung).*
3. *Mit Hilfe einer magnetischen Stricknadel kann aus dem Schwefel-Eisen-Gemisch Eisenpulver herausgezogen werden. Die mitgerissenen Schwefelteilchen fallen durch leichtes Klopfen ab.*
4. *Etwas Gemisch wird mit Schwefelkohlenstoff geschüttelt und die Flüssigkeit dann filtriert. Der Schwefel löst sich und kann aus dem Filtrat zurückgewonnen werden, während das Eisenpulver auf dem Filter zurückbleibt.*

Das Schwefel-Eisen-Gemisch besteht aus verschiedenartigen Teilchen, es ist inhomogen. Man kann es auf mannigfache Weise trennen.

5. *Den noch nicht verbrauchten Teil des Gemisches erhitzt man im Prüfglas. Wir beobachten ein Aufglühen, das von selbst durch das Stoffgemenge fortschreitet.*
6. *Der in Versuch 5 erhaltene schwarze Kuchen wird nach dem Erkalten fein gepulvert und nach Versuch 1, 2, 3, 4 untersucht.*

Nach dem Durchglühen ist eine Trennung in Eisen und Schwefel mit den vorher angewendeten Verfahren nicht mehr möglich. Das Reaktionsprodukt zeigt unter dem Mikroskop nur gleichartige Körner, es ist also einheitlich oder homogen. Nach dem Durchglühen haben wir in dem Prüfglas demnach kein Gemisch der beiden Stoffe Schwefel und Eisen mehr, sondern eine chemische Verbindung. Die Eigenschaften der ursprünglichen Stoffe sind verschwunden. Wie bei der Oxydbildung ist ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften entstanden. Er heißt Schwefeleisen oder Eisensulfid[1]) und hat die Formel FeS[2]).

$$Fe + S \longrightarrow FeS.$$

Bei seiner Entstehung wurde ebenfalls wie bei der Oxydbildung Wärme frei. Wir nennen sie die Bildungswärme des Eisensulfids.

---

1) sulfur (lat.) = Schwefel. 2) ferrum (lat.) = Eisen.

§ 18. Weitere Sulfide. Chemische Verwandtschaft (Bindekraft)

1. Im senkrecht eingespannten Prüfglas lassen wir Schwefel sieden und tauchen einen Kupferblechstreifen in den Schwefeldampf.

2. Ein Gemenge von Zinkstaub (6 g) und Schwefelpulver (3 g) erhitzen wir auf einem Eisenblech.

3. Im Mörser wird ein Tröpfchen Quecksilber mit etwas Schwefelpulver verrieben.

Kupfer verbindet sich mit Schwefel unter Aufglühen zu blauschwarzem, sprödem Kupfersulfid. Zinkstaub und Schwefelpulver liefern beim Erhitzen unter heftigem Aufglühen weißes pulverförmiges Zinksulfid. Beim Zusammenreiben von Schwefel und Quecksilber bildet sich schwarzes Quecksilbersulfid. Für die entstandenen Sulfide hat man folgende Formeln gefunden: Cu_2S, **ZnS**, **HgS**. Während also im Molekül des Kupfersulfids auf 2 Kupferatome[1]) 1 Atom Schwefel kommt, ist das Atomzahlenverhältnis in den beiden anderen Sulfiden 1:1.

$$2\,Cu + S \longrightarrow Cu_2S \qquad Zn + S \longrightarrow ZnS \qquad Hg + S \longrightarrow HgS.$$

Die Sulfidbildung ist wie die Oxydbildung ein chemischer Vorgang, und zwar ein Aufbau. Die Sulfide sind Verbindungen von Schwefel mit Metallen.

Die Kraft, mit der die Grundstoffe in chemischen Verbindungen einander festhalten (s. § 12), wird oft als chemische Verwandtschaft oder Bindekraft bezeichnet. Die Bindekraft ist bei verschiedenen Verbindungen verschieden groß. So bindet augenscheinlich Quecksilber den Sauerstoff weniger fest als Kupfer, Eisen und Magnesium, denn Quecksilberoxyd können wir ziemlich leicht wieder zerlegen. Das Magnesium dagegen muß eine große Bindekraft zum Sauerstoff haben, da es sich sehr heftig mit ihm vereinigt. Für die Größe der Bindekraft gewinnt man einen Anhalt, wenn man versucht, die Verbindung zu zerlegen. Auch läßt die größere oder geringere Heftigkeit, mit der zwei Stoffe aufeinander wirken, eine Schätzung zu.

§ 19. Die Sulfidmineralien. Der Begriff des Minerals

1. Wir betrachten Stücke von Bleiglanz, Eisenkies, Kupferkies und Zinkblende und vergleichen sie mit Granit und Sandstein.

Granit baut sich aus verschieden aussehenden Körnern auf. Sandstein läßt Quarzkörner und ein Bindemittel erkennen. Beide Gesteine sind also in-

1) cuprum (lat.) = Kupfer.

homogen. Bleiglanz (Abb. 13), Eisenkies, Kupferkies und Zinkblende dagegen lassen einen Aufbau aus verschiedenartigen Bestandteilen nicht erkennen. Es sind homogene Stoffe. Sie kommen in der Natur vor. Wir nennen sie Mineralien. Gesteine sind dagegen meist Mineralgemische.



Abb. 13. Bleiglanz

Mineralien sind homogene Stoffe der unbelebten Natur.

2. *Beim Erhitzen von kleinen Mengen der gepulverten sulfidischen Mineralien in schwach geneigten, beiderseits offenen Glasröhren entweicht Schwefeldioxyd.*

3. *Mit dem Lötrohr erzeugt man durch Einblasen von Luft in die leuchtende Gasflamme eine heiße Stichflamme. Damit wird ein Bleiglanzkorn, das in der Vertiefung einer Holzkohle liegt, stark erhitzt. Die Kohle überzieht sich um das Korn herum mit gelbem Bleioxyd. Nach Zugabe von etwas wasserfreier Soda wird aufs neue erhitzt, wodurch ein Bleikorn entsteht.*

4. *Eisenkies und Kupferkies werden vor dem Lötrohr auf Kohle erhitzt. Man erhält eine graue Masse oder Kügelchen, die vom Magneten angezogen werden (Eisennachweis).*

5. *Die aus Kupferkies erhaltene Kugel befeuchten wir mit Salzsäure und bringen sie auf einer Magnesiarinne in die Flamme. Das gleiche machen wir mit einem Kupferstückchen. Beide Male wird die Flamme grün gefärbt (Kupfernachweis).*

6. *Im Prüfglas wird etwas Zinnober mit Eisenpulver erhitzt. An der Wand scheiden sich Quecksilbertröpfchen ab.*

Versuch 2 lehrt, daß die untersuchten Mineralien Schwefel enthalten. Es sind Sulfide, die beim Erhitzen an der Luft oxydiert werden, wobei Schwefeldioxyd entsteht. Die Versuche 3–6 geben uns Aufschluß über die Metalle, die in diesen Sulfiden stecken.

Bleiglanz ist Bleisulfid, **PbS**, Eisenkies ist Eisendisulfid. Sein Molekül weist doppelt soviel Schwefel auf wie das künstlich bereitete Eisensulfid. Seine Formel ist demnach FeS_2. Kupferkies enthält gleichzeitig Eisen, Kupfer und Schwefel, $CuFeS_2$. Zinkblende ist Zinksulfid, **ZnS**, Zinnober besteht aus Quecksilbersulfid, **HgS**.

Zur Unterscheidung und Wiedererkennung der Mineralien reicht oft schon die Ermittlung einiger äußerer Kennzeichen aus. Wir untersuchen sie deshalb auf Farbe, Glanz, Strich, Härte, Spaltbarkeit und Kristallform. Den Strich erhält man, wenn man das Mineral auf einer rauhen Porzellanfläche

reibt. Die Härte ergibt sich durch die Ritzprobe auf die Mineralien der Mohsschen Härteskala. Sie hat 10 Stufen:

1 Talk	5 Apatit	9 Korund
2 Steinsalz	6 Feldspat	10 Diamant
3 Kalkspat	7 Quarz	
4 Flußspat	8 Topas	

Oft kann man eine einfachere Skala benutzen: Fingernagel bis Härte 2, Kupfermünze bis 3, Messerklinge bis 5. Mineralien, die härter als 6 sind, geben am Stahl Funken.

Spaltbar ist ein Mineral, wenn es beim Zerdrücken Bruchstücke liefert, die ganz oder teilweise von ebenen spiegelnden Flächen begrenzt sind. Die meisten Mineralien kommen nur vereinzelt in guten Kristallen vor, so daß wir dieses Merkmal nicht allzuoft verwenden können.

7. *Wir stellen die eben erwähnten Merkmale an unseren Sulfidmineralien fest und ordnen die Ergebnisse in eine Tabelle ein:*

Kennzeichen der Sulfidmineralien

Name	Farbe	Glanz	Strich	Härte	Spaltbarkeit
Bleiglanz	bleigrau	metallisch	schwarz	2–3	würfelig
Eisenkies (Pyrit)	messinggelb	metallisch	schwarz	6	nicht vorhanden
Kupferkies	messinggelb	metallisch	grünschwarz	3–4	nicht vorhanden
Zinkblende	braun in verschiedenen Tönen	diamantartig	gelbweiß	3–4	vollkommen
Zinnober	rot	diamantartig	rot	2	vorhanden

§ 20. Die Aufgabe der Chemie

Die Chemie ist ein Glied der Naturwissenschaft. Unser Wissen von der Natur ist im Laufe der Zeit so umfangreich geworden, daß eine immer stärkere Aufspaltung in einzelne naturwissenschaftliche Forschungsgebiete unvermeidlich wurde. Mineral- und Gesteinskunde erforschen den stofflichen Bestand der Erdrinde. Die Erdgeschichte oder Geologie sucht das Werden und Vergehen der Erde, insbesondere in ihren zugänglichen Teilen, zu ergründen. Die Biologie müht sich um die Erforschung der Lebensvorgänge. Physik und Chemie dringen mit Hilfe des Versuchs oder Experiments, bei dem Naturerscheinungen zum Zweck ihrer Untersuchung willkürlich zum Ablauf gebracht werden, in das Wesen der Naturvorgänge ein. Dabei beschäftigt sich die Chemie mit solchen Vorgängen, bei denen eine stoffliche Veränderung auftritt, während Vorgänge, die ohne stoffliche Umwandlung verlaufen, in das Aufgabengebiet der Physik gehören. Keines der

Teilgebiete der Naturwissenschaft, die im Vorgehenden längst nicht alle aufgezählt wurden, kann der anderen entraten und ohne sie ein selbständiges Ganzes bilden. Wir müssen uns deshalb daran gewöhnen, die einzelnen Wissensgebiete als Teile eines Ganzen, der Wissenschaft von der Natur, zu sehen.

Die Stoffe, mit denen sich die chemische Forschung beschäftigt, entstammen letzten Endes der Natur. Die Gesteinshülle, die Wasserhülle und die Lufthülle der Erde sowie der pflanzliche und tierische Körper liefern die Ausgangsstoffe für die chemische Arbeit. Aus diesen naturgegebenen Stoffen formt dann der Chemiker durch Abbau und Aufbau die große Fülle der künstlichen Stoffe. Insgesamt geht die Zahl der heute bereits bekannten natürlichen und künstlichen Stoffe in die Hunderttausende.

Aufgaben zu II

1. Zinkblech von 2 cm^2 Größe wird auf einem dünnen Eisenblech geschmolzen und weiter erhitzt. Dabei ist mit einem eisernen Nagel so lange in der Schmelze zu rühren, bis das Metall vollkommen verbrannt ist.
2. Laß eine kleine Messerspitze voll Magnesiumpulver in die schräg gehaltene Bunsenflamme fallen (Blitzlicht)! Führe den gleichen Versuch mit Aluminiumpulver aus! Ebenso mit Eisenpulver! Verbrenne Blattzinn in der Lötrohrflamme!
3. Scheide mit Hilfe von glühendem Kupfer Stickstoff aus der Luft ab! In einem engen Glasrohr erhitze einen blanken Kupferdraht zum Glühen und laß Luft langsam darüber strömen! Was für Veränderungen sind wahrzunehmen?
4. Auf einer ausgeglühten Asbestscheibe breite Eisenpulver aus, erhitze von unten her mit einer Flamme, bis ein dunkler Oxydstreifen auftritt, und beobachte sein Ausbreiten über die ganze Fläche!
5. Um wieviel vom Hundert wird Eisenpulver schwerer, das an der Luft auf Asbestpappe verbrannt wird?
6. Wie lange brennt eine Kerze unter einem Becherglas von $\frac{1}{2}$ Liter Inhalt, wie lange brennen 4 Kerzen?
7. Wieviel Kubikzentimeter Sauerstoff werden aus 2 g Quecksilberoxyd entwickelt?
8. Wieviel Gramm Sauerstoff werden beim Glühen von 10 g scharf getrocknetem Braunstein im schwer schmelzbaren Prüfglas erhalten? Der Versuch ist mit einem auf Saugen gestellten Gasometer auszuführen!
9. In ein schwer schmelzbares Glasrohr von 20 cm Länge lege ein Stückchen Schwefel, führe mit dem Gebläse Luft durch das Rohr und versuche, den Schwefel durch einfaches Erhitzen zu entzünden und zu verbrennen!
10. Prüfe die Wirkung verschiedener Säuren (Zitronensaft, Essig, Apfelsaft) auf violette Pflanzenfarbstoffe (z. B. Rotrübe, Heidelbeere, Farbmalve, Veilchen usw.)!
11. Erhitze 5 g Blei und 1 g Schwefel im eisernen Löffel!

III. Gesetzmäßigkeiten bei chemischen Vorgängen

A. Die Untersuchung des Wassers

§ 21. Physikalische Eigenschaften. Lösefähigkeit für Gase und Flüssigkeiten

Wasser ist eine farblose, geruchlose und geschmacklose Flüssigkeit. Bei 0° C erstarrt und bei 100° C siedet es. Seine Dichte ist 1 g/cm³. (Genauerer Wert für reines, luftfreies Wasser bei 20°C 0,998 g/cm³, größte Dichte bei etwa 4°C 0,999 973 g/cm³).

1. *In einem Prüfglas wird frisches Wasser erwärmt. Dabei steigen Luftbläschen auf.*
2. *Erwärmt man in dem 1 l-Kolben der Abb. 14 das Wasser bis fast zum Sieden, so sammeln sich in dem Prüfglas rund 20 cm³ Luft an.*
3. *Ein Stück Kunsteis enthält zahllose Luftblasen.*

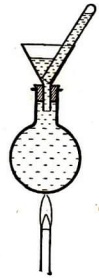


Abb. 14. Messen der in Wasser gelösten Luftmenge

Wasser löst Luft auf, die beim Erwärmen und Gefrieren ausgeschieden wird. Genaue Untersuchungen haben gezeigt, daß 1 l Wasser bei 0° C 23 cm³ Luft lösen kann. Die gelöste Luft enthält mehr Sauerstoff als die uns umgebende, nämlich 35% statt rd. 20%. Den im Wasser lebenden Pflanzen und Tieren steht daher der Sauerstoff zwar nicht in größerer Menge, dafür aber in einem höheren Reinheitsgrad als in der atmosphärischen Luft zur Verfügung.

4. *Aus einer geöffneten Selterswasserflasche entweicht ein Gas, das man gewöhnlich Kohlensäure nennt. Beim Erwärmen von abgestandenem Selterswasser entweichen weitere Kohlensäurebläschen.*
5. *In eine starkwandige Flasche füllt man abgestandenes Selterswasser, verschließt sie mit einem Stopfen, durch den ein Glasrohr geht, und verbindet sie mit einer Saugpumpe. Gasbläschen entweichen.*

Kohlensäuregas ist in Wasser löslich. Auch hier sinkt die Löslichkeit mit steigender Temperatur. Unter Druck kann mehr Kohlensäuregas gelöst werden.

6. *Verschiedene Flüssigkeiten werden auf ihre Löslichkeit in Wasser geprüft. Spiritus, Glyzerin, Essigessenz lösen sich auf, Benzin, Petroleum, Olivenöl dagegen nicht.*

Wasser ist ein Lösungsmittel für viele Flüssigkeiten und Gase.

§ 22. Lösefähigkeit für feste Stoffe. Destillation

1. *Gleiche Mengen Alaun- und Kochsalzpulver (4 g) werden in Prüfgläsern mit gleichen Wassermengen (10 cm³) geschüttelt. Dann läßt man absetzen. Vom Kochsalz löst sich eine größere Menge als vom Alaun.*

2. *Erwärmt man den Inhalt der Gläser, so löst sich Alaun vollständig. Bei Kochsalz bleibt ein Teil ungelöst. Beim Abkühlen scheidet sich wieder Alaun aus.*

3. *Entsprechende Versuche führen wir mit Kaliumchlorat, Kalisalpeter und Natronsalpeter aus.*

4. *Einige der Lösungen werden in Porzellanschälchen über kleiner Flamme eingedampft. Der gelöste Stoff scheidet sich wieder aus.*

Wasser ist ein Lösungsmittel für viele feste Stoffe.

Eine Lösung, die keinen weiteren Stoff mehr aufnehmen kann, heißt gesättigt. Die Sättigungsmenge ist von Stoff zu Stoff verschieden. Wir unterscheiden leicht- und schwerlösliche Stoffe. Viele Stoffe sind in heißem Wasser leichter löslich als in kaltem (Abb. 15). Beim Abkühlen einer heiß-gesättigten Lösung scheidet sich ein Teil des gelösten Stoffes aus. Beim Eindampfen erhalten wir den gelösten Stoff unverändert wieder. Da das Lösen keine Stoffänderung mit sich bringt, ist es ein physikalischer Vorgang.

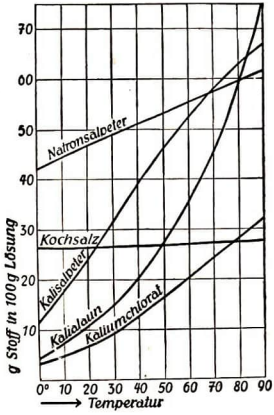


Abb. 15. Löslichkeit einiger Stoffe in Wasser bei verschiedenen Temperaturen

5. *Wir lösen einige Löffel von Salmiak, Ammoniumnitrat oder kristallisiertem Kalziumchlorid in wenig Wasser. Die Lösung kühlt sich stark ab (Thermometer).*

Beim Auflösen mancher Stoffe wird Wärme verbraucht: Lösungswärme.



Abb. 16

6. *In ein zur Spitze ausgezogenes Röhrchen bringen wir einen Kristall von Kaliumpermanganat und tauchen das Röhrchen mit der Spitze in Wasser (Abb. 16). Es bildet sich eine violette Kaliumpermanganatlösung, die in Schlieren nach unten sinkt.*

Die Kaliumpermanganatlösung hat eine größere Dichte als Wasser. Dies ist allgemein bei wäßrigen Lösungen fester Stoffe der Fall. Die Tabelle auf S. 27 belegt das für Kochsalz und Zucker (bei 15° C).

Dichte der Lösungen von Kochsalz		Zucker	
Dichte in g/cm³	% Salz	Dichte in g/cm³	% Zucker
1,007	1	1,003	1
1,036	5	1,039	10
1,073	10	1,082	20
1,111	15	1,129	30
1,151	20	1,178	40
1,192	25	1,232	50
1,204	26,4[1])	1,289	60
		1,350	70

7. *In einem Destillierkolben (Abb. 17) wird eine (blaue) Kupfervitriollösung zum Sieden gebracht. Der Dampf strömt durch einen Kühler. Das Kühlwasser, das den Mantel durchfließt, kühlt den Dampf ab, so daß er sich zu Wasser verdichtet. Dieses Wasser ist farblos.*

8. *Der Versuch wird mit Kochsalzlösung wiederholt und das durch Verdichten des Dampfes erhaltene Wasser auf seinen Geschmack geprüft. Es schmeckt nicht salzig.*

Beim Sieden einer wäßrigen Lösung verdampft nur das Wasser, der gelöste Stoff bleibt zurück. Durch Verdampfen und Wiederverdichten (Destillieren oder Umsieden) kann man aus einer wäßrigen Lösung reines Wasser erhalten.

9. *Mineralwasser, Leitungswasser, Bach- oder Flußwasser und Regenwasser werden auf Uhrgläsern eingedampft. Bei Regenwasser bleibt kein Rückstand, wohl aber bei den anderen Wässern. Die meisten gelösten Stoffe enthält das Mineralwasser.*

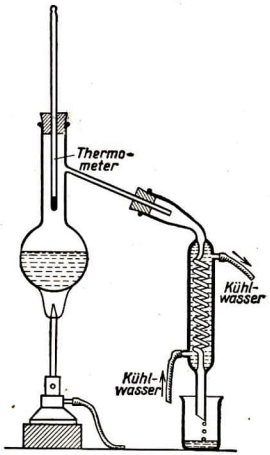


Abb. 17. Gerät zum Destillieren

Natürliche Wässer enthalten oft gelöste Bestandteile (Kesselstein). Will der Chemiker für seine Untersuchungen ganz reines Wasser haben, so reinigt er

1) gesättigte Lösung.

das Leitungswasser durch Destillieren und benutzt dann dieses destillierte Wasser.

10. Wasserfreies Kalziumchlorid, Pottasche, Ätznatron läßt man auf Uhrgläsern einige Tage an der Luft liegen. Sie ziehen Feuchtigkeit aus der Luft an und zerfließen.

Manche Stoffe nehmen den in der Luft stets enthaltenen Wasserdampf auf und lösen sich darin. Man nennt sie hygroskopisch[1]). Der Chemiker benutzt sie z. B. in sog. Trockenröhren (Abb. 18) zum Trocknen von Gasen.

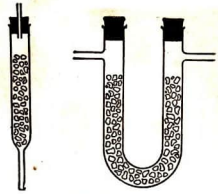


Abb. 18. Trockenröhren

§ 23. Die Zerlegung des Wassers

1. Auf dem Boden eines waagerechten Prüfglases befindet sich etwas feuchter Sand, in der Mitte des Glases steckt ein Knäuel Magnesiumband, während die Mündung durch einen Stopfen mit kurzem Ableitungsrohr verschlossen ist. Man erhitzt das Magnesium und bringt dann durch leichtes Erwärmen des Sandes Wasser zum Verdampfen. Kommt der Wasserdampf mit dem erhitzten Metall in Berührung, so glüht es stark auf, wird dabei zu einem weißen Stoff, und ein Gas entweicht, das sich entzünden läßt. Der weiße Stoff ruft auf feuchtem, rotem Lackmuspapier blaue Flecken hervor, ist also Magnesiumoxyd.

2. Der Versuch wird mit Eisenpulver wiederholt und das entweichende Gas diesmal in 2 Prüfgläsern über Wasser aufgefangen. Man verschließt die gefüllten Prüfgläser unter Wasser mit dem Daumen, nimmt sie aus dem Wasser, kehrt das eine mit der Mündung nach oben und öffnet beide gleichzeitig. Nach einer halben Minute bringt man sie an eine Flamme. In dem Glas, dessen Mündung nach unten zeigte, läßt sich ein brennbares Gas nachweisen, im anderen nicht. Dieses Gas ist also leichter als Luft. Das Eisen ist bei dem Versuch blauschwarz geworden: Eisenoxyd.

Magnesium und Eisen wirken in der Hitze auf Wasser ein, und zwar das Magnesium sehr viel heftiger als das Eisen. Dabei entweicht in beiden Fällen ein brennbares Gas, das leichter als Luft ist. Die Metalle werden gleichzeitig oxydiert. Der dazu erforderliche Sauerstoff muß aus dem Wasser stammen.

Wasser ist demnach selbst ein Oxyd.

Wir dürfen vermuten, daß das brennbare, farblose Gas auch aus dem Wasser stammt. Wasser könnte also eine Verbindung von Sauerstoff mit diesem neuen Stoff sein, den wir **Wasserstoff** (chemisches Zeichen **H**, abgeleitet von hydrogenium) nennen. Ob das stimmt, oder ob noch andere Stoffe am Aufbau des Wassers beteiligt sind, ergibt sich bei dem Versuch, aus Wasserstoff und Sauerstoff wieder Wasser herzustellen. Dazu brauchen wir größere Mengen Wasserstoff.

1) hygrós (griech.) = feucht.

§ 24. Darstellung des Wasserstoffs

Übergießt man im Prüfglas Zinkblech mit verdünnter Schwefelsäure, so entweicht ein farbloses, brennbares Gas, das leichter als Luft ist: Wasserstoff.

Bei der Einwirkung von Zink auf Schwefelsäure entsteht Wasserstoff. Zur Gewinnung größerer Mengen benutzt man im Laboratorium den einfachen Gasentwickler (Abb. 19) oder den Kippschen Apparat (Abb. 20). Dieser hat den Vorteil, daß er stets gebrauchsfähig ist. Öffnet man seinen Hahn, so gelangt die Säure zum Zink in der mittleren Kugel, Wasserstoff bildet sich. Schließt man den Hahn, so verdrängt das noch weiter entstehende Gas die Säure in die untere und von da in die obere Kugel, die Gasentwicklung hört auf.



Abb. 19. Einfacher Gasentwickler

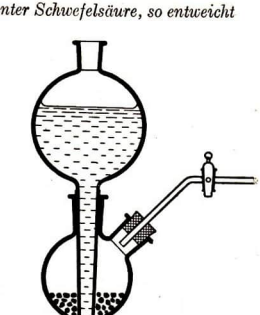


Abb. 20. Kippscher Gasentwickler

§ 25. Eigenschaften des Wasserstoffs

1. *An einer Waage hängt ein Becherglas mit der Mündung nach unten. Die Waage wird ins Gleichgewicht gebracht. Dann leitet man von unten her Wasserstoff in das Becherglas. Die Schale mit den Gewichten sinkt.*
2. *Seifenblasen und ein Gummiballon werden mit Wasserstoff gefüllt. Sie steigen in der Luft hoch.*
3. *Man füllt 3 Prüfgläser zu $\frac{2}{5}$, $\frac{1}{2}$ und $\frac{1}{3}$ mit Wasser, ersetzt dann das Wasser durch Wasserstoff und entzündet den Inhalt. Mit pfeifendem Knall, der beim letzten Glas am stärksten ist, explodiert das Wasserstoff-Luftgemisch.*
4. *Wir füllen Seifenblasen mit einem Wasserstoff-Sauerstoffgemisch (Vorsicht!), entfernen den Gasbehälter und entzünden die Blasen. Es entsteht ein ohrenbetäubender Knall. (Nur Lehrerversuch!)*

Wasserstoff ist ein sehr leichtes Gas. 1 l wiegt im Normzustand (s. § 13) nur 0,089 g, das ist $\frac{1}{14}$ des Litergewichts der Luft. Wasserstoff-Luftgemische und in noch höherem Maße Wasserstoff-Sauerstoffgemische explodieren mit größter Heftigkeit, wenn man sie entzündet. Man nennt ein solches Gemisch Knallgas.

Bei Versuchen mit Wasserstoff ist stets an die Möglichkeit der Knallgasbildung zu denken. Soll Wasserstoff erhitzt oder entzündet werden, so muß unbedingt vorher die Knallgasprobe gemacht werden. Dazu läßt man den zu untersuchenden Wasserstoff von unten her in

ein Prüfglas strömen und bringt dieses dann an eine entfernt stehende Flamme. Solange sich der Inhalt mit pfeifendem Ton entzündet, ist der Wasserstoff noch nicht luftfrei.

5. *Man entzündet Wasserstoff, der aus einem Glasrohr, aus einem Metallrohr und aus einem Speicksteinbrenner ausströmt.*

Die Wasserstoffflamme ist fast unsichtbar. Brennt aber das Gas aus einem Glasrohr, so wird seine Flamme durch einen Bestandteil des Glases gelb gefärbt.

§ 26. Die Synthese des Wassers. Grundstoffe und Verbindungen

Unter einem Trichter (Abb. 21) brennt eine Wasserstoffflamme. Die Verbrennungsprodukte werden durch ein U-Rohr gesaugt, das von außen mit Wasser gekühlt wird. In dem U-Rohr sammelt sich nach einigen Minuten Wasser an. Entnimmt man den Wasserstoff einem Gasentwickler, so muß er vor dem Verbrennen getrocknet werden (Trockenrohr Abb. 18).

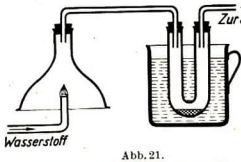


Abb. 21.
Wasserbildung beim Verbrennen von Wasserstoff

Beim Verbrennen von Wasserstoff entsteht Wasser, das demnach nur aus Wasserstoff und Sauerstoff zusammengesetzt ist.

Wasser ist ein Oxyd des Wasserstoffs.

In § 23 wurde die Zerlegung des Wassers durchgeführt. Sie ergab als Bestandteile Wasserstoff und Sauerstoff. Der Wiederaufbau des Wassers aus diesen beiden Stoffen beweist, daß sie die einzigen Bestandteile sind. Grundsätzlich ist die Frage nach der Zusammensetzung einer Verbindung erst beantwortet, wenn es gelungen ist, den untersuchten Stoff aus den bei der Zerlegung erhaltenen Bestandteilen wieder aufzubauen.

Für das Wasser hat man die Formel H_2O gefunden. Das Wassermolekül enthält also 1 Atom Sauerstoff und 2 Atome Wasserstoff[1]).

$$2\,H + O \longrightarrow H_2O.$$

Die uns bis jetzt bekannten Stoffe können wie folgt eingeteilt werden:

Grundstoffe (Elemente)		Verbindungen			
Nichtmetalle:	Metalle:	Oxyde:		Sulfide:	
Wasserstoff ... H	Natrium ... Na	Wasser	H_2O	Eisensulfid	FeS
Sauerstoff .... O	Kalium .... K	Schwefeldioxyd ...	SO_2	Kupfersulfid ...	Cu_2S
Schwefel ..... S	Kalzium ... Ca	Phosphorpentoxyd .	P_2O_5	Zinksulfid	ZnS
Kohlenstoff ... C	Magnesium . Mg	Kohlendioxyd	CO_2	Quecksilber-	
Phosphor ..... P	Zink ..... Zn	Magnesiumoxyd ...	MgO	sulfid	HgS
	Eisen ..... Fe	Kupferoxyd	CuO		
	Kupfer .... Cu	Eisenoxyd	Fe_3O_4		

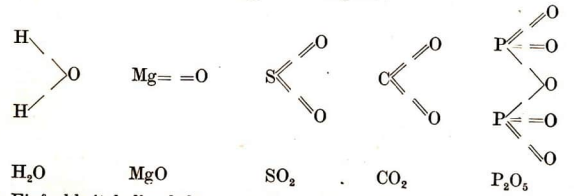
1) hydrogenium (lat.) aus hýdor (griech.) = Wasser, gennán = erzeugen.

In dieser Zusammenstellung erscheinen die Grundstoffe in zwei Gruppen eingeteilt (Metalle und Nichtmetalle), in die auch alle anderen Elemente eingereiht werden. Im ganzen gibt es 92 natürliche Grundstoffe.

§ 27. Wertigkeit

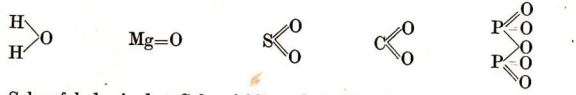
An den bisher angegebenen Formeln fällt auf, daß die Moleküle der betreffenden Verbindungen nicht immer nur je 1 Atom der beteiligten Grundstoffe enthalten. Zur Erklärung dieser Tatsache müssen wir annehmen, daß zwischen den Atomen eines Moleküls Kräfte wirken, die sie zusammenhalten. Jedes Atom besitzt eine ganz bestimmte Anzahl von Bindefähigkeiten, die im Druck und beim Schreiben einfach als Bindearme abgebildet werden. Es scheint demnach so, als wenn jedes Atom eine ganz bestimmte Anzahl von Bindearmen ausstrecken könnte, die sich in den Molekülen gegenseitig fassen. Mit den Beobachtungen steht es im Einklang, wenn man dem Wasserstoff eine Bindefähigkeit zuschreibt (H—), dem Sauerstoff zwei (O=), dem Schwefel und dem Kohlenstoff vier (S≡, C≡), dem Phosphor fünf (P≡). Über die Richtung, in der diese Bindungskräfte wirken, ist damit noch nichts ausgesagt.

Vereinigen sich die Atome miteinander zu Molekülen, so geschieht dies so, daß keine Bindungsfähigkeit frei bleibt; im Bilde muß also jeder Bindungsarm des einen Atoms einen Bindungsarm eines anderen Atoms festhalten. Mit Hilfe dieser Vorstellung können wir den Aufbau der Stoffe durch sog. **Bau-** oder **Strukturformeln** wiedergeben. Beispiele:

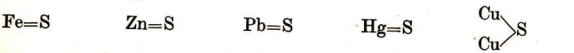


H_2O MgO SO_2 CO_2 P_2O_5

Der Einfachheit halber läßt man in diesen Darstellungen die Arme des einen Atoms mit denen des anderen verschmelzen:



Der Schwefel, der in dem Schwefeldioxyd vier Bindungsfähigkeiten betätigt, tritt in den Sulfiden nur mit zwei solchen Armen in Wirksamkeit. Die Bauformeln für einige Sulfide sind:



Auch manche andere Atome können in verschiedenen Verbindungen mit verschieden viel Bindefähigkeiten auftreten. Die Anzahl der Bindearme, die ein Atom betätigt, nennt man seine **Wertigkeit** (Valenz). So ist z. B. Wasserstoff einwertig, Sauerstoff zweiwertig, Schwefel zwei- oder vierwertig und der Phosphor drei- oder fünfwertig (vgl. Tabelle in § 33).
Aus den gegebenen Formeln von Verbindungen zweier Grundstoffe kann man meist die Wertigkeit des Grundstoffes ablesen, wenn die des anderen bekannt ist. Wenn möglich, leitet man die Wertigkeiten aus den Wasserstoff- und den Sauerstoffverbindungen ab.

§ 28. Reduktion

1. *In einem schwerschmelzbaren Glasrohr (Abb. 22) leitet man Wasserstoff über Kupferoxyd (a) und entzündet ihn (c), sobald man sich davon überzeugt hat, daß er luftfrei ist (§ 25). Wird jetzt das Oxyd erhitzt, so zeigt der Farbumschlag nach rot, daß Kupfer aus ihm entstanden ist. Gleichzeitig schlagen sich an den kalten Wänden (b) des Rohres Wassertropfen nieder.*
2. *Derselbe Versuch mit Eisenoxyd liefert fein verteiltes, dunkles magnetisches Eisen und Wasser.*

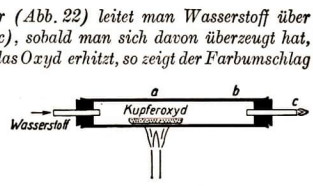


Abb. 22. Reduktion von Kupferoxyd

Wasserstoff entzieht dem Kupfer- und Eisenoxyd den Sauerstoff, wobei die Metalle frei werden.

$$CuO + 2H \longrightarrow Cu + H_2O.$$

Diesen Vorgang, der das Gegenteil der Oxydation ist, nennt man **Reduktion**[1]. Die in § 23 beschriebene Einwirkung der Metalle Magnesium und Eisen auf Wasser ist ebenfalls eine Reduktion, und zwar reduzierten die Metalle damals das Wasser (Wasserstoffoxyd). Sie wirkten dort wie der Wasserstoff als Reduktionsmittel.

$$H_2O + Mg \longrightarrow 2H + MgO.$$

Bei jeder Reduktion wird das Reduktionsmittel oxydiert, bei jeder Oxydation das Oxydationsmittel reduziert.

§ 29. Die technische Bedeutung des Wasserstoffs

a) Wasserstoff ist der leichteste aller Stoffe. 1 m³ Luft wiegt rd. 1,29 kg, 1 m³ Wasserstoff 0,09 kg.

Man hat versucht, den Wasserstoff dort, wo es nur auf sein Gewicht ankommt, durch das nicht brennbare Helium zu ersetzen, von dem 1 m³ 0,18 kg wiegt. Helium kommt in sehr kleiner Menge in der Luft vor (5 cm³ in 1 m³). Wirtschaftlich kann man es nur aus Erdgasen, die in Erdölgebieten, besonders in Amerika, hie und da dem Boden entströmen, gewinnen.

1) reductio (lat.) = Zurückführung.

b) Wasserstoff liefert, wenn er mit reinem Sauerstoff verbrannt wird, sehr hohe Temperaturen (über 2000° C). Im „Autogenbrenner" dienen die beiden Gase zum Schweißen und Schneiden von Metallteilen (Eisen, Aluminium u. a.). Beim autogenen Schweißen (Abb. 23) werden die Werkstücke ohne fremdes Lot miteinander verschmolzen. Beim Schneiden (Abb. 24) des Eisens handelt es sich um ein Durchschmelzen und Durchbrennen (Sauerstoffüberschuß) des Metalls.



Abb. 23. Schweißbrenner für Azetylen (rechts die Gaszufuhr)

Wasserstoff wird wie Sauerstoff in Stahlflaschen zum Versand gebracht. Diese sind, um Verwechslungen zu vermeiden, rot angestrichen und haben am Anschlußstutzen Links gewinde. In den Autogenbrennern werden Wasserstoff und Sauerstoff erst kurz vor dem Austritt in die Flamme in einer Mischkammer zusammengeführt. Das Gemenge strömt dann durch einen engen Kanal mit so großer Geschwindigkeit aus, daß die Flamme nicht zurückschlagen kann. An Stelle von Wasserstoff benutzt man vielfach das billigere und noch heizkräftigere Azetylengas. Durch Schweißen können zerbrochene Maschinenteile oft auf einfache Art wieder gebrauchsfähig gemacht werden.

Wenn man Verbindungen durch Schweißen statt durch Nieten herstellt, so erreicht man eine erhebliche Einsparung an Werkstoff.

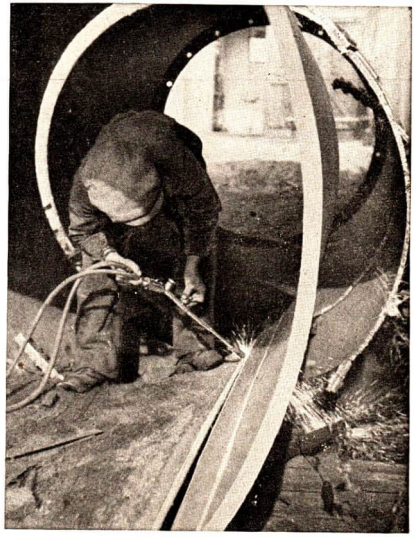


Abb. 24. Autogenes Schneiden

c) In sehr großer Menge wird Wasserstoff zur Herstellung von Ammoniak, Stickstoffdüngern und neuerdings von Treibstoffen gebraucht.

Wasserstoff wurde 1766 von dem Engländer Lord Cavendish als besondere Gasart erkannt. 1783 benutzte ihn der Franzose Charles zur Füllung eines Luftballons. In den letzten zwei Jahrzehnten ist er zu einem der wichtigsten Rohstoffe der chemischen Großindustrie geworden.

B. Die chemischen Grundgesetze

§ 30. Das Gesetz von der Erhaltung des Gewichts

Im § 8 haben wir aus der Gewichtszunahme beim Verbrennen des Eisens gefolgert, daß ein anderer Stoff sich mit dem Eisen verbunden hat. Weitere Untersuchungen haben diese Vermutung dann bestätigt. Wir haben bei dieser Folgerung stillschweigend vorausgesetzt, daß eine Gewichtszunahme nur durch Hinzutritt eines anderen Stoffes möglich ist, daß das Eisen selbst aber sein Gewicht dabei nicht ändert. Das ist aber keineswegs selbstverständlich.

Als erster hat der russische Chemiker M. W. Lomonossow dieses Problem mit aller Schärfe erkannt und untersucht. Im Jahre 1756 verbrannte er in einem zugeschmolzenen Glase Zinn zu Zinnoxyd und stellte fest, daß das Gewicht des Gefäßes mit Inhalt sich dabei nicht änderte.

Den gleichen Versuch machte 18 Jahre später, ohne Kenntnis von den Arbeiten Lomonossows zu haben, der Franzose Lavoisier (s. § 11) und kam zu dem gleichen Ergebnis wie Lomonossow, nämlich daß trotz der chemischen Reaktion das Gesamtgewicht der beteiligten Stoffe unverändert bleibt.

Der Versuch von Lomonossow läßt sich in folgender Weise nachahmen:

1. *In einer zugeschmolzenen Glasröhre befindet sich Kupferpulver. Man stellt das Gewicht fest und erhitzt dann, wobei sich ein Teil des Kupfers oxydiert. Nach dem Erkalten wägt man wieder. Das Gewicht hat sich nicht geändert.*
2. *In einer zugeschmolzenen Glasröhre lassen wir ein Stück dünnes Kupferblech (2 g) mit Schwefelpulver ($\frac{1}{2}$ g) reagieren. Auch hier wird durch Wägen der Röhre vor und nach dem Versuch festgestellt, daß keine Gewichtsänderung erfolgt.*

Es ist wiederholt mit aller möglichen Schärfe geprüft worden, ob bei chemischen Reaktionen eine Änderung des Gesamtgewichts der beteiligten Stoffe eintritt. Eine solche war nicht nachweisbar. Wir erkennen darin ein Naturgesetz:

Bei jedem chemischen Vorgang ist das Gesamtgewicht der Ausgangsstoffe gleich dem Gesamtgewicht der Endstoffe.

Aus der Atomvorstellung ist dieses Gesetz verständlich. Denn nach ihr findet bei chemischen Vorgängen nur eine Umgruppierung der Atome zu neuen Molekülen statt. Das Gesetz ist mithin eine Stütze für die Annahme vom Vorhandensein der Atome.

§ 31. Das Gesetz der konstanten Gewichtsverhältnisse Gemisch und Verbindung

1. *Eine einseitig zugeschmolzene starkwandige Glasröhre (Abb. 25) trägt eine Maßeinteilung und besitzt am oberen Ende zwei eingeschmolzene Platindrähte. In die Röhre werden über Wasser 2 Raumteile Wasserstoff und 1 Raumteil Sauerstoff eingefüllt und durch den elektrischen Funken entzündet (z. B. zusammen 9 cm³). (Vorsicht! Schutzscheiben!)*
2. *Derselbe Versuch wird in anderen Mengenverhältnissen (1:1, 1:3) durchgeführt. Die übrigbleibenden Gasreste untersuchen wir.*

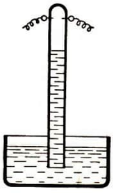


Abb. 25. Mengenverhältnis beim Aufbau des Wassers

Wenn wir ein Wasserstoff-Sauerstoffgemisch im Raumverhältnis 2:1 entzünden, so vereinigen sich die beiden Gase restlos zu Wasser, das sich dem Sperrwasser beimengt. Nehmen wir ein anderes Mischungsverhältnis, so bleibt das Gas übrig, dessen Menge über das obige Verhältnis hinausgeht.

Wasserstoff und Sauerstoff vereinigen sich nur im Raumverhältnis 2 : 1.

Mit Hilfe der Litergewichte erhalten wir daraus das Gewichtsverhältnis Wasserstoff zu Sauerstoff wie $2 \cdot 0{,}089 : 1{,}429 = 1 : 8$.

Das Gewichtsverhältnis, in dem Wasserstoff und Sauerstoff sich verbinden, ist 1 : 8.

3. *Im bedeckten Porzellantiegel erhitzt man ein genau gewogenes Stückchen Kupferblech mit einem Schwefelüberschuß 10 Minuten lang kräftig und wägt nach dem Erkalten.*

Beispiel einer Versuchsreihe (Schülerversuche):

Kupfer in g	1,003	1,300	1,201	0,984	0,996	1,634	1,425
Kupfersulfid in g . . .	1,254	1,621	1,501	1,230	1,248	2,150	1,790
% Schwefel im Sulfid .	20,0	19,8	20,0	20,0	20,2	24,0	24,0

Obgleich bei den verschiedenen Versuchen ganz verschiedene Mengen Schwefel verwendet wurden, hat das Kupfer immer nur so viel gebunden, daß der Gehalt des Kupfersulfids an Schwefel 20% betrug. Die geringen Abweichungen, die die Werte der Tabelle zeigen, sind Versuchsfehler. Je genauer nämlich die Versuche durchgeführt werden, um so besser stimmen die Ergebnisse überein. Eine völlige Gleichheit ist sehr schwer zu erreichen. Kleine Versuchsfehler müssen bei allen Messungen hingenommen werden.

Kupfer verbindet sich mit Schwefel in einem bestimmten Mengenverhältnis.

Was die Versuche lehren, entspricht einer allgemeinen Erfahrung der Chemiker:

Die Verbindungen bauen sich aus den Grundstoffen nur nach festen Gewichtsverhältnissen auf. (Gesetz der konstanten Gewichtsverhältnisse.)

Das Gesetz gibt uns auch ein Mittel an die Hand, um Gemische scharf von Verbindungen zu unterscheiden (s. §17). In Gemischen kann das Mengenverhältnis der Bestandteile geändert werden, in Verbindungen ist es unveränderlich. So können bei den oben beschriebenen Versuchen 1 und 2 Wasserstoff und Sauerstoff in beliebiger Menge miteinander gemischt werden. In die Verbindung „Wasser" treten sie aber nur im Gewichtsverhältnis 1 : 8 ein.

Das ausgesprochene Gesetz ist verständlich auf Grund der Atomvorstellung und bestätigt somit diese. Wenn nämlich 2 Wasserstoffatome und 1 Sauerstoffatom zu einem Molekül Wasser zusammentreten (s. §26), so muß das in allen Molekülen so sein, denn sonst wäre das Wasser kein einheitlicher Stoff. Das Gewichtsverhältnis, in dem Wasserstoff und Sauerstoff einander binden, ist das Verhältnis des Gewichts zweier Wasserstoffatome zu dem Gewicht eines Sauerstoffatoms.

Bemerkenswert ist, daß das Atomzahlenverhältnis im Wassermolekül dem Raumverhältnis entspricht, in dem Wasserstoff und Sauerstoff einander binden. Auch dies ist wie das Gesetz von den konstanten Gewichtsverhältnissen eine Stütze der Atomlehre.

§ 32. Das Ersatzgewicht (Äquivalentgewicht)

Nach Entdeckung des Gesetzes der konstanten Gewichtsverhältnisse war es die Aufgabe der Chemiker, diese Gewichtsverhältnisse möglichst genau zu ermitteln. Erfolgreich war dabei als erster der Schwede Jöns Jakob Berzelius (1779–1848), dessen Experimentierkunst uns in Anbetracht der damals noch sehr unvollkommenen Hilfsmittel größte Bewunderung abnötigt. Es liegt nahe, die Zusammensetzung einer Verbindung in Prozenten anzugeben. Man erhält aber übersichtlichere Zahlenreihen, wenn man einen bestimmten Grundstoff als Bezugsstoff wählt. Dazu kann der leichteste Grundstoff, der Wasserstoff, dienen. Wir fragen dann: Wieviel Gramm eines Stoffes verbinden sich mit 1 g Wasserstoff? Da die Zahl der Wasserstoffverbindungen aber kleiner ist als die Zahl der Sauerstoffverbindungen, nimmt man besser den Sauerstoff und wählt für ihn als Bezugsgewicht 8 g, d. h. die Menge, die sich mit 1 g Wasserstoff verbindet. Wir fragen also: Wieviel Gramm eines Grundstoffes verbinden sich mit 8 g Sauerstoff?

1. In einem schwerschmelzbaren Prüfglas wird eine gewogene Menge Quecksilberoxyd durch Erhitzen zerlegt und das Gewicht des entstandenen Quecksilbers festgestellt.

Beispiele:

Quecksilberoxyd in g	2,304	3,422	4,374	1,628	3,449
Quecksilber in g . . .	2,137	3,170	4,050	1,510	3,190
8 g Sauerstoff binden g Quecksilber. . . .	102,3	100,5	100,0,	102,4	98,7

Genaue Untersuchungen ergaben: 100,3 g Quecksilber.

2. Die in § 28 beschriebene Reduktion des Kupferoxyds wird mengenmäßig (quantitativ) durchgeführt. Das Oxyd liegt dabei in einem Porzellanschiffchen, das man vor und nach dem Versuch wägt.

Beispiele (Schülerversuche):

Kupferoxyd in g	1,000	1,000	1,000	0,977	0,947	1,545	1,000
Kupfer in g	0,796	0,800	0,801	0,781	0,753	1,235	0,790
8 g Sauerstoff binden g Kupfer	31,2	32,0	32,2	31,8	31,1	31,8	30,9

Genaue Versuche haben 31,8 g Kupfer ergeben.

3. In einem schwerschmelzbaren Glasrohr (Abb. 26) befindet sich ein Schiffchen mit einer gewogenen Schwefelmenge. Wir leiten Sauerstoff durch und bringen den Schwefel durch Erhitzen am rechten Ende des Schiffchens zur Entzündung. Das gebildete Schwefeldioxyd gelangt mit dem überschüssigen Sauerstoff in den Kolben K, der mit Kalilauge beschickt ist. Diese wird durch den Gasstrom in die Kugel mit hochgenommen und kommt so innig mit dem Gas in Berührung. Die Kalilauge hält das Schwefeldioxyd fest, dessen Menge sich aus der Gewichtszunahme des Kolbens ergibt.

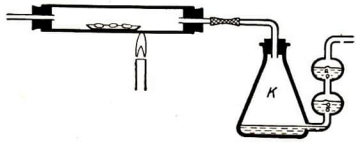


Abb. 26. Ersatzgewicht des Schwefels

Beispiele (Lehrerversuche):

Schwefeldioxyd in g	1,128	1,600	1,755	1,805	1,480	1,640
Schwefel in g	0,565	0,805	0,877	0,905	0,750	0,827
8 g Sauerstoff binden g Schwefel	8,0	8,1	8,0	8,0	8,2	8,1

Genaue Bestimmungen lieferten den Wert 8 g Schwefel.

Diese Versuche lehren uns:

1 g Wasserstoff
100,3 g Quecksilber
31,8 g Kupfer
8 g Schwefel
} binden je 8 g Sauerstoff.

Die angegebenen Mengen der verschiedenen Grundstoffe vermögen dasselbe zu leisten, sie können einander vertreten. Man nennt sie deshalb die Ersatzgewichte oder Äquivalentgewichte[1]) der betreffenden Stoffe.

1) aequus (lat.) = gleich, valére = wert sein.

Die Reduktion des Kupferoxyds können wir auch so auffassen, daß wir sagen, der Wasserstoff ersetzt in dem Oxyd das Kupfer. Der Versuch liefert das folgende Ergebnis: 1 g Wasserstoff ersetzt 31,8 g Kupfer. Das ist dieselbe Zahl wie oben, und sie muß es sein, denn 31,8 g Kupfer binden ja 8 g Sauerstoff, und wenn diese Sauerstoffmenge durch Wasserstoff gebunden werden soll, wie dies bei der Reduktion geschieht, dann ist dazu eben 1 g Wasserstoff erforderlich. Der Versuch zeigt uns aber, daß wir das Ersatzgewicht auch erhalten, wenn wir feststellen, in welchem Verhältnis die Stoffe einander ersetzen. Man hat deshalb folgende Begriffsbestimmung gegeben:

Das Ersatzgewicht eines Grundstoffes gibt an, wieviel Gramm dieses Grundstoffes 1 g Wasserstoff oder 8 g Sauerstoff binden oder ersetzen.

§ 33. Die Atomhypothese Daltons. Atomgewichte

Eine Annahme, wie die vom Aufbau der Stoffe aus Atomen, die zum Zwecke der Erklärung von Naturtatsachen gemacht wird, nennt man eine Hypothese[1]). Die Atomhypothese hat der Engländer Dalton im Jahre 1808 aufgestellt. Er machte folgende Grundannahmen:

1. Die Grundstoffe sind aus sehr kleinen Teilchen, den Atomen, aufgebaut.
2. Jedes Atom ist unteilbar.
3. Alle Atome desselben Grundstoffes sind gleich, haben also auch gleiches Gewicht.
4. Atome verschiedener Grundstoffe sind verschieden und haben verschiedenes Gewicht.

Daltons Lehre hat sich bewährt. Auf ihrer Grundlage hat die chemische Wissenschaft einen ungeahnten Aufschwung genommen. Sie ist uns heute aber keine Hypothese mehr, da die Forschungen der letzten Jahrzehnte das Vorhandensein der Atome bewiesen haben. Was einst also Annahme eines genialen Geistes war, ist jetzt Tatsache. Nicht alle Aussagen der Daltonschen Lehre haben aber heute noch Geltung.

Auf Grund physikalischer Forschungen wissen wir, daß die Atome nicht unteilbar sind, wie Dalton annahm, sondern sich aus kleineren Bausteinen aufbauen. Bei Vorgängen aber, wie sie in der Chemie betrachtet werden, bleiben die Atome erhalten, so daß auch der Begriff des Grundstoffs seine Berechtigung erhält.

Schon Dalton gab den Atomen Zeichen. Er schrieb z. B. ⊙ für 1 Atom Wasserstoff, ⓝ für 1 Atom Stickstoff, ○ für 1 Atom Sauerstoff. Berzelius führte die noch heute gültigen Zeichen ein. Zur Kennzeichnung eines Atoms benutzte er den Anfangsbuchstaben des lateinischen oder griechischen Namens, der durch einen weiteren Buchstaben ergänzt wird, wenn die Namen mehrerer Grundstoffe mit demselben Buchstaben beginnen. Die Zeichen ergeben sich aus der Tabelle S. 39.

Unter dem Atomgewicht versteht man die Zahl, die angibt, wievielmal so schwer das Atom eines Grundstoffs ist wie das Wasserstoffatom. In

1) hypóthesis (griech.) = Unterlage, Annahme.

Die wichtigsten Grundstoffe

Name	Zeichen	Wertigkeit	Atomgewicht
Aluminium	Al	3	27
Antimon (Stibium)	Sb	3 und 5	121,8
Arsen	As	3 und 5	74,9
Barium	Ba	2	137,4
Blei (Plumbum)	Pb	2 und 4	207,2
Bor	B	3	10,8
Brom	Br	1	79,9
Cerium	Ce	3 und 4	140
Chlor	Cl	1	35,5
Chrom	Cr	2, 3, 6	52
Eisen (Ferrum)	Fe	2 und 3	55,9
Fluor	F	1	19
Gold (Aurum)	Au	3	197,2
Helium	He	0	4
Jod	J	1	126,9
Kalium	K	1	39,1
Kalzium (Calcium)	Ca	2	40,1
Kobalt (Cobaltum)	Co	2 und 3	58,9
Kohlenstoff (Carboneum)	C	4	12
Kupfer (Cuprum)	Cu	2 und 1	63,6
Lithium	Li	1	6,9
Magnesium	Mg	2	24,3
Mangan	Mn	2, 3, 4, 6, 7	54,9
Natrium	Na	1	23
Nickel	Ni	2 und 3	58,7
Phosphor	P	3 und 5	31
Platin	Pt	2 und 4	195,2
Quecksilber (Hydrargyrum)	Hg	2 und 1	200,6
Radium	Ra	2	226
Sauerstoff (Oxygenium)	O	2	16
Schwefel (Sulfur)	S	2, 4, 6	32,1
Silber (Argentum)	Ag	1	108
Silizium	Si	4	28,1
Stickstoff (Nitrogenium)	N	3 und 5	14
Strontium	Sr	2	87,6
Uran	U	3, 4, 6,	238,1
Wasserstoff (Hydrogenium)	H	1	1
Wismut (Bismutum)	Bi	3	209
Zink	Zn	2	65,4
Zinn (Stannum)	Sn	2 und 4	118,7

Die Atomgewichte sind abgerundet

Gedanken würden wir also ein Atom so wiegen, daß wir es auf eine Waagschale legen und auf die andere Schale die erforderliche Zahl Wasserstoffatome als Gewichte aufbringen.

Das Atomgewicht ist demnach eine Verhältniszahl und nicht das wahre Gewicht des Atoms. Wenn 1 Atom eines Grundstoffes 1 Atom Wasserstoff bindet oder ersetzt, also einwertig ist, so ist sein Atomgewicht gleich seinem Ersatzgewicht. Wenn es 2 Atome Wasserstoff bindet oder ersetzt, ihm demnach die Wertigkeit 2 zukommt, dann ist das doppelte Ersatzgewicht sein Atomgewicht. Entsprechendes gilt, wenn die Wertigkeit noch höhere Beträge aufweist. Beispiele:

	H_2O	CuO	SO_2
Ersatzgewichte:	1 : 8	31,8 : 8	8 : 8
Atomgewichte:	O = 16	Cu = 63,6	S = 32

Es besteht also die Beziehung:

Atomgewicht = Ersatzgewicht × Wertigkeit

Das Ersatzgewicht kann, wie in § 32 gezeigt wurde, durch messende Versuche ermittelt werden. Aus ihm erhält man dann das Atomgewicht nach obiger Formel. Wie man die Wertigkeit ermittelt, kann erst später dargelegt werden.

Erwähnt sei, daß auch die Moleküle der Grundstoffe oft aus mehreren Atomen bestehen. Doch handelt es sich dabei um Atome gleicher Art. Darauf kann aber erst später eingegangen werden.

Wir kennen heute auch das wirkliche Gewicht eines Atoms. Betrachten wir so viel Gramm eines Grundstoffes, wie die auf Seite 39 als Atomgewichte eingeführten Zahlen angeben – diese Menge nennen wir Grammatom –, dann sind darin $6{,}02 \cdot 10^{23}$ Atome enthalten.

Ein Atom ist also unvorstellbar klein. Sein Durchmesser liegt bei $\frac{1}{10^8}$ cm. Es ist unter dem Mikroskop selbst bei stärkster Vergrößerung nicht sichtbar, weil damit nur Teilchen größer als $\frac{1}{10^5}$ cm zu erkennen sind.

§ 34. Aufstellen der chemischen Gleichung

Eine chemische Gleichung ist falsch, wenn nicht auf beiden Seiten die gleichen Grundstoffe auftreten und wenn die Anzahl der Atome jedes Grundstoffs auf beiden Seiten nicht gleich ist, denn dann genügt sie nicht dem Gesetz von der Erhaltung des Gewichts (s. § 30).

Wenn bei einem chemischen Vorgange die Formeln der aufeinander wirkenden und der sich bildenden Stoffe bekannt sind, so läßt sich die chemische Gleichung anschreiben. Beispiel: Im Versuch 2 des § 28 reduzierte der Wasserstoff (H) das Eisenoxyd (Fe_3O_4), wobei Eisen (Fe) und Wasser (H_2O) entstanden. Wie lautet die chemische Gleichung für diesen Vorgang? Wir schreiben zunächst an:

$Fe_3O_4 + H \longrightarrow Fe + H_2O$. Bei Überprüfung stellen wir fest, daß die Zahl der Fe-, H- und O-Atome auf beiden Seiten nicht gleich ist. Um diese Gleichheit für Fe zu erreichen, müssen wir auf der rechten Seite 3 Fe schreiben, denn in Fe_3O_4 sind 3 Fe-Atome enthalten. Die 4 Atome Sauerstoff des Fe_3O_4 brauchen zu ihrer Bindung 8 Atome H, wobei 4 Moleküle H_2O entstehen.

$$Fe_3O_4 + 8\,H \longrightarrow 3\,Fe + 4\,H_2O.$$

§ 35. Chemische Rechnungen

Aus den chemischen Gleichungen können wir auch Angaben über die Mengenverhältnisse, in denen die Stoffe sich miteinander umsetzen, herauslesen. Gehen wir von der in § 28 aufgestellten Gleichung für die Reduktion des Kupferoxyds aus:

$$CuO + 2\,H \longrightarrow Cu + H_2O,$$

so bedeutet sie zunächst, daß ein Molekül Kupferoxyd durch 2 Atome Wasserstoff zu einem Atom Kupfer reduziert wird, wobei gleichzeitig ein Molekül Wasser entsteht.

Richten wir unseren Blick jetzt auf die Gewichte der einzelnen Atome, so wissen wir, daß ein Kupferatom 63,6 mal so schwer und ein Sauerstoffatom 16 mal so schwer ist wie ein Wasserstoffatom; das Kupferoxydmolekül ist daher (63,6 + 16) mal so schwer wie ein Wasserstoffatom. In unserer Gleichung steht also die Menge des Kupferoxyds zu der Menge des Wasserstoffs im Gewichtsverhältnis $(63{,}6 + 16) : (2 \cdot 1) = 79{,}6 : 2$. Dieses Gewichtsverhältnis der beiden Stoffe ändert sich auch dann nicht, wenn wir z. B. 1000 Moleküle Kupferoxyd mit 2000 Atomen Wasserstoff reduzieren oder wenn wir gar so viel Moleküle Kupferoxyd nehmen, daß gerade die Menge von 79,6 Gramm Kupferoxyd erreicht wird. Die entsprechende Wasserstoffmenge beträgt dann 2 Gramm. Nach den gleichen Überlegungen ergibt sich, daß die auf der rechten Seite der Gleichung stehenden Stoffe 63,6 Gramm Kupfer und 18 Gramm Wasser betragen.

Die Zahl 79,6 nennen wir das **Molekulargewicht** des Kupferoxyds. Wasserstoff hat das Molekulargewicht 2, da am Aufbau seines Moleküls, wie später noch bewiesen wird, zwei Atome beteiligt sind.

Wir können also aus einer chemischen Gleichung sofort die richtigen Mengenverhältnisse ablesen, wenn wir die Atom- und Molekulargewichte an den entsprechenden Stellen einsetzen und sie einfach in Gramm rechnen. Rechnungen dieser Art nennt man stöchiometrische[1]) Rechnungen.

Beispiele: 1. Wieviel g Kupfer erhält man aus 10 g Kupferoxyd? Nach der obenstehenden Gleichung verhält sich:

$$79{,}6 : 63{,}6 = 10 : x, \text{ daraus } x = 7{,}9 \text{ g Kupfer.}$$

1) stoicheíon (griech.) = Grundstoff, métron = Maß.

2. Aus Quecksilberoxyd sollen 2 l Sauerstoff hergestellt werden. Wieviel von dem Oxyd braucht man?

2 l Sauerstoff wiegen $2 \cdot 1{,}429 = 2{,}858$ g (s. §13)

$$HgO \longrightarrow Hg + O$$
$$216{,}6 = 200{,}6 + 16$$

$200{,}6 + 16$

$216{,}6 : 16 = x : 2{,}858$, daraus $x = 38{,}7$ g Quecksilberoxyd.

3. Wieviel Gramm Eisen und wieviel Gramm Schwefel braucht man zur Herstellung von 200 g Eisensulfid?

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$
$$56 + 32 = 88$$
$$56 : 88 = x : 200, \qquad x = 127{,}2 \text{ g Eisen}$$
$$32 : 88 = y : 200, \qquad y = 72{,}8 \text{ g Schwefel.}$$

Aufgaben zu III

1. Suche Stellen in der Nähe des Schulortes auf, wo Grundwasser auftritt! Ist eine undurchlässige Bodenschicht festzustellen?
2. Beobachte in Kiesgruben, Brunnenschächten usw. die Höhe des Grundwasserspiegels zu verschiedenen Zeiten!
3. Bestimme den Wassergehalt von Blättern, Früchten, Pilzen durch Trocknen bei 110° C!
4. Dampfe 500 cm³ Wasser in einer gewogenen kleinen Porzellanschale ein und ermittle den Rückstand! Nimm dazu Bachwasser, Leitungswasser, Mineralwasser!
5. Bestimme die Löslichkeit von Kochsalz in 100 cm³ Wasser durch Eintragen kleiner Mengen, bis nichts mehr gelöst wird! Verfahre so mit anderen Stoffen (Kupfervitriol, Alaun)!
6. Ermittle die Löslichkeit von Kalisalpeter in heißem Wasser von bestimmter Temperatur!
7. Lies aus dem Schaubild Abb. 15 die Sättigungsmengen für 20° C ab!
8. Wieviel Gramm Stoff müssen in einer 20%igen Lösung der im Schaubild (Abb. 15) verzeichneten Stoffe noch gelöst werden, um Sättigung zu erreichen?
9. Wieviel Gramm der in Abb. 15 verzeichneten Stoffe scheiden sich aus den bei 60° C gesättigten Lösungen, bei Abkühlung auf 20° C aus?
10. Berechne aus der Tabelle auf S. 27 den Prozentgehalt einer Kochsalzlösung von der Dichte 1,053 (1,132, 1,645) g/cm³! Desgleichen für eine Zuckerlösung von der Dichte 1,045 (1,137, 1,255) g/cm³!
11. Um wieviel erniedrigt sich die Anfangstemperatur von 10 cm³ Leitungswasser beim Einrühren von 20 g Ammoniumnitrat? Stelle die Temperatur einer Kochsalz-Schneemischung fest!
12. Trockne im Prüfglas den Rost von im Freien liegendem Eisen und reduziere ihn in einem schwerschmelzbaren Glasrohr von 20 cm Länge im Wasserstoffstrom; prüfe mit dem Magnet! Was ist also Rost?
13. Etwa 5 g Eisenoxyd werden im Eisenlöffel sehr stark ausgeglüht, nach dem Erkalten in ein tariertes schwerschmelzbares Glasrohr gefüllt und genau gewogen. Dann wird das Oxyd im Wasserstoffstrom unter starkem Erhitzen reduziert. Nach dem Erkalten im Wasserstoffstrom wird gewogen. Wieviel Eisen verbindet sich demnach mit 8 g Sauerstoff?
14. Erhitze Kupferpulver in einem kleinen Porzellanschälchen! Bestimme aus der Gewichtszunahme, wieviel Kupfer sich mit 8 g Sauerstoff verbindet!

§ 36. Zusammenfassung und Ausblick

Das behandelte kleine Teilgebiet der Chemie hat uns in die wichtigsten Grundbegriffe dieser Naturwissenschaft eingeführt, ohne daß es uns möglich war, zu allen chemischen Fragen, die im Hause, in der Werkstatt oder auf dem Acker eine Rolle spielen, Stellung zu nehmen. Es ist aber besser, weniges gründlich zu kennen, als vieles nur oberflächlich. Um so leichter wird es uns fallen, chemische Tagesfragen, die etwa in den Zeitungen besprochen werden, zu verfolgen und zu verstehen.

Große Zweige der Industrie beschäftigen sich damit, chemische Erzeugnisse herzustellen: Die Landwirtschaft bedient sich chemischer Düngemittel, um den Ertrag des Bodens zu steigern. Chemikalien werden benutzt, um das Saatgut und die Pflanzen vor Schädlingen zu schützen. Die Bekämpfung des Ungeziefers und der Ratten und Mäuse geschieht zum großen Teil mit chemischen Giften. Unsere Nahrungsmittel werden oft mit Hilfe von Chemikalien vor dem Verderben geschützt. Ferner ist uns bekannt, daß Spinnfasern, Gummi, Kunststoffe und vieles andere auf chemischem Wege gewonnen werden. Unsere im Boden vorkommenden Erze werden chemisch behandelt, um Metalle daraus zu erzeugen. In den Städten befinden sich Gasanstalten, die außer dem Leuchtgas die verschiedensten Chemikalien aus der Kohle gewinnen. Farbstoffe und Arzneimittel sind gleichfalls Erzeugnisse der chemischen Industrie.

Sehen wir uns im eigenen Haushalt um, so werden wir auch dort Vorgänge beobachten, die wir mit Hilfe der Chemie erklären können. Wir müssen nur die Augen aufmachen, so werden wir diese Dinge schon aufspüren und ihnen die richtige Erklärung geben können.

Sachverzeichnis

Abbau 14
Affinität 14. 21
Alaun 25. 26
Alkalisch 18
Aluminium 8
Ammoniak 34
Ammoniumnitrat 26
Analyse (Abbau) 14
Äquivalentgewicht 36. 37
Asche 12
Atmung 15
Atom 14. 38
Atomgewicht 38. 39. 40
Ätznatron 28
Aufbau 13. 21
Aufgaben 9. 24. 42
Autogenes Schweißen 16. 33
Azetylen 33

Basen 18
Basisches Verhalten 18
Bauformel 31
Benzin 18
Berechnungen, chemische 41
Berzelius 36
Bildungswärme 20
Bindekraft 14. 21
Blei 8. 10. 22
Bleiglanz 21
Bleioxyd 10. 11. 22
Bleisulfid 21
Braunstein 15
Calcium s. Kalzium
Cavendish 34
Charles 34
Chemische Rechnungen 41
— Verbindungen 13. 14. 20. 30
— Verwandtschaft 21
— Vorgänge 10. 12. 13

Dalton 38
Destillation 27
Destilliertes Wasser 28

Edelmetalle 10
Eisen 8. 10. 11. 28
Eisenhammerschlag 10
Eisenkies 21. 22

Eisenoxyd 10. 11. 28. 32
Eisensulfid 20
Element 14. 30
Entzündungstemperatur 19
Erhaltung des Gewichts 34
Ersatzgewicht 36. 37
Essig 17

Filtrieren 6
Formel 14

Gasentwickler 29
Gasometer 11
Gemisch und Verbindung 20. 36
Gesetz von der Erhaltung des Gewichts 34
— der konstanten Gewichtsverhältnisse 35
Gestein 21
Gewicht, Erhaltung des 34
Gewichtsverhältnisse 11. 34
Glaswalze 15
Gleichung 14. 40
Gold 8. 10
Granit 21
Grundgesetze 34
Grundstoff 14. 30

Hammerschlag 10
Härte der Mineralien 23
Helium 32
Holzkohle 16
Hydrogenium 30
Hygroskopisch 28
Hypothese 38

Kalisalpeter 26
Kalium 18
Kaliumchlorat 15. 26
Kaliumpermanganat 15. 26
Kalzium 18
Kalziumchlorid 26. 28
Kalziumoxyd 18
Kennzeichen der Mineralien 23
Kerze 12
Kippscher Gasentwickler 29
Knallgas 29
Kochsalz 25. 26. 27
Kohlendioxyd 17
Kohlensäure 17. 25
Kohlensäuregas 25
Kohlenstoff 17
Koks 19

Kristalle 7
Kristallform 7
Kupfer 8. 10. 21
Kupferkies 21. 22
Kupferoxyd 10. 11. 32. 37
Kupfersulfid 21. 35

Lackmus 17. 18
Lavoisier 13. 34
Lomonossow 34
Lösen 6
Löslichkeit 25. 26
Lösungen 7. 26
Lösungsmittel 7
Lösungswärme 26
Luft 11. 25

Magnesium 10. 18. 28
Magnesiumoxyd 10. 11. 18. 28
Metalle 7. 30
Metalloxyde 10
Mineral 21. 22
Mohssche Härteskala 23
Molekül 14
Molekulargewicht 41

Natrium 18
Natriumoxyd 18
Natronkalk 12
Natronsalpeter 26
Nichtmetalle 30
Normzustand 15

Oxydation 16. 17. 32
Oxyde 10. 16. 17
Oxygenium 14

Phosphor 16. 18. 19
Phosphorpentoxyd 17
Phosphorsäure 17
Physikalische Vorgänge 14
Platin 8. 10
Pottasche 28
Priestley 16

Quecksilber 8. 21. 22
Quecksilberoxyd 12. 36
Quecksilbersulfid 21. 22

Reaktion 13
Rechnungen, chemische 41
Reduktion 32
Rösten der Sulfide 22

Salmiak 26
Salzsäure 17

Sandstein 21
Sauerstoff 12. 13. 15. 33. 36
Sauerstoffgerät 16
Säure 17
Scheele 16
Schmelzen 5
Schmelzpunkt 5. 8
Schwefel 5. 16
Schwefeldioxyd 17. 22. 37
Schwefeleisen 20
Schwefelkohlenstoff 6. 18. 19
Schwefeln 5
Schwefelsäure 29
Schweflige Säure 17
Schwimmaufbereitung 20
Silber 8. 10
Spaltbarkeit 23
Stahlflasche 15
Steinkohle 19
Stickstoff 12
Stickstoffdünger 34
Stöchiometrie 41
Stoff 5. 9
Strich der Mineralien 23
Strukturformel 31
Sulfide 20. 21
Synthese 13. 30

Treibstoffe 34
Trockenröhre 28

Valenz 32
Verbindung 13
Verbrennung 10. 16
Verbrennungswärme 19
Verdampfen 5
Verhältnisse, konstante 35
Vorgang, chemischer 10. 12. 13
— physikalischer 14

Wärme beim chemischen Vorgang 19. 20
Wasser 25. 26. 27. 28. 30. 35
Wasserstoff 28. 29. 32. 33. 36
Wertigkeit 31. 32. 40

Zeichen, chemische 14
Zerlegung 13. 14. 28
Zink 8. 21. 29
Zinkblende 21
Zinksulfid 21
Zinn 8. 34
Zinnober 22
Zucker 27
Zunder 10
Zustandsänderung 6