



# DIE DEUTSCHE FERNSCHULE

LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT

VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH · BERLIN/LEIPZIG

## STUDIENANWEISUNG FÜR DIE UNTERRICHTSBRIEFE

Sie erhalten heute die ersten Lehrbriefe der Deutschen Fernschule für Chemie, und nun sollen Sie an die Arbeit gehen, um durch das Studium dieser Briefe einen normalen Schulbesuch zu ersetzen.

Es ist nicht einfach, auf brieflichem Wege sich den Wissensstoff zu erarbeiten, der sonst durch den lebendigen Klassenunterricht vermittelt wird. Wir haben indessen alles versucht, um den Hauptmangel des Fernunterrichts – das Fehlen des gesprochenen Wortes – auszugleichen. Es liegt nun an Ihnen, die von uns gebotenen Unterrichtsmittel derart anzuwenden, daß ein voller Erfolg erzielt werden kann. Wenn das gelingt, dann bringt der Fernunterricht für Sie den Vorteil, daß Sie unabhängig von Raum und Zeit sind, durch schwächere Mitschüler nicht behindert werden und Ihrem Ziele mit vollem Energieeinsatz zusteuern können.

Sie dürfen indessen unsere Lehrbriefe nicht als Lektüre betrachten, sondern müssen sie gewissenhaft durcharbeiten. Wir bieten Ihnen den Lehrstoff in mehrfacher Form, um Sie vom bloßen Verstehen zum wirklichen Können zu führen. Dabei kommt es uns nicht darauf an, Ihr Gedächtnis übertrieben zu belasten. Die Schulung Ihres Denkens ist vielmehr unser Ziel, wenn wir auch ein gewisses Mindestmaß an Gedächtnisstoff von Ihnen fordern müssen.

Beim Studium der Lehrbriefe „Chemie“ ist folgender Arbeitsgange einzuhalten:

1. Studieren Sie zunächst den *Lehrgang (A)* eines Kapitels! Er bildet das Kernstück unserer Briefe und entspricht dem Vortrag des Lehrers. Lesen Sie ihn nach Möglichkeit laut und versuchen Sie am Ende jedes Abschnitts, dessen Hauptgedanken in Stichworten wiederzugeben. Führen Sie zu diesem Zwecke ein besonderes Arbeitsheft!

Einen wesentlichen Teil des naturwissenschaftlichen Unterrichts in den Schulen stellt das Experiment dar. Bei Ihren Studien müssen Sie sich daran gewöhnen, die in den Heften beschriebenen Versuche – durch einen vorgesetzten Punkt hervorgehoben – durchzuführen, soweit Ihnen die hierfür erforderlichen Hilfsmittel zur Verfügung stehen.

Lehrsätze und Gesetze, die durch Fettdruck gekennzeichnet sind, haben Sie zwar nicht auswendig zu lernen, doch müssen Sie sich diese so fest einprägen, daß Sie sie jederzeit sinngemäß wiedergeben können.

2. Vergleichen Sie Ihre Niederschrift dann mit unserer *Kurzfassung (B)*! Sie ist auch ohne den Hauptvortrag verständlich und wird Ihnen zeigen, ob Sie die wichtigsten Gedanken in Ihrer Niederschrift zum Ausdruck gebracht haben. Damit haben Sie sich erstmalig mit dem Lehrstoff auseinandergesetzt. Es bedarf aber noch weiterer Arbeitsstufen, um Sie vom Verstehen zum Können zu führen.

3. Das *Lehrgespräch (C)* dient der Vertiefung Ihres Wissens. Wir können es in den meisten Fällen nicht auf den gesamten Lehrstoff ausdehnen, sondern greifen einige Hauptgedanken heraus und versuchen, mit Ihnen zu einer vertiefenden Betrachtung vorzustoßen. Dabei wird Ihnen bewußt werden, welche Probleme in jedem einzelnen Lehrbrief verborgen sind. Versuchen Sie stets, die Gedankenkette selbst fortzusetzen, ehe Sie weiterlesen (Schülerantwort abdecken!). Vielleicht ist es Ihnen möglich, mit einem Freunde zusammen zu arbeiten. Dann lesen Sie das Lehrgespräch mit verteilten Rollen.

4. Die Bedeutung der *Wiederholung (D)* ergibt sich schon aus ihrem Namen. Der Lehrstoff wird nochmals systematisch und abschnittsweise behandelt. Wir wollen Sie dabei aber nicht abrichten, zu den einzelnen Fragen fest bestimmte Antworten auswendig zu lernen, sondern möchten Sie zum sinnerfassenden Begreifen des Textes führen. Deshalb empfehlen wir Ihnen, auch die Fragen laut zu beantworten. Ein Vergleich mit den angegebenen Abschnitten wird Ihnen dann zeigen, ob Sie alles richtig verstanden haben.

5. Durch die *Prüfungsfragen (E)* können Sie nun Ihr Wissen kontrollieren. Diese Fragen sind umfassender, greifen auch auf frühere Gebiete zurück und müssen, wenn auch kurz, unbedingt schriftlich beantwortet werden. Verwenden Sie dazu ein besonderes Heft!

6. Besonderen Wert legen wir auf eine gründliche Bearbeitung der *Übungen (F)*. Wer nicht übt, dem wird ein Lehrstoff nicht zum geistigen Besitz. Vernachlässigen Sie daher keine Aufgabe, auch wenn Sie Ihnen einfach erscheinen mag. Oft sind darin Probleme verborgen, die Sie selbst nicht gleich erkennen. Natürlich sind auch die Übungen nur schriftlich zu lösen.

7. In dieser Weise nehmen Sie Kapitel für Kapitel gewissenhaft durch. Es ist jedoch zweckmäßig, ein neues Kapitel nicht eher zu beginnen, als bis Sie die *Kurzfassung (B)* des vorangegangenen nochmals durchgelesen haben. So verlieren Sie nie den roten Faden!

8. Nach dieser Durcharbeitung der einzelnen Kapitel sollen Sie die Fragen zur *Gesamtwiederholung (G)* schriftlich beantworten. Sie geben den Rückblick auf ein größeres Stoffgebiet und sind daher besonders sorgfältig zu behandeln.

9. Jeweils frühestens einen Tag nach der Bearbeitung der Prüfungsfragen (E), der Übungen (F) und der Gesamtwiederholung (G) vergleichen Sie Ihre Aufzeichnungen mit den von uns gegebenen *Lösungen (H)*. Kontrollieren Sie Ihre Antworten genau und berichtigen Sie etwaige Fehler mit scharfer Selbstkritik. Wir wollen Ihnen zwar keine schülermäßige Verbesserung zumuten, aber...: Lernen Sie aus Ihren Fehlern! Die richtige Lösung der Aufgaben verschafft Ihnen die Gewißheit, daß Sie Ihr Studium mit Erfolg durchgeführt haben.

10. Schließlich studieren Sie die am Ende eines jeden Grundbriefes gegebene *Zusammenfassung (K)*, die Ihnen das Ganze in gedrängter Form noch einmal vor Augen führt.

Im beigefügten Arbeitsplan, der Ihnen die Beachtung dieser 10 Punkte während des ganzen Studiums erleichtern soll, setzen Sie in die vorgesehenen Felder das Datum des Tages, an dem Sie die Arbeitsstufen erledigten. Füllen Sie dann die anhängende Postkarte aus, mit der Sie von der Deutschen Fernschule die zur vorliegenden Lieferung gehörenden Aufgaben für den brieflichen Einzelunterricht anfordern.

ALBERT FÖRST

## EINLEITUNG

Die *Chemie* gehört in das große Gebiet der Naturwissenschaften und beschäftigt sich wie diese mit der uns umgebenden Welt. Sie ist die *Lehre von den Stoffen und den stofflichen Umwandlungen*. Sie untersucht die stofflichen Grundlagen alles Irdischen sowie das Werden und Vergehen der Stoffe. Ihr Forschungsmittel ist die *Beobachtung*. Die mehr zufälligen Einzelbeobachtungen werden durch das *Experiment*<sup>1)</sup> ergänzt, das zur Klärung der auftauchenden Fragen dient und die Ergebnisse der Einzelbeobachtungen zu den Gesetzmäßigkeiten stofflicher Umwandlungen zusammenfassen will.

Schon in alten Zeiten wurden Versuche mit den Stoffen unserer Umwelt angestellt. Die Ägypter verwendeten hierzu die schwarze Schwemmlanderde des Niltales, die sie im Gegensatz zum roten Wüstensand „*chēmi*“, d. h. „schwarz“ nannten. Aus ihrer Sprache soll die Bezeichnung unserer Wissenschaft stammen. Man sprach von der Chemie als einer „Schwarzen Kunst“, die es mit rätselhaften, schwarzen Stoffen zu tun habe. Die Araber verbreiteten auf ihren Zügen bis nach Spanien hin die chemischen Kenntnisse der damaligen Zeit als „*Alchemie*“<sup>2)</sup>. Noch im Mittelalter arbeiteten die Alchimisten planlos experimentierend und versuchten mit Hilfe des geheimnisvollen „Steines der Weisen“ aus unedlen Stoffen edle Metalle, besonders Gold, herzustellen. All ihre Versuche mißlangen, wengleich sie bei ihren Arbeiten vielfach wertvolle Entdeckungen machten, wie z. B. die Erfindung des Porzellans<sup>3)</sup>.

Allmählich erkannte man klar, daß die Herstellung von Gold aus unedlen Stoffen mit den Hilfsmitteln der Alchimisten nicht zu erreichen war. Da steckte der Arzt Theophrastus Paracelsus der Chemie neue Ziele. Nicht Gold zu machen sei der wahre Zweck der Chemie, so schrieb er im Jahre 1525, sondern die Bereitung von Arznei. So wurde aus der Alchemie die Iatrochemie<sup>4)</sup>, deren Ziele in der Herstellung von Heilmitteln sich erschöpften.

---

<sup>1)</sup> experimentum (lat.) = Versuch.    <sup>2)</sup> al = arabischer Artikel.

<sup>3)</sup> Entdeckung in Europa durch den Alchimisten Johann Böttger, der auf der Albrechtsburg in Meißen gefangen gehalten wurde.    <sup>4)</sup> iatros (griech.) = Arzt.

Im 18. Jahrhundert wurde durch Einführung physikalischer Meßmethoden und mathematischer Berechnungen die Chemie zu einer *exakten Wissenschaft*. Als erster verwendete der französische Chemiker *Lavoisier* bei chemischen Untersuchungen die Waage. Im 19. Jahrhundert wurden die Grundgesetze der jungen chemischen Wissenschaft erforscht und die bisher erreichten Ergebnisse auf eine sichere wissenschaftliche Basis gestellt. Ihre Zusammenfassung und Krönung fand die chemische Forschung dieses Jahrhunderts in der Aufstellung des Periodensystems. Die von Dalton 1808 begründete Atomtheorie beherrschte das chemische Weltbild.

Das 20. Jahrhundert hat sich zum Jahrhundert der Atomforschung entwickelt. Der Aufbau der Atome wird bis ins kleinste erforscht, und damit nähern wir uns in neuester Zeit auch wieder dem Wunschtraum der Alchimisten des Mittelalters, indem wir auf physikalischem Wege durch Atomumwandlung und Atomzertrümmerung die Verwandlung elementarer Stoffe ineinander anstreben. Die hierbei freiwerdenden Riesenenergien geben der Forschung und der Technik ungeahnte neue Möglichkeiten zukünftiger Entfaltung. Noch sind die chemischen Forschungen auf allen Gebieten in vollem Flusse, und immer neue Arbeitsgebiete werden durch sie erschlossen. Aus dem modernen Leben ist die Chemie nicht mehr hinwegzudenken; sie zieht als verbindendes Glied durch alle Zweige der Naturwissenschaften hindurch.

FRITZ KRAUSE

HELMUT STAPP



# 1. Kapitel: Physikalische und chemische Vorgänge

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

## a) Energiezufuhr bewirkt Veränderungen an Stoffen

[1] **Energiezufuhr bewirkt physikalische Veränderungen.** Die meisten Stoffe verändern sich beim Erwärmen. Die hierbei auftretenden Veränderungen können sehr verschiedener Art sein.

Energiezufuhr kann **Eigenschaftsänderungen an Stoffen** bewirken.

● **Versuch 1:** Metalldrähte in Glühbirnen erglühen bei Stromdurchgang. *Wenn Sie das Licht einschalten und elektrischer Strom durch die feinen Metalldrähte im Inneren der Glühbirnen fließt, wird der Draht auf Weißglut erhitzt und strahlt Licht aus. Beim Ausschalten des elektrischen Stromes erkaltet der Draht und kehrt in seinen ursprünglichen Zustand zurück.*

**Eigenschaftsänderungen** zeitlich begrenzter Art sind physikalische Veränderungen. Der Stoff kehrt in seinen ursprünglichen Zustand zurück, wenn die verändernde Kraft nicht mehr auf ihn einwirkt.

Die Eigenschaftsänderung des Drahtes hält nur so lange an, wie der elektrische Strom hindurchfließt. Nach dem Versuch weist der Draht keine stofflichen Veränderungen auf. Derartige zeitlich begrenzte Eigenschaftsänderungen des Stoffes sind *physikalische Veränderungen*. Die Energiezufuhr (Wärme, Elektrizität und mechanische Energie) hat keine Dauerveränderung hervorgerufen. Der Stoff kehrt vielmehr in seinen ursprünglichen Zustand zurück, wenn die verändernde Kraft nicht mehr auf ihn einwirkt.

## [2] Energiezufuhr bewirkt chemische Veränderungen

● **Versuch 2:** Verbrennen eines Magnesiumdrahtes. *Wir fassen mit der Tiegelfzange (Tafel 1z, s. Seite 7) einen Magnesiumdraht und halten ihn in eine Flamme. Das Metall erwärmt sich rasch und verbrennt schließlich unter Ausstrahlung eines blendendweißen Lichtes zu einem weißen Pulver, das als Rauch das gesamte Zimmer erfüllt.*

Energiezufuhr kann **auch stoffliche Veränderungen** hervorrufen.

Das entstehende Pulver ist als *Magnesia* bekannt und wird beim Turnen viel verwendet. Die bei der Verbrennung des Magnesiums ausstrahlende Lichtfülle dient dem Photographen im *Blitzlicht* als Lichtquelle für photographische Aufnahmen in dunklen Räumen.

Die bekannten Kapselblitze (Abb. 1) und Beutelblitze enthalten feinstes Magnesiumpulver, das durch verbrennungsfördernde Zusätze blitzartig schnell abrennt.



Abb. 1. Kapselblitz  
a) Aufhängevorrichtung, b) Kapsel mit Blitzpulvermischung, c) Salpeterpapier zum Entzünden der Mischung

Nach dem Ablauf der Verbrennung verwandelt sich das weiße Pulver nicht wieder in den ursprünglichen, metallisch glänzenden Stoff zurück. Der Ausgangsstoff ist verschwunden; ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften ist entstanden; eine *chemische Veränderung* ist erfolgt.

Dauerveränderungen stofflicher Art sind chemische Vorgänge. Der Ausgangsstoff verschwindet; ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften entsteht.

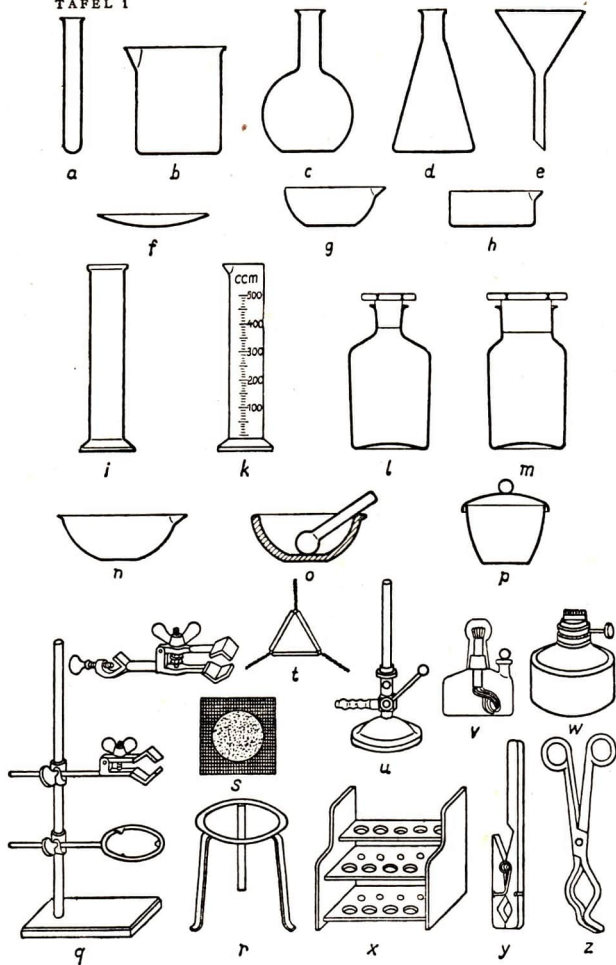
## b) Stoffe beeinflussen sich gegenseitig

[3] Das Edelmetall Gold widersteht stofflicher Beeinflussung. Energie (wie Licht, Wärme, Elektrizität und mechanische Energie) bewirkte die bisher betrachteten physikalischen und chemischen Veränderungen. Besitzen nur Kräfte diese Fähigkeit, oder können auch Stoffe sich gegenseitig beeinflussen?

### Tafel 1: Chemische Geräte

- A. Glasgeräte: a) Reagenzglas (Prüfglas), b) Becherglas, c) Kochflasche, d) Erlenmeyerkolben, e) Trichter, f) Urschälchen, g) Abdampfschale, h) Kristallisierschale, i) Standzylinder, k) Meßzylinder (Mensur), l) Enghalsflasche mit eingeschlifftem Glasstopfen für flüssige Chemikalien, m) Weithalsflasche mit eingeschlifftem Glasstopfen für feste Chemikalien.
- B. Porzellaneräte: n) Porzellanschale, o) Porzellanmörser (Reibschale) mit Pistill, p) Porzellantiegel mit Deckel.
- C. Brenner und Halter: q) Stativ mit Ring und Klemme (Klemme in Einzeldarstellung), r) Dreifuß, s) Drahtnetz mit Asbesteinlage, t) Tondreieck, u) Bunsenbrenner mit Sparflamme, v) Spiritusbrenner aus Glas, w) Spiritusbrenner aus Metall, x) Reagenzglasgestell, y) Reagenzglashalter, z) Tiegelzange.

TAFEL 1



● Versuch 3: Wirkt Wasser auf Gold ein? *Legen wir einen goldenen Ring mehrere Tage in Wasser, so verändert er sich nicht.*

● Versuch 4: Wirkt Essig auf Gold ein? *Lassen wir den goldenen Ring einige Zeit in Essig liegen, so zeigt sich ebenfalls keine Veränderung.*

● Versuch 5: Wirkt feuchte Luft auf Gold ein? *Auch an feuchter Luft hält sich das Gold unverändert.*

Metalle, die sich an feuchter Luft unverändert erhalten, nennt man Edelmetalle.

Die Edelmetalle (Gold) halten sich an feuchter Luft unverändert.

#### [4] Stahl, Kupfer und Wein werden stofflich verändert

● Versuch 6: Wirkt Wasser auf Stahl ein? *Legen wir eine Rasierklinge in Wasser, so beobachten wir nach einigen Tagen eine starke Rostbildung. Auf dem glänzenden Stahlblättchen hat sich ein braunroter, krümeliger Überzug gebildet. Wenn wir genügend lange Geduld haben und das Wasser öfter erneuern, rostet die Rasierklinge schließlich durch und verwandelt sich vollständig in den neuen Stoff.*

Stahl rostet in Wasser und in Essig.

Der Rost verwandelt sich nicht wieder in Stahl zurück, wenn wir das Wasser als Ursache der Veränderung entfernen. Es handelt sich um eine Dauerveränderung stofflicher Art, um einen chemischen Vorgang.

Wirken zwei Stoffe aufeinander ein, so zeigen sich Dauerveränderungen stofflicher Art, wobei Ausgangsstoffe verschwinden und neue Stoffe entstehen (chemische Vorgänge). Doch nicht alle Stoffe wirken aufeinander ein.

● Versuch 7: Wirkt Essig auf Stahl ein? *Sie können feststellen, daß die Rasierklinge beim Einlegen in Essig noch schneller rostet.*

● Versuch 8: Wirkt Essig auf Kupfer ein? *Legen Sie eine kleine Kupferplatte (Münze) in einer flachen Kristallsierschale (Tafel 1, h) in Essig, so überzieht sich das Kupfer beim Verdunsten des Essigs mit einer Schicht giftgrüner, glänzender Grünspankristalle. (Vorsicht bei Ausführung des Versuches! Grünspan ist äußerst giftig!)*

In Essig setzt Kupfer Grünspan an.

● Versuch 9: Wirkt Luft auf Wein ein? *Wenn Sie Wein, der sich in fest verschlossenen Flaschen jahrelang hält, einige Zeit an der Luft stehenlassen, so merken Sie am Geschmack, daß sich ein neuer Stoff gebildet hat, der Essig.*

Wein wird an der Luft sauer.

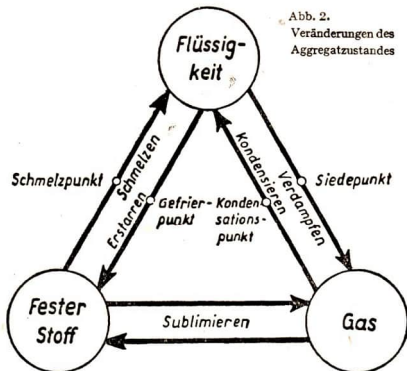


Allgemein zeigen sich bei **Einwirkungen eines Stoffes auf einen anderen** (Wasser auf Stahl, Essig auf Kupfer usw.) *Dauerveränderungen stofflicher Art*. Die Ausgangsstoffe verschwinden. Neue Stoffe entstehen. Derartige Vorgänge nennen wir chemische Vorgänge. – Es wirken aber nicht alle Stoffe aufeinander ein (Wasser auf Gold, Essig auf Gold).

### c) Veränderungen des Aggregatzustandes

[5] **Zustandsveränderungen sind keine Stoffveränderungen**. Noch eine besondere Form von Eigenschaftsänderungen der Stoffe wollen wir kennenlernen.

● Versuch 10: Eis – Wasser – Wasserdampf. *Erwärmen wir ein Stück Eis, so schmilzt es nach Erreichen des Schmelzpunktes (s. Abb. 2). Beim Siedepunkt geht das entstandene Wasser in unsichtbaren Wasserdampf, den Gaszustand des Wassers, über. Der Wasserdampf schlägt sich bei Abkühlung an kalten Gegenständen (Fensterscheiben im Winter) in Form feinsten Wassertröpfchen nieder, er „kondensiert“<sup>1)</sup>, genau wie sich der Wasserdampf der Atemluft beim Anhauchen von Fensterscheiben absetzt. Diese Wassertröpfchen gefrieren unter Bildung von Eisblumen, wenn die Außentemperatur unter 0° sinkt.*



<sup>1)</sup> condensare (lat.) = verdichten.

Derartige Veränderungen könnten stoffliche Änderungen vortäuschen; scheinbar entstehen neue Stoffe mit neuen Eigenschaften. Der Gesamtablauf des Versuches 10 zeigt Ihnen aber, daß die Temperaturänderung als Ursache keine Daueränderungen hervorbringt. Es handelt sich vielmehr um Zustandsformen ein und desselben Stoffes, die für jeden Stoff an ganz bestimmte Temperaturgrenzen gebunden sind. Beim Erreichen dieser Grenztemperaturen (Gefrierpunkt bzw. Schmelzpunkt; Siedepunkt bzw. Kondensationspunkt) geht automatisch die eine Zustandsform in die andere über (Abb. 2).

[6] **Die Aggregatzustände.** Im allgemeinen kann uns jeder Stoff in drei Zustandsformen oder Aggregatzuständen<sup>1)</sup> entgegentreten: im festen Zustand (Eis), als Flüssigkeit (Wasser) oder als Gas (Wasserdampf). Wie in einer Herde die einzelnen Schafe sich mehr oder weniger dicht zusammendrängen können (aggregare), so lagern sich die einzelnen Masseteilchen des Stoffes je nach der Außentemperatur und dem auf ihnen lastenden Druck bald dichter und bald weniger dicht zusammen, wodurch der gleiche Stoff dann ganz andere physikalische Eigenschaften annimmt. Veränderungen des Aggregatzustandes sind also keine Daueränderungen stofflicher Art; sie gehören zu den physikalischen Veränderungen.

## [7] Sublimation und Verbrennung des Schwefels

● **Versuch 11:** Die Aggregatzustände des Schwefels. *Ein ähnliches Bild zeigt sich, wenn Sie Schwefelpulver in einem Probierglas schwach erwärmen (Abb. 3). Das gelbe Schwefelpulver schmilzt zu einer honiggelben Flüssigkeit, die sich dunkelrotbraun verfärbt und beim Erreichen des Siedepunktes verdampft. Das entstehende geruchlose Schwefelgas setzt sich bei schräg gehaltenem Probierglas an den kalten Teilen der Glaswandung als gelbes Schwefelpulver nieder.*

Man nennt das Pulver in Anlehnung an die Eisblumenbildung „Schwefelblume“, wengleich es nicht kristallin, sondern als Pulver sich absetzt. Dieser direkte

Die Stoffe können uns im allgemeinen in drei Aggregatzuständen entgegentreten: in fester Form, als Flüssigkeit und als Gas. Die stoffliche Grundlage bleibt hierbei unverändert. Es handelt sich nur um eine mehr oder weniger dichte Zusammenballung kleinster Masseteilchen desselben Stoffes. Änderungen des Aggregatzustandes gehören daher zu den physikalischen Veränderungen und sind abhängig von der Außentemperatur und vom Druck.

Die Chemie befaßt sich mit den Daueränderungen stofflicher Art, die Physik hingegen nur mit den Zustandsänderungen und den vorübergehenden Eigenschaftsänderungen der Stoffe. Kennzeichnend für den Ablauf chemischer Vorgänge ist, daß

1. Ausgangsstoffe verschwinden,
2. neue Stoffe entstehen,
3. die neu entstandenen Stoffe sich nicht ohne weiteres in den Ausgangsstoff zurückverwandeln.

Bei physikalischen Veränderungen bleibt der Stoff selbst unverändert; es ändert sich höchstens sein Aggregatzustand bzw. sein Bewegungszustand.

Das Überspringen eines Aggregatzustandes nennt man Sublimation (fest  $\rightarrow$  Gas; Gas  $\rightarrow$  fest).

<sup>1)</sup> aggregare (lat.) = zusammenscharen; græx (lat.) = die Herde.

Übergang vom Gas in den festen Zustand durch Überspringen des flüssigen heißt Sublimation (Abb. 2).

Die Sublimation<sup>1)</sup> kann auch in umgekehrter Richtung stattfinden. Sie alle kennen die Anwendung des *Naphthalins* gegen Motten. Wir schütten die Kristallschuppen in den Kleiderschrank oder zwischen Stoffe und Wolle. Nach einiger Zeit sind sie spurlos verschwunden; sie sind vergast, ohne vorher flüssig zu werden.

Schwefel und Naphthalin sublimieren.

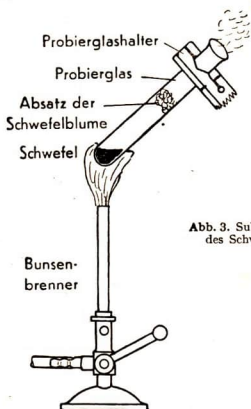


Abb. 3. Sublimation des Schwefels

● Versuch 12: Verbrennen des Schwefels. *Ganz anders verläuft der Versuch, wenn Sie den Schwefel in einem offenen Schälchen oder auf einem Blechdeckel erwärmen. Wieder schmilzt der Schwefel zu einer anfangs honiggelben, später dunkelrotbraunen Flüssigkeit. Bald aber brennt diese mit einer schwachblauen Flamme, wobei sich ein unsichtbares, stechend riechendes, giftiges Gas entwickelt, das man Schwefeldioxyd nennt.*

Schwefel verbrennt beim Erhitzen an der Luft mit schwachblauer Flamme zu einem stechend riechenden Gas (Schwefeldioxyd).

Das Gas setzt sich an den kalten Gefäßteilen nicht wieder als Schwefelblume ab. Die Veränderung ist vielmehr von Dauer. Ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften ist entstanden; ein chemischer Prozeß ist abgelaufen.

<sup>1)</sup> sublimis (lat.) = erhaben, hoch.

## 2. Kapitel: Gemenge und deren Trennung

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

### a) Trennung von löslichen und unlöslichen Stoffen

[8] **Dekantieren.** Sind lösliche und unlösliche Stoffe vermengt, so kann man das Gemenge durch Lösen und Dekantieren oder Filtrieren in seine Einzelbestandteile zerlegen.

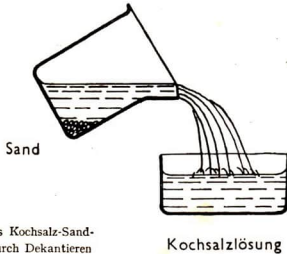


Abb. 4.

Trennen eines Kochsalz-Sand-Gemenges durch Dekantieren

Gemenge aus löslichen und unlöslichen Stoffen kann man durch Lösen und Dekantieren trennen, indem man durch Wasserzusatz den einen Bestandteil aus dem Gemenge herauslöst und die klare Lösung abgießt

● Versuch 13: Trennung durch Dekantieren. *Wir vermischen feinen Scheuersand mit Kochsalz und betrachten das Gemenge unter der Lupe. Deutlich sieht man neben den weißen Kochsalzteilen die andersfarbigen und anders geformten Sandkörnchen liegen. Nun versuchen wir, beide Bestandteile wieder zu trennen. Das Kochsalz ist wasserlöslich, der Sand nicht. Also geben wir zu dem Gemenge Kochsalz/Sand etwas Wasser hinzu (Abb. 4) und gießen die entstehende klare Kochsalzlösung vom Sand ab, der durch sein Gewicht zu Boden sinkt. Das Trennungsvorgehen nennt man Dekantieren.*

### [9] Filtrieren

● Versuch 14: Trennung durch Filtrieren. *Die Trennung des Kochsalz/Sand-Gemenges kann auch durch Lösen und Filtrieren erfolgen. Als Filter verwendet man ungeleimtes, saugfähiges Papier (Löschpapier), von dem wir uns ein kreisförmiges Blättchen ausschneiden (Rundfilter). Dieses falten wir zweimal über Kreuz, wie Abb. 5a*

Lösliche und unlösliche Stoffe können auch durch Lösen und Filtrieren getrennt werden. Das Filter besteht aus ungeleimtem, saugfähigem Papier, das wie ein eng-



und b zeigen, wodurch ein Viertelkreis entsteht. Beim Auseinanderfalten (Abb. 5c) bildet sich ein Tütchen, das auf der einen Seite eine einfache, auf der anderen Seite eine dreifache Papierwandung hat (Abb. 5d). Das Filtertütschen setzen wir in einen Glasrichter ein, befeuchten es mit Wasser, drücken es allseits der Trichterwandung an und gießen das Gemenge hinein (Abb. 6).

maschiges Sieb wirkt. Die festen Stoffe bleiben als Rückstand im Filter zurück. Die Lösungen passieren das Filter als Filtrat.

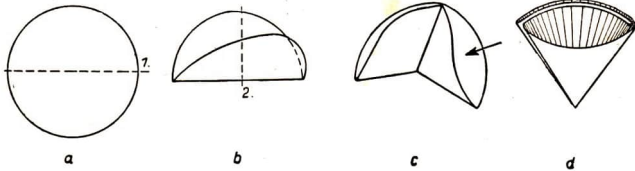


Abb. 5. Falten eines Filtertütschens

a) 1. Faltung, b) 2. Faltung, c) Auseinanderfalten in Pfeilrichtung, d) fertiges Filtertütschen

Um ein ordnungsgemäßes Filtrieren zu gewährleisten, muß das Filter  $\frac{1}{2}$ —1cm unter dem Trichterrand enden; das Filter darf keinesfalls den Trichter überragen.

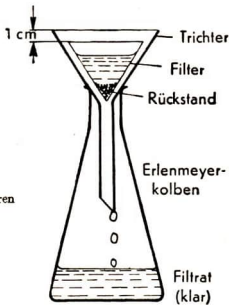


Abb. 6. Filtrieren

Das Filter wirkt wie ein engmaschiges Sieb, durch dessen Poren die klare Kochsalzlösung hindurchfließt und als *Filtrat* gewonnen wird. Die Festbestandteile hingegen können die Filterporen nicht passieren und bleiben als *Rückstand* im Filter zurück.

b) Rückgewinnung des Salzes aus einer Kochsalzlösung (Trennung von Lösungsmittel und gelöstem Stoff)

[10] Verdunsten und Verdampfen. Aus der Lösung können wir das feste Salz durch Verdunsten, Verdampfen oder Destillieren rückgewinnen.

● Versuch 15: Verdunsten. *Wir bringen wenig Salzlösung in ein Uhrschälchen (Tafel 1, f) und lassen dieses an einem möglichst staubfreien Ort stehen. Beim Verdunsten des Wassers bilden sich am Grunde des Schälchens Kochsalzkristalle aus, die bald als funkelnde Kristallmasse den Boden der Schale bedecken. Unter der Lupe erkennen Sie deutlich die Kristallform: Kochsalz kristallisiert würfelförmig (Abb. 7).*

Wir werden noch sehen, daß die einzelnen Stoffe in ganz bestimmten Formen auskristallisieren.

Aus den Lösungen scheiden sich beim Verdunsten oder Verdampfen des Lösungsmittels die gelösten Stoffe in fester Form aus. Viele Stoffe kristallisieren hierbei in Kristallformen aus, die für den betreffenden Stoff charakteristisch sind.

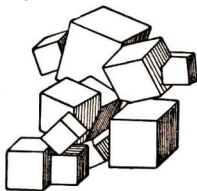


Abb. 7.

Kochsalzkristalle unter der Lupe

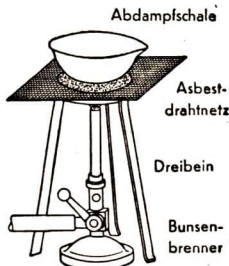


Abb. 8. Verdampfen

● Versuch 16: Verdampfen. *Schneller kommen wir durch Verdampfen der Lösung zum Ziele. Wir gießen die Kochsalzlösung in eine Abdampfschale (Tafel 1, g) und erhitzen sie auf einem Asbestdrahtnetz (Tafel 1, s; Abb. 8). Das Wasser verdampft. Das Kochsalz bleibt in der Schale zurück. Es ist diesmal viel feinkörniger (Siedesalz), da den Einzelkristallen nicht genügend Zeit zum Wachsen blieb.*

Die Kristalle werden um so größer, je langsamer das Lösungsmittel verdunstet.

Die Kristalle wachsen allmählich durch Anlagerung neuer Schichten an einen Kristallkeim. Sie werden um so größer ausgebildet, je langsamer das Lösungsmittel verdunstet.

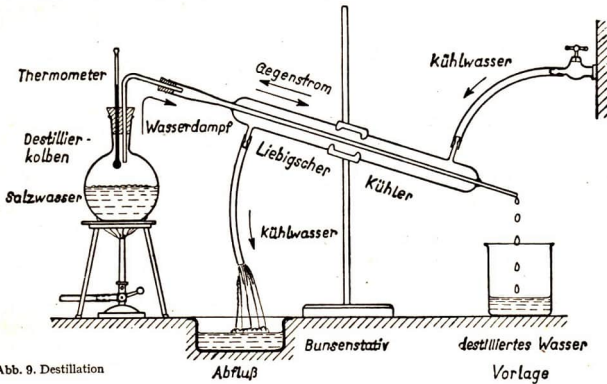


Abb. 9. Destillation

## [11] Destillieren

● Versuch 17: Wollen wir das Lösungsmittel, in diesem Falle das Wasser, ebenfalls zurückgewinnen, so müssen wir destillieren<sup>1)</sup>. Wir füllen die Kochsalzlösung in einen Destillierkolben, durch dessen Stopfen ein gewinkeltes Glasrohr geführt ist (Abb. 9). Mit Gummischlauch oder Stopfen wird eine Verbindung zum Liebig'schen Kühler hergestellt, der aus einem zentralen Rohre und einem Außenmantel besteht. Beim Erhitzen der Salzlösung tritt der entstehende Wasserdampf in die zentrale Rohrführung des Kühlers ein, während im Außenmantel Kühlwasser entgegenströmt. So kommt der Dampf mit immer kälterem Kühlwasser in Berührung (Gegenstromprinzip). Die Temperaturdifferenz führt zur Verdichtung (Kondensation) des Dampfes zu Wasser, das sich als chemisch reines = destilliertes Wasser in der Vorlage sammelt. Das Kochsalz bleibt im Destillierkolben zurück.

Lösungen sind Gemenge von löslichen Stoffen (z. B. Kochsalz) und einem Lösungsmittel (z. B. Wasser). Die Trennung erfolgt durch Überführen des Lösungsmittels in den Gaszustand (Verdunsten oder Verdampfen). Soll gleichzeitig das Lösungsmittel zurückgewon-

nen sind Gemenge von löslichen Stoffen und einem Lösungsmittel. Erfolgt die Trennung durch Destillation, so wird auch das Lösungsmittel zurückgewonnen, indem es nach dem Verdampfen im Kühler wieder verflüssigt wird.

Der Liebig'sche Kühler besteht aus einer zentralen Rohrführung und einem Außenmantel. Im zentralen Rohre strömt der Dampf dem im Außenmantel befindlichen Kühlwasser entgegen (Gegenstrom). Die Temperaturdifferenz Dampf/Kühlwasser bewirkt die Kondensation des Dampfes.

<sup>1)</sup> destilläre (lat.) = abtropfen.

nen werden, wendet man die Destillation an, wobei sich die löslichen Festbestandteile im Destillierkolben sammeln und das Lösungsmittel nach dem Verdampfen im Kühler wieder kondensiert wird.

### c) Trennung von Flüssigkeitsgemischen

[12] **Fraktionierte Destillation.** Auch Flüssigkeitsgemische kann man durch Destillation trennen. Aus der Physik ist Ihnen bekannt, daß jede Flüssigkeit einen bestimmten Siedepunkt hat. Bei der fraktionierten Destillation<sup>1)</sup> wird diese Verschiedenheit der Siedepunkte zur Trennung von Flüssigkeitsgemischen ausgenutzt.

● Versuch 18: Fraktionierte Destillation. *Zur Trennung eines Flüssigkeitsgemisches aus Wasser (Siedepunkt 100°) und Alkohol (Siedepunkt 78,5°) bringen wir das Gemisch in den Destillierkolben, in dessen Dampfraum ein Thermometer eingeführt ist. Zunächst wird auf die Siedetemperatur des niedrigst siedenden Anteiles (Alkohol) erhitzt, dieser in Dampfform übergeführt, im Kühler wieder verflüssigt und als erste Fraktion<sup>2)</sup> in der Vorlage aufgefangen. Dann wird die Vorlage gewechselt und auf die Siedetemperatur des nächstniedrig siedenden Anteiles erhitzt usw. (Erdölraffinerie).*

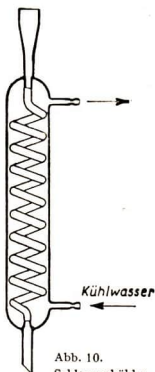


Abb. 10.  
Schlangenkühler

Im Laboratorium und in der chemischen Technik wird der langgestreckte Liebig'sche Kühler vielfach durch den Schlangenkühler ersetzt (Abb. 10 und 11), der trotz seiner Kürze die gleiche Oberflächenvergrößerung durch schlangenartige Aufwindung des zentralen Rohres im Außenmantel erzielt.

**Flüssigkeit oder Flüssigkeitsgemisch?** Äußerlich kann man einer Flüssigkeit nicht ansehen, ob sie aus

Flüssigkeitsgemische werden durch fraktionierte Destillation getrennt. Hierbei wird zunächst auf die Siedetemperatur des niedrigst siedenden Anteiles erhitzt, dieser in Dampfform übergeführt und als erste Fraktion in der Vorlage aufgefangen. Dann wird auf die Siedetemperatur des nächst niedrig siedenden Anteiles erhitzt und dieser in einer zweiten Vorlage als zweite Fraktion aufgefangen usw., bis alle Bestandteile des Gemenges getrennt sind.

Siedepunkte, die während des Erhitzens kon-

<sup>1)</sup> fraktionierte Destillation = unterbrochene Destillation; frängere (lat.) = brechen.      <sup>2)</sup> fractio (lat.) = Bruchteil.



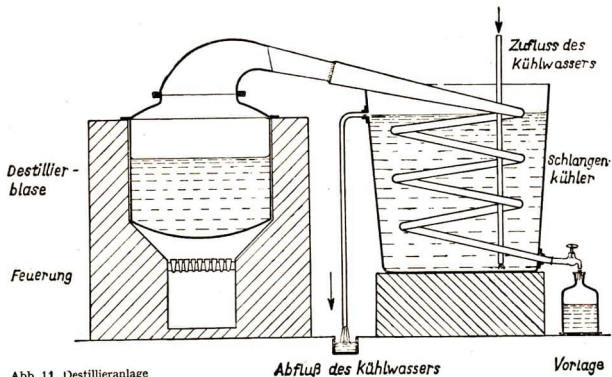


Abb. 11. Destillieranlage

nur einem Stoff besteht oder ein Flüssigkeitsgemisch darstellt. Wir können dies aber leicht durch den Siedepunkt ermitteln. Er ist für jede Substanz konstant und immer der gleiche. Bei Flüssigkeitsgemischen hingegen verändert sich der Siedepunkt in dem Grade, wie der eine Anteil des Gemenges als Dampf entweicht.

stant bleiben, zeigen an, daß die Flüssigkeit aus nur einem Stoff besteht. Siedepunktveränderungen zeigen Flüssigkeitsgemische an.

#### d) Welches sind die allgemeinen Kennzeichen der Gemenge?

#### [13] Untersuchung von Schwefel und Eisen

● Versuch 19: Untersuchung von Schwefelpulver. *Es ist ein Pulver von hellgelber Farbe, das beim Betrachten unter der Lupe vollkommen einheitlich aufgebaut erscheint. Von einem angenäherten Magneten wird es nicht angezogen. Beim Schütteln mit Wasser steigt es an dessen Oberfläche, weil das Schwefelpulver von Wasser nicht benetzt wird und jedes Schwefelteilchen sich mit einer feinen Lufthülle umgibt (Schwimmgürtel).*

Beim Versuch 12 stellten wir bereits fest, daß Schwefel mit schwachblauer Flamme zu einem stechend riechenden Gas (Schwefeldioxyd) verbrennt.

● Versuch 20: Untersuchung von Eisenpulver. *Es ist ein dunkelgraues Pulver, das vom Magneten angezogen wird und im Wasser durch sein hohes spezifisches Gewicht zu Boden sinkt.*

## [14] Untersuchung eines Schwefel-Eisen-Gemenges

● Versuch 21: *Beim gründlichen Vermischen von Schwefelpulver mit Eisenpulver entsteht ein mischfarbiges, grau-grünes Pulver. Unter der Lupe jedoch sehen Sie deutlich die gelben Schwefelstäubchen und die dunkelgrauen Eisenteilchen nebeneinanderliegen. Beim Annähern eines Magneten werden die Eisenteilchen hochgerissen und hängen als Bart am Magneten. Die Schwefelteilchen werden nicht angezogen. Beim Schütteln mit Wasser steigt das gelbe Schwefelpulver zur Wasseroberfläche empor, das dunkle Eisenpulver sinkt zu Boden.*

Gemenge bestehen also aus zwei oder mehr verschiedenen Stoffen in beliebiger Gewichtsmenge. Im Gemenge existieren die Einzelbestandteile frei nebeneinander und behalten ihre Eigenschaften bei. Daher läßt sich das Gemenge mit physikalischen Mitteln wieder in seine Einzelbestandteile zerlegen (durch Sortieren, Sieben, Magneteinwirkung, Dekantieren, Lösen und Filtrieren, Destillieren). Häufig spielen dabei Veränderungen des Aggregatzustandes eine wesentliche Rolle.

Gemenge bestehen aus mehreren beliebigen Stoffen in beliebiger Gewichtsmenge. Die einzelnen Bestandteile existieren innerhalb des Gemenges frei nebeneinander und behalten ihre Eigenschaften bei. Daher können Gemenge durch physikalische Mittel (auf mechanischem Wege) wieder in ihre Bestandteile zerlegt werden.

## 3. Kapitel: Verbindungen – Synthese

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

### [15] Die Entstehung von Verbindungen

● Versuch 22: *Herstellung von Schwefeleisen. Wir wiegen 4 g Schwefelblume und 7 g Eisenpulver ab, vermischen beide Bestandteile sorgfältig, füllen das grau-grüne Gemenge (Versuch 21) in ein Probierglas und stampfen es mit einem Bleistift leicht fest. Nunmehr fassen wir das Glas mit einem Probierglashalter (Tafel 1, γ) und berühren das Gemenge Schwefel + Eisen oberflächlich mit einer glühenden Stricknadel (Asbestplatte unterlegen!). Nach kurzer Zeit glüht die erwärmte Stelle auf, und das Aufglühen schreitet selbständig durch die ganze Masse fort. Die entstehende Hitze ist so groß, daß das Probierglas an vielen Stellen aufschmilzt und lange, heiße Stichflammen nach allen Seiten aus dem Glase hervorbrechen (Abb. 12). Nach dem Erkalten zerschlagen wir das Glas. Es hat sich eine feste, zusammenhängende Stange von blauschwarzer Farbe gebildet.*

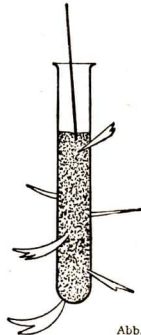


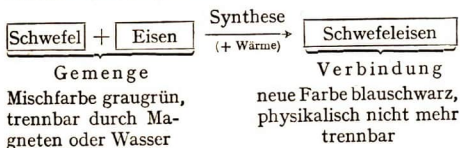
Abb. 12  
Herstellung von Schwefeleisen. Lange Stichflammen brechen allseits aus dem Glase hervor

● Versuch 23: Untersuchung der Verbindung. *Zur Untersuchung schlagen wir ein Stück von der Stange ab, zerreiben es im Mörser und betrachten das entstandene Pulver unter der Lupe: Es ist ein einheitlicher, dunkel gefärbter Stoff zu erkennen. Dieser wird vom Magneten nicht angezogen. Beim Schütteln mit Wasser findet keine Trennung mehr statt; die Masse setzt sich zu Boden.*

Verbindungen entstehen durch Vereinigung mehrerer einfacher Stoffe zu einem komplizierteren. Die Eigenschaften der Bestandteile sind in der Verbindung nicht mehr erkennbar.

[16] **Synthese.** Ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften hat sich gebildet. Die Eigenschaften der beiden Ausgangsstoffe Schwefel und Eisen sind nicht mehr erkennbar. Aus Schwefel und Eisen ist eine Verbindung entstanden, die man *Schwefeleisen* nennt. **Den Vorgang der Vereinigung mehrerer Stoffe zu einem neuen, komplizierter gebauten Stoff bezeichnet man als Synthese<sup>1)</sup>.** Synthesen werden häufig durch Wärmezufuhr eingeleitet.

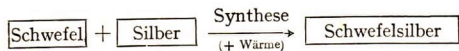
Die chemische Vereinigung mehrerer (einfacher) Stoffe zu einem neuen (komplizierter gebauten) Stoff nennt man Synthese. Die Synthesen werden häufig durch Wärmezufuhr eingeleitet.



[17] **Verbindungen bilden sich nur bei sorgfältiger Vermischung der Bestandteile**

● Versuch 24: Herstellung von Schwefelsilber. *Nun fassen wir eine Silbermünze mit der Tiegelzange und erhitzen sie in einer Flamme. Beim Aufstreuen von wenig Schwefelblume zeigt sich sofort eine Farbänderung: Auf der glänzenden Münze entsteht ein schwarzbrauner Fleck.*

Eine Synthese ist abgelaufen. Schwefel und Silber haben sich zu Schwefelsilber vereinigt.



Versuchen Sie, den Fleck mit Wasser abzureiben! **Vergeblich!** Die entstandene Verbindung ist in Wasser unlöslich. Versuchen Sie, den Fleck abzuschaben, und Sie werden entdecken, daß nur das oberflächliche Silber sich mit dem Schwefel verbunden hat.

Verbindungen können sich nur bilden, wenn die Einzelbestandteile in enger Berührung miteinander stehen.

<sup>1)</sup> σύνthesis (griech.) = Zusammensetzung.

Verbindungen können sich nur bilden, wenn die Bestandteile in Berührung miteinander stehen.

**[18] Wie können wir die Vermischung erreichen?**

Wenn wir Schwefel mit Blei vereinigen wollen, ergibt sich die gleiche Schwierigkeit wie in Versuch 24. Auch Blei ist nicht pulverisierbar. Beim Daraufschlagen mit dem Hammer wird es breit gedrückt; es ist *hämmerbar* (= *duktil*<sup>1)</sup>). Eine Mischung können wir aber durch Schmelzen beider Stoffe erreichen.

● Versuch 25: Herstellung von Schwefelblei. *Wir schmelzen in einem Tiegel (Tafel I, p) Schwefelblume, in einem zweiten Blei. Nun schieben wir das oberflächliche Häutchen auf dem Blei mit einem Glasstab zurück und gießen die Bleischmelze in die Schwefelschmelze. Nach dem Erkalten zeigt sich, daß eine einheitliche, dunkle Masse entstanden ist. Sie ist in Wasser unlöslich. Beim Daraufschlagen mit dem Hammer erweist sie sich als spröde und zerspringt.*

Den neu entstandenen Stoff kann man als *Detektorkristall* benutzen; in der Natur kommt er als *Bleiglanz* vor.

Schwefel vereinigt sich in der Hitze mit vielen Metallen zu wasserunlöslichen, meist dunkel gefärbten Verbindungen, die als Sulfide bezeichnet werden.



Schwefel vereinigt sich in der Hitze mit vielen Metallen zu wasserunlöslichen, meist dunkel gefärbten Verbindungen, die der Chemiker *Sulfide*<sup>2)</sup> nennt (Eisensulfid, Silbersulfid, Bleisulfid).

Fast alle Metalle sind duktil, d. h. hämmerbar. Beim Behämmern werden sie abgeplattet, zerspringen aber nicht. Die Nichtmetalle und die Metallverbindungen sind *spröde*, d. h. nicht hämmerbar. Beim Daraufschlagen zerspringen sie.

Fast alle Metalle sind duktil = hämmerbar. Die Nichtmetalle und die Metallverbindungen sind spröde (nicht hämmerbar).

<sup>1)</sup> ducēre (lat.) = ziehen, in die Länge ziehen.

<sup>2)</sup> sulfur (lat.) = Schwefel.



### [19] Der Verbrennungsvorgang und die Phlogistontheorie

Verbrennungen gehen häufig unter Lichtentwicklung vor sich. In Versuch 2 haben wir Magnesiumdraht verbrannt. Unter Licht- und Hitzeentwicklung entstand aus dem Magnesium ein neuer Stoff, eine weiße Asche.

● Versuch 26: Verbrennung von Eisenstäubchen. *Auch wenn Sie feinstes Eisenpulver in die Flamme eines waagrecht gehaltenen Brenners einstreuen, verbrennen die Eisenstäubchen blitzartig als glänzende Sternchen. Wir kennen diesen Sternchenregen von den Wunderkerzen des Christbaumes.*

Früher beobachtete man außer der Lichtentwicklung vielfach auch Substanzverluste beim Verbrennen von Stoffen. So sind die Rückstände beim Verbrennen von Heizstoffen leichter und weniger umfangreich als die Ausgangsstoffe. Kerzen werden beim Brennen kleiner. Zur Erklärung dieser Verbrennungserscheinungen stellte der deutsche Arzt und Chemiker Stahl<sup>1)</sup> 1710 die *Phlogistontheorie*<sup>2)</sup> auf. Er nimmt das Vorhandensein eines Feuerstoffes, des Phlogistons, an. Nach dieser Theorie brennt ein Stoff um so leichter und heftiger, je mehr Phlogiston er enthält. Das Phlogiston wird von den brennenden Stoffen ausgeschleudert; trifft es auf das Auge, so entsteht die Wahrnehmung einer Flamme oder des Glühens. Durch den Verlust des Phlogistons nimmt der brennende Stoff an Gewicht ab.

### [20] Läßt sich eine Gewichtsabnahme bei Verbrennungsvorgängen feststellen?

● Versuch 27: Magnesium nimmt beim Verbrennen an Gewicht zu. *Wir schütten ein Häufchen Magnesiumpulver auf eine feuerfeste Asbestplatte und tarierten Unterlage und Pulver sorgfältig auf einer Waage aus. Dann richten wir eine Flamme auf das Pulver. Es beginnt zu*

Die bei Verbrennungsprozessen beobachteten Gewichtsverluste führten früher zur Aufstellung der Phlogistontheorie (Stahl, 1710). Nach dieser Theorie schleudern die brennbaren Stoffe während der Verbrennung einen Feuerstoff, das Phlogiston, aus und nehmen hierdurch an Masse und Gewicht ab.

Beim Verbrennen von Metallen läßt sich durch Versuche leicht eine Gewichtszunahme feststellen; diese steht in Widerspruch zur Phlogistontheorie.

<sup>1)</sup> Stahl, deutscher Mediziner und Chemiker, 1660–1734. Begründer der Phlogistontheorie.

<sup>2)</sup> phlogistós (griech.) = verbrannt.

glühen; weiße Metallasche bleibt zurück. Nach dem Erkalten wiegen wir die Asbestplatte mit der Asche und stellen eine Gewichtszunahme gegenüber dem Ausgangsprodukt fest.

● Versuch 28: Gewichtsprüfung bei der Verbrennung von Eisenpulver (Abb. 13). Wir befestigen an dem Waagebalken einer größeren Waage einen Hufeisenmagneten, an dessen Enden ein Bart von Eisenfeilspänen hängt. Dann tarieren wir die Waage genau aus und bestreichen die Eisenfeilspäne mit der Flamme eines Bunsenbrenners. Nach kurzer Zeit senkt sich die Waagschale mit dem Magneten. Also hat auch das Eisen beim Verbrennen an Gewicht zugenommen.

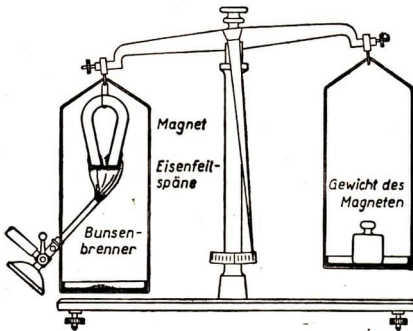


Abb. 13. Gewichtsprüfung beim Verbrennen von Eisenpulver

Die Versuche 27 und 28 widerlegen die Phlogistontheorie. Geschichtlich wurde die Gewichtszunahme bei Verbrennungen zum ersten Male durch den französischen Chemiker Lavoisier<sup>4)</sup> 1777 unter Benutzung der Waage festgestellt und nachgewiesen.

1777 widerlegte der französische Chemiker Lavoisier die Phlogistontheorie. Er wies nach, daß die Verbrennungen stets mit Gewichtszunahme verbunden sind.

<sup>4)</sup> Lavoisier, französischer Chemiker, 1743-1794. Versuche über die Verbrennung. – Gesetz von der Erhaltung des Gewichtes.

[21] Wie erklärt sich dann der beobachtete Schwund der Kerze beim Brennen?

● Versuch 29: Gewichtsprüfung bei der Verbrennung einer Kerze (Abb. 14). Auf die beiden Schalen einer Waage setzen wir je eine Kerze und über jede Kerze einen Glaszylinder, in dem ein Metallsieb mit Ätznatronfüllung hängt. Beide Seiten der Waage werden genau austariert. Wird die Kerze auf der einen Waagschale angebrannt, so senkt sich diese sehr bald. Das Ätznatron hat die bei der Verbrennung entstehenden unsichtbaren Gase aufgefangen und festgehalten, so daß sie gewichtsmäßig in Erscheinung treten. Die gleiche Versuchsanordnung über der nichtbrennenden Kerze entkräftet den Einwand, daß Gasbestandteile der Luft durch das Ätznatron aufgenommen worden sind.

Die Gewichtszunahme zeigt, daß nicht ein Feuerstoff, das Phlogiston, bei der Verbrennung ausgeschleudert wird, sondern daß im Gegenteil ein Stoff neu hinzutritt.

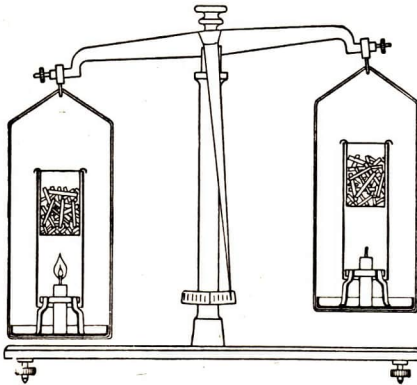


Abb. 14. Gewichtsprüfung beim Verbrennen einer Kerze

Die Gewichtszunahme bei der Verbrennung zeigt, daß nicht ein Feuerstoff, das Phlogiston, ausgeschleudert wird, sondern daß im Gegenteil ein Stoff neu hinzutritt. Woher kommt dieser Stoff?

[22] Kommt die Gewichtszunahme bei der Verbrennung aus der Flamme oder aus der Luft?

● Versuch 30: Die Flamme wird ausgeschaltet. Gewichtsprüfung bei der Verbrennung von Eisenpulver unter Ausschaltung der Flamme. Der Versuch 28 mit

Die Gewichtszunahme beim Erhitzen von Metallen tritt auch ein,

*dem aufgehängten Magneten gelingt auch, wenn das Eisenpulver nicht durch eine Flamme, sondern durch eine glühende Stricknadel erhitzt wird.*

Also ist die Herkunft des neu hinzutretenden Stoffes aus der Flamme unwahrscheinlich.

wenn die Flamme das Metall selbst nicht berührt. Es ist also unwahrscheinlich, daß die Gewichtszunahme aus der Flamme kommt.

● Versuch 31: Herstellung einer Bleischmelze. *Beim Schmelzen von Blei in einem Porzellantiegel bildet sich auf der Bleischmelze eine dünne Haut von gelber Farbe. Schieben wir diese Haut mit einem Glasstab beiseite, so bildet sich auf der zutage tretenden blanken Bleischmelze sofort wieder die gleiche Haut.*

Da die Flamme nur den Porzellantiegel, nicht aber die in ihm befindliche Bleischmelze berührt, ist es unwahrscheinlich, daß der neu hinzutretende Stoff (Gewichtszunahme!) aus der Flamme stammt.

● Versuch 32: Die Luft wird ausgeschaltet. Herstellung einer Bleischmelze unter Luftabschluß. *Wieder schmelzen wir Blei, diesmal aber unter Zusatz von Stearin (Kerze) in einem Probierglas. Das Stearin schwimmt oben auf und bewirkt Luftabschluß. Die Bleischmelze bleibt blank; es bildet sich kein Häutchen.*

Bei Luftabschluß weisen die erhitzten Metallteile keine Veränderungen auf. Also bewirkt die Luft oder ein Teil von ihr die Gewichtszunahme bei den Verbrennungen.

Demnach stammt der in Versuch 31 neu hinzutretende Stoff aus der Luft.

## [23] Nachprüfung des Ergebnisses am Kupfer

● Versuch 33: Bildung der Anlauffarben beim Glühen von Kupferblech. *Zur Nachprüfung des Ergebnisses halten wir mit der Tiegelzange ein Kupferblech (Kupferschablone) waagrecht in die Flamme; sofort bilden sich als bunt schillernde Haut die Anlauffarben. Nach dem Glühen und Wiedererkalten ist das Kupferblech an dieser Stelle schwarz geworden. Auch beim Glühen von Eisenblech bildet sich ein schwarzer Überzug von Eisenhammerschlag.*

● Versuch 34: Untersuchung des veränderten Kupfers. *Durch Abkratzen können Sie den schwarzen Fleck entfernen; der schwarze Überzug löst sich ab. Darunter erscheint das Kupfer wieder, aber nicht hellrot und blank wie vorher, sondern matt und purpurrot.*

● Versuch 35: Das Kupferblech brennt durch. *Bei länger anhaltendem Glühen wird das Metall völlig in den spröden, schwarzen Stoff verwandelt; das Blech „brennt durch“.*

● Versuch 36: Erhitzen eines zusammengefalteten Kupferbleches. *Nun falten wir ein blankes, glänzendes Kupferblech briefartig zusammen und erhitzen es in einer Flamme (Abb. 15). Nach dem Erkalten sehen wir, daß nur die Außenseite des Briefchens sich verfärbt hat. Die Innenseite, die mit der Luft nicht in Berührung kam, ist blank und hellrot geblieben.*

Also bewirkt die Luft oder ein Teil von ihr die Verbrennung, die mit dieser verbundenen stofflichen Veränderungen und die Gewichtszunahme.

● Versuch 37: Erhitzen von Kupfer unter Luftabschluß. *Tatsächlich verändert sich das Kupferblech nicht, wenn wir es in siedendem Talg erhitzen (Luftabschluß!).*

● Versuch 38: Kupfer verändert sich an der Luft auch ohne Erhitzen. *Lassen wir blankes Kupfer lange Zeit an der Luft liegen, so überzieht es sich allmählich mit einer dunkelroten, matten Schicht.*

Diese Veränderung kennen Sie schon von den Kupferdrähten elektrischer Leitungen, von Antennen und kupfernen Gebrauchsgegenständen; sie zeigen sich auch ohne Hitzeeinwirkung.

**Ergebnisse.** Die Versuchsserie 30–38 zeigt uns, daß

1. das Erhitzen nicht die Ursache der Veränderung ist (Versuch 38). Das Erhitzen beschleunigt nur den Vorgang, der ganz langsam auch bei gewöhnlicher Temperatur abläuft (Mattwerden von Aluminiumgeräten usw.). Nur die Edelmetalle verändern sich auch beim Erhitzen nicht.
2. die Luft oder ein Bestandteil von ihr die Veränderung bewirkte, da die veränderten Teile nur mit Luft in Berührung kamen und die Veränderung unter Luftabschluß nicht erfolgt (Versuche 31/32 und 36/37).

[24] **In welcher Weise wirkt die Luft bei der Verbrennung mit?**

● Versuch 39: Verbrennung von Magnesium in einem abgegrenzten Luftvolumen (Abb. 16). *Auf einer flachen*

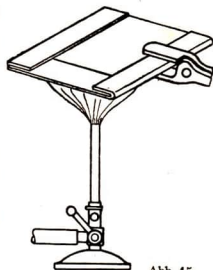


Abb. 15.  
Erhitzen eines Kupferbriefchens

Nicht die Hitze der Verbrennung ist das Entscheidende; sie beschleunigt nur die stofflichen Veränderungen, die auch bei normaler Temperatur langsam ablaufen.

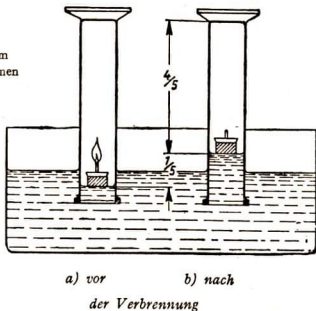
Bei Verbrennungen  
in einem abgegrenzten



Korkscheibe befestigen wir mit einer Stecknadel ein spiralförmig aufgedrehtes Magnesiumband und entzünden dieses, nachdem die Unterlage in einer Schüssel auf Wasser schwimmt. Darüber stülpen wir sofort einen Standzylinder mit der Öffnung nach unten (Abb. 16 a). Bald erlischt die Flamme. Das Wasser innerhalb des Zylinders ist während der Verbrennung gestiegen. Durch Ausmessen ermitteln wir, daß etwa  $\frac{1}{5}$  der Luft verbraucht wurde (Abb. 16 b).

Luftvolumen wird etwa  $\frac{1}{5}$  der Luft verbraucht.

Abb. 16.  
Verbrennungen in einem  
abgegrenzten Luftvolumen



● Versuch 40: Verbrennen einer Kerze in einem abgegrenzten Luftvolumen. Wenn wir eine Kerze auf der Korkscheibe befestigen, so zeigt sich bei gleicher Versuchsanordnung das gleiche Ergebnis. Wieder wird etwa  $\frac{1}{5}$  der Luft verbraucht.

● Versuch 41: Untersuchung der Restluft. Wir verschließen nach Versuch 39 oder 40 den Zylinder unter Wasser mit einem Deckglas, heben ihn vorsichtig heraus und stellen ihn auf den Tisch. Halten wir nun einen brennenden Holzspan in irgendeinen offenen Zylinder, so brennt er ruhig weiter; beim Eintauchen in den Zylinder von Versuch 39 oder 40 nach Abheben des Deckglases erlischt der brennende Holzspan sofort.

In der Restluft ( $\frac{4}{5}$ ) ist keine Verbrennung mehr möglich.

Bei den Verbrennungen in Versuch 39 und 40 wurde also etwa  $\frac{1}{5}$  der Luft verbraucht; in dem übrig gebliebenen Teile der Luft ( $\frac{4}{5}$ ) ist eine Verbrennung nicht mehr möglich. Wir können vermuten, daß der ver-

schwundene Teil der Luft zu dem verbrennenden Stoff hinzutreten ist und die Gewichtszunahme bei der Verbrennung bewirkt hat.

[25] **Oxyde.** Die beim Verbrennen von Metallen und Nichtmetallen entstehenden Verbindungen nennt man *Oxyde*<sup>1)</sup>. Magnesium verbrennt zu weißem Magnesiumoxyd (= Magnesia; Versuche 2 und 27), Schwefel zu dem stechend riechenden Gas Schwefeldioxyd (Versuch 12); auf dem Kupfer bildet sich eine schwarze Schicht von Kupferoxyd (Versuche 33, 34, 35, 36), auf der Bleischmelze ein gelbes Häutchen von Bleioxyd (Versuche 25 und 31). Diese Oxyde sind schwerer als die Ausgangsstoffe. Bei der Zerlegung von Oxyden müßten diese in den Ausgangsstoff und einen luftförmigen Stoff zerfallen, der die Verbrennung begünstigt.

Die beim Verbrennen von Metallen und Nichtmetallen entstehenden Verbindungen nennt man Oxyde. Die Oxyde sind schwerer als ihre Ausgangsstoffe.

### [26] Analyse von Quecksilberoxyd

● Versuch 42. *Wir bringen wenig Quecksilberoxyd in ein schwer schmelzbares Probierrglas, halten es mit einem Halter ziemlich waagerecht und erhitzen die zinnrothe, giftige Verbindung über einer Flamme (Abb. 17). Das Oxyd färbt sich braunschwarz. An den kälteren Glasteilen (die von der Flamme weit entfernt sind) setzen sich kleinste, silberglänzende Tröpfchen ab, die bald zu einem Queck-*

Quecksilberoxyd spaltet sich beim Erhitzen in flüssiges Quecksilber und ein farbloses Gas, das die Verbrennung stark fördert und Sauerstoff heißt. Die Luft besteht zu 20% ( $\frac{1}{5}$ ) aus Sauerstoff, der die Verbrennung fördert, und zu 80% ( $\frac{4}{5}$ ) aus Stickstoff, in dem keine Verbrennung möglich ist.

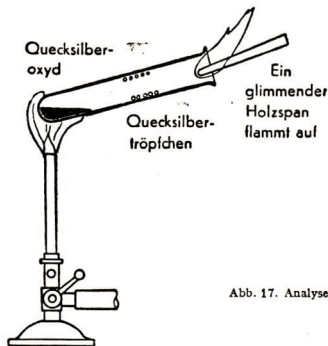
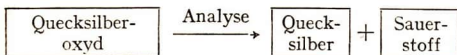


Abb. 17. Analyse von Quecksilberoxyd

<sup>1)</sup> Oxygenium (lat.) = Name für Sauerstoff.

*silberspiegel zusammenfließen. Halten wir einen glimmenden (nicht brennenden!) Holzspan während des Erhitzens in die Probierglassmündung, so flammt er hell auf (Abb. 17). Vorsicht! Quecksilber und Quecksilberdämpfe sind sehr giftig!*

Quecksilberoxyd spaltet sich also beim Erhitzen in zwei neue Stoffe, in flüssiges Quecksilber und ein farbloses Gas, das die Verbrennung unterhält und fördert; dieses Gas heißt *Sauerstoff*. Es ist zu  $\frac{1}{5}$  (20%) in der Luft enthalten. Der übrige Teil der Luft (80%) erstickt jede Flamme und wirkt auch auf Lebewesen erstickend; er heißt *Stickstoff*.



[27] **Oxydation – Oxyd – Analyse.** Viele Stoffe vereinigen sich mit dem Sauerstoff der Luft. Diese Synthese nennt man *Oxydation*. Die entstehenden Sauerstoffverbindungen sind die *Oxyde*. Die Oxydationen verlaufen zum Teil bereits bei normaler Temperatur (Versuch 38) und werden durch Wärmezufuhr beschleunigt (Versuch 33). Die Aufspaltung oder Zerlegung einer Verbindung in ihre Bestandteile bezeichnet man als *Analyse*<sup>1)</sup>. Sie ist das Gegenstück zur Synthese.

Bei den Verbrennungen vereinigen sich die brennenden Stoffe mit dem Sauerstoff der Luft. Diese Synthese nennt man *Oxydation*. Die entstehenden Sauerstoffverbindungen heißen *Oxyde*.

Das Gegenstück der Synthese ist die *Analyse*; es ist die Zerlegung einer Verbindung in ihre Bestandteile.

## 5. Kapitel: Elemente

### A. Lehrgang

[28] **Die Grundstoffe oder Elemente.** Beim Erhitzen des Quecksilberoxyds (Versuch 42) zerfiel dieses in metallisches Quecksilber und Sauerstoffgas. Es wäre denkbar, daß die entstandenen Stoffe wiederum in andere Stoffe zerlegt werden könnten. Zahlreiche Versuche haben aber gezeigt, daß Sauerstoff und Quecksilber sich nicht weiter aufspalten lassen. Man bezeichnet derartige Stoffe in der Chemie als *Grundstoffe* oder *Elemente* im Gegensatz zu den Gemengen und Verbindungen, die physikalisch bzw. chemisch in andere Stoffe aufspaltbar sind (siehe 2. und 3. Kap.) Die Gemenge lassen sich physikalisch in ihre Bestandteile zer-

### B. Kurzfassung

Gemenge lassen sich physikalisch in ihre Bestandteile zerlegen.

Verbindungen lassen sich chemisch durch Analyse in einfachere Stoffe aufspalten.

Eine vollständige Analyse der Verbindungen führt zur Aufspaltung in die Grundstoffe oder Elemente, die sich chemisch nicht weiter in andere Stoffe mit anderen Eigenschaften zerlegen lassen.

<sup>1)</sup> *análisis* (griech.) = Auflösung.

legen; diese können Elemente oder Verbindungen sein. Verbindungen lassen sich chemisch in einfachere Verbindungen oder in ihre einfachsten Bausteine, die Elemente, zerlegen. Die Elemente sind chemisch nicht weiter zerlegbar.

Kupfer, Magnesium, Blei, Eisen, Quecksilber, Sauerstoff, Stickstoff und Schwefel sind Grundstoffe oder Elemente. Schwefeleisen, Kupferoxyd und Magnesia sind Verbindungen. Schlamm, Milch und Erde sind Gemenge.

[29] **Die Zahl der Elemente und ihre Einteilung.** Auf der Erde gibt es *92 natürliche Elemente* oder Grundstoffe. Man teilt sie ein in

1. Metalle,
2. Nichtmetalle.

Es gibt auf der Erde 92 Elemente.

Die Elemente werden eingeteilt in

1. Metalle,
2. Nichtmetalle.

[30] **Metalle und Nichtmetalle.** Die *Kennzeichen der Metalle* sind Metallglanz, Dehnbarkeit, Undurchsichtigkeit selbst in dünnsten Blättchen und gutes Leitvermögen für Wärme und Elektrizität. Sie kennen den Metallglanz der Silbermünze. Sie wissen, daß Silber zu feinsten Drähten ausgezogen werden kann. Wenn Sie selbst photographieren, wissen Sie auch, daß die schwarzen Silberteilchen belichteter und entwickelter photographischer Platten und Filme bei der Herstellung von Bildabzügen für Lichtstrahlen völlig undurchlässig sind. Sie kennen das Leitvermögen der Kupferdrähte für Elektrizität. Und das Wärmeleitvermögen? – Probieren Sie selbst:

Die Kennzeichen der Metalle sind:

- a) Metallglanz,
- b) Dehnbarkeit,
- c) Undurchsichtigkeit,
- d) gutes Leitvermögen für Wärme und Elektrizität.

● Versuch 43: Die gewonnene Wette. *Schließen Sie jede Wette mit einem Versuchspartner ab, daß er ein silbernes Fünfmarkstück, mit einer Kante zwischen zwei Fingern gefaßt, nicht so lange halten kann, wie Sie die Gegenkante mit der Flamme eines Streichholzes erwärmen können!*

*Führen Sie den Versuch durch, wie es Abb. 18 zeigt! Die Münze ist längst zu Boden gefallen, ehe das Streichholz erlischt, denn Silber hat ein sehr gutes Wärmeleitvermögen.*

Den *Nichtmetallen* fehlt der ausgeprägte Metallglanz; sie sind spröde und durchscheinend. Die meisten Nichtmetalle leiten weder Wärme noch Elektrizität.

[31] **Einteilung der Metalle.** Die Metalle werden nach dem spezifischen Gewicht<sup>1)</sup> in

*Leichtmetalle* und

*Schwermetalle* untergeteilt (siehe Tabelle 1).

Man kann die Metalle auch nach ihrem chemischen Verhalten einteilen in *Edelmetalle* (z. B. Silber, Gold, Platin) und *unedle Metalle* (z. B. Kupfer, Eisen, Blei).

Unterteilung der Metalle nach dem spezifischen Gewicht in *Leichtmetalle* und *Schwermetalle*.

Unterteilung der Metalle nach ihrem chemischen Verhalten in *Edelmetalle* (verändern sich nicht an der Luft) und *unedle Metalle* (oxydieren an der Luft).

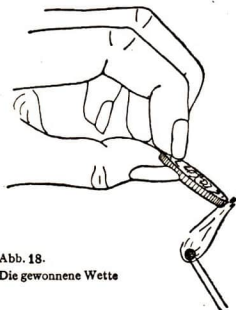


Abb. 18.  
Die gewonnene Wette

Die unedlen Metalle oxydieren an der Luft, d. h. sie vereinigen sich mit dem Luftsauerstoff. Die Edelmetalle verändern sich an der Luft nicht einmal beim Erwärmen.

Tabelle 1 bringt eine Zusammenstellung der wichtigsten Elemente. Die Spalte „Art“ zeigt Ihnen, welcher Einteilungsgruppe die einzelnen Elemente zuzuweisen sind.

---

<sup>1)</sup> Das spezifische Gewicht ist das Gewicht eines Kubikzentimeters des Stoffes in Gramm ausgedrückt.



Name	Symbol	Atomgewicht	Wertigkeit	Art	Aggregatzustand	spez. Gewicht <sup>1)</sup>	Schmelzpunkt °C	Siedepunkt °C
Aluminium	Al	27	3	Leichtmetall	fest	2,7	659	2270
Blei	Pb	207	2, (4)	Schwermetall	fest	11,3	327	1690
Brom	Br	80	1, (3,5)	Nichtmetall	flüsig	3,1	-7,3	63
Chlor	Cl	35,5	1, (3, 4, 5, 7)	Nichtmetall	Gas	3,2 g/l	-103	-35
Chrom	Cr	52	(2), 3, (5), 6	Schwermetall	fest	7,1	1800	2660
Eisen	Fe	55,8	2, 3, (6)	Schwermetall	fest	7,9	1530	3225
Fluor	F	19	1	Nichtmetall	Gas	1,7 g/l	-223	-187
Gold	Au	197	(1), 3	edl. Schwermet.	fest	19,3	1063	2710
Helium	He	4	0	Edelgas	Gas	0,18 g/l	-272	-269
Jod	J	127	1, (3, 5, 7)	Nichtmetall	fest	4,9	114	184
Kalium	K	39	1	Leichtmetall	fest	0,9	64	762
Kalzium	Ca	40	2	Leichtmetall	fest	1,5	851	1439
Kohlenstoff	C	12	2, (3), 4	Nichtmetall	fest	3,5	3500	3927
Kupfer	Cu	64	(1), 2, (3)	Schwermetall	fest	8,9	1083	2340
Magnesium	Mg	24	2	Leichtmetall	fest	1,7	650	1120
Mangan	Mn	55	(1), 2, (3), 4, (6), 7	Schwermetall	fest	7,3	1250	2032
Natrium	Na	23	1	Leichtmetall	fest	1	98	878
Nickel	Ni	59	(1), 2, (3, 4)	Schwermetall	fest	8,9	1455	3075
Phosphor (weiß)	P	31	(1), 3, (4), 5	Nichtmetall	fest	1,8	44	281
Platin	Pt	195	(1), 2, (3), 4, (6)	edl. Schwermet.	fest	21,4	1771	3804
Quecksilber	Hg	200,6	1, 2	Schwermetall	flüsig	13,6 (0°)	-39	357
Radium	Ra	226	2	(Leicht)metall	fest	-6	700	
Sauerstoff	O	16	2	Nichtmetall	Gas	1,4 g/l	-219	-183
Schwefel (rh.)	S	32	2, (4), 6	Nichtmetall	fest	2	113	445
Silber	Ag	108	1, (2)	edl. Schwermet.	fest	10,5	961	1930
Stickstoff	N	14	(1, 2), 3, (4), 5	Nichtmetall	Gas	1,3 g/l	-210	-196
Wasserstoff	H	1,008	1	Nichtmetall	Gas	0,09 g/l	-258	-253
Zink	Zn	65	2	Schwermetall	fest	7,1	419	907
Zinn	Sn	118,7	2, 4	Schwermetall	fest	7,3	232	2362

Tabelle 1. Wichtige chemische Elemente

<sup>1)</sup> Bei Gasen Litergewicht bei 0° 760 mm Hg.

## 6. Kapitel: Symbole, Formeln und Gleichungen

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[32] Die chemischen Zeichen oder Symbole. Um die langen und komplizierten chemischen Namen kurz und schnell niederschreiben zu können, bedient sich der Chemiker einer international festgesetzten Kurzschrift oder Zeichensprache.

Zur Darstellung chemischer Vorgänge verwendet der Chemiker eine Zeichensprache. Zunächst führte der englische Chemiker Dalton geometri-

Schon der englische Chemiker Dalton<sup>1)</sup> gebrauchte für die einzelnen Elemente geometrische Zeichen (z. B.  $\oplus$  = Schwefel;  $\odot$  = Wasserstoff usw.; Abb. 19). Die heutigen Symbole wurden von dem schwedischen Chemiker Berzelius<sup>2)</sup> eingeführt und später durch internationale Kommissionen im einzelnen festgelegt; sie werden in allen Ländern der Welt in der gleichen Form angewendet.

sche Zeichen für die einzelnen Elemente ein. Später wandte der schwedische Chemiker Berzelius Kurzzeichen an, die aus Buchstaben bestehen. Diese chemischen Zeichen oder Symbole sind international festgelegt. Ihre Anwendung ist für alle Länder verbindlich.

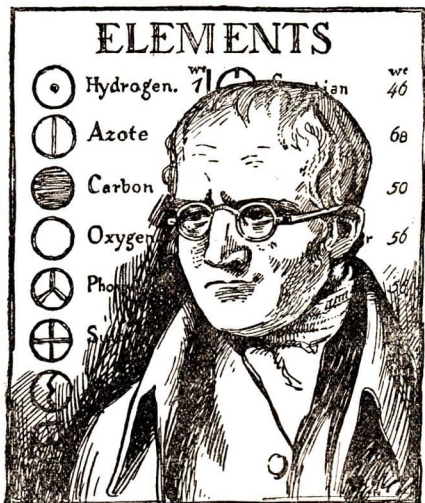


Abb. 19. John Dalton, 1766-1844. Im Hintergrund sehen wir Daltons Atomtafel mit den Elementenzeichen und den noch unrichtigen Atomgewichten

[33] **Aufbau der Symbole.** Die *chemischen Zeichen* oder *Symbole* sind Abkürzungen für die einzelnen Elemente. Sie bestehen aus dem Anfangsbuchstaben und eventuell noch einem zweiten charakteristischen Buch-

Die Symbole bestehen aus den Anfangsbuchstaben und eventuell noch einem zweiten charakteristischen Buchstaben des

<sup>1)</sup> Dalton, englischer Chemiker, 1766-1844. Begründer der modernen Atomtheorie; Gesetz der konstanten Gewichtsverhältnisse.

<sup>2)</sup> Berzelius, schwedischer Chemiker, 1779-1848. Bestimmung zahlreicher Atomgewichte; Schöpfer der chemischen Formelsprache; Aufbau der Grundlagen der quantitativen Analyse.

staben des lateinischen oder griechischen Namens. So steht

lateinischen oder griechischen Namens.

für Sauerstoff,	lat. oxygenium,	das Symbol O
„ Schwefel,	„ sulfur,	„ „ S
„ Eisen,	„ ferrum,	„ „ Fe
„ Gold,	„ aurum,	„ „ Au
„ Silber,	„ argentum,	„ „ Ag
„ Kupfer,	„ cuprum,	„ „ Cu
„ Kohlenstoff,	„ carboneum,	„ „ C
„ Magnesium	-	„ „ Mg
„ Aluminium	-	„ „ Al

Die chemischen Zeichen werden stets lateinisch geschrieben, und zwar der erste Buchstabe groß, der zweite klein. *Beim Lesen* werden die Buchstaben nicht zusammengezogen, sondern getrennt gesprochen. Sie lesen also das Symbol für Aluminium nicht wie „Aal“, sondern A-l, das Symbol für Gold nicht wie „Au“, sondern A-u.

Die Symbole für die einzelnen Elemente können Sie der Tabelle 1, Spalte „Symbole“ entnehmen.

[34] **Formeln.** Bei den chemischen Verbindungen schreibt man die Symbole der einzelnen Bestandteile hintereinander. Sind Metalle und Nichtmetalle in der Verbindung enthalten, so beginnen wir stets mit dem metallischen Bestandteil. Die entstehenden Abkürzungen nennt man *Formeln*. Kupferoxyd hat die Formel CuO, Magnesiumoxyd MgO, Quecksilberoxyd HgO. Die Formel von Schwefeleisen lautet aber nicht SFe, sondern FeS, da das Metall in der Formel zuerst steht.

Für die Verbindungen werden Formeln aufgestellt, welche die Zusammensetzung der Verbindung aus den einzelnen Elementen erkennen lassen.

In der Formel steht das Metall stets vor dem Nichtmetall.

[35] **Chemische Gleichungen.** Zur Darstellung der chemischen Vorgänge werden die Formeln zu *chemischen Gleichungen* zusammengesetzt, wie dies bildlich von uns schon in den Kapiteln 3 und 4 durchgeführt wurde. Hierdurch wird eine große Vereinfachung des Schreibvorganges erzielt und der chemische Vorgang klar und übersichtlich dargestellt.

Die Formeln werden zu den chemischen Gleichungen zusammengesetzt, die den Ablauf der chemischen Reaktionen klar und übersichtlich darstellen.

Die Gleichung für den Versuch 22 lautet:



Ausgangs-  
produkte  $\longrightarrow$  Endpro-  
dukte

Auf der linken Seite der Gleichung stehen die Ausgangsstoffe, auf der rechten Seite die Endprodukte. Es lassen sich also beide Seiten nicht vertauschen wie in der mathematischen Gleichung. Daher wird das Gleichheitszeichen (=) oft durch einen Richtungspfeil ersetzt ( $\longrightarrow$ ); er gibt die Richtung an, in der die chemische Reaktion verläuft. Beide Seiten der Gleichung müssen zahlenmäßig und stoffmäßig übereinstimmen.

Beide Seiten der Gleichung müssen zahlenmäßig und stoffmäßig übereinstimmen.

---

## K. Zusammenfassung (1.-6. Kapitel)

---

### Einleitung

Die *Chemie* ist die Lehre von den Stoffen und den stofflichen Umwandlungen. Beobachtung und Experiment sind ihre Forschungsmittel.

#### 1. Kapitel: Physikalische und chemische Vorgänge

Veränderungen an den Stoffen können physikalischer oder chemischer Art sein. *Physikalische Veränderungen* sind Eigenschaftsänderungen vorübergehender Art; sie können leicht rückläufig gemacht werden. *Chemische Veränderungen* bewirken stoffliche Änderungen, wobei Ausgangsstoffe verschwinden und neue Stoffe entstehen. *Veränderungen des Aggregatzustandes* (fest, flüssig, gasförmig) sind *physikalische Veränderungen* ohne Stoffänderung.

*Sublimation* ist das Überspringen eines Aggregatzustandes (fest  $\longrightarrow$  Gas; Gas  $\longrightarrow$  fest).

#### 2. Kapitel: Gemenge und deren Trennung

*Gemenge* bestehen aus beliebigen Stoffen in beliebiger Gewichtsmenge. Die einzelnen Bestandteile existieren frei nebeneinander und behalten ihre Eigenschaften bei. Daher können Gemenge auf physikalischem Wege wieder in die Einzelbestandteile zerlegt werden.

Die Trennung der Gemenge erfolgt durch

Sortieren: Trennung fester Stoffe nach Größe, Farbe, Form;

Magnetwirkung: Trennung magnetischer und nichtmagnetischer Bestandteile;

Dekantieren: Abgießen einer klaren Flüssigkeit vom festen Stoff;

Lösen und Filtrieren: Trennung von löslichen und unlöslichen Stoffen;

Destillieren: Trennung von löslichen und unlöslichen Stoffen mit Rückgewinnung des Lösungsmittels;

Fraktionierte Destillation: Trennung von Flüssigkeitsgemischen.

Die *Destillation* erfolgt unter Verwendung des *Liebigschen Kühlers* oder des *Schlangenkühlers*.

Beim *Filtrieren* laufen die klaren Flüssigkeiten als *Filtrat* durch das Filter; die festen Bestandteile werden als *Rückstand* bzw. *Niederschlag* zurückgehalten.

### 3. Kapitel: Verbindungen – Synthese

*Verbindungen* entstehen durch Vereinigung bestimmter Stoffe in bestimmten Gewichtsverhältnissen. Die Einzelbestandteile sind in der Verbindung nicht mehr erkennbar. Ein neuer Stoff mit völlig neuen Eigenschaften hat sich gebildet.

Schwefel vereinigt sich in der Hitze mit vielen Metallen zu Verbindungen, die man *Sulfide* nennt. Diese sind wasserunlöslich und meist dunkel gefärbt.

Die Bildung von Verbindungen wird durch Wärmezufuhr, feinen Zerteilungsgrad und sorgfältige Mischung der Bestandteile beschleunigt.

Metalle sind *duktile*, d. h. hämmerbar; Nichtmetalle und Metallverbindungen sind spröde und zerspringen beim Daraufschlagen.

Synthese ist der Aufbau komplizierterer Verbindungen aus einfacheren Stoffen.

### 4. Kapitel: Der Verbrennungsvorgang – Analyse

Viele *Verbrennungen* gehen unter *Hitze- und Lichtentwicklung* vor sich (Heiz- und Leuchtstoffe).

Früher stellte man die *Phlogistontheorie* auf. Man nahm an, daß jeder brennbare Stoff den Feuerstoff Phlogiston enthalte, der bei der Verbrennung ausgeschleudert wird. Hierdurch versuchte man die „Gewichtsverluste“ beim Verbrennen der Stoffe (Kerze) zu erklären.

*Lavoisier* wies die Unhaltbarkeit dieser Theorie nach. Denn Verbrennungen erfolgen unter Gewichtszunahme durch Aufnahme des Luftsauerstoffes. *Ver-*



*brennungen sind Oxydationsvorgänge.* Die entstehenden Verbindungen sind *Oxyde*. Diese Oxydationen erfolgen auch ohne Hitzeeinwirkung, doch werden sie durch Wärmezufuhr beschleunigt.

*Analyse* ist die Zerlegung einer Verbindung in ihre Bestandteile.

### 5. Kapitel: Elemente

*Elemente oder Grundstoffe* lassen sich chemisch nicht weiter zerlegen in andere Stoffe mit anderen Eigenschaften.

Es gibt *92 natürliche Elemente* auf der Erde.

Man teilt die Elemente in *Metalle und Nichtmetalle* ein.

*Metalle* zeichnen sich aus durch Metallglanz, Dehnbarkeit, Undurchsichtigkeit und gutes Leitvermögen für Wärme und Elektrizität.

Die Metalle kann man unterteilen

- nach dem spezifischen Gewicht in *Leichtmetalle und Schwermetalle*,
- nach der Oxydierbarkeit in *Edelmetalle* und *unedle Metalle*.

### 6. Kapitel: Symbole, Formeln und Gleichungen

Für die chemischen Elemente gelten international festgesetzte chemische Zeichen oder Symbole. Sie bestehen aus dem Anfangsbuchstaben und eventuell noch einem zweiten charakteristischen Buchstaben des lateinischen Namens. Die Buchstaben der Symbole werden lateinisch geschrieben und getrennt ausgesprochen.

Für die Verbindungen werden *Formeln* aufgestellt. Sie enthalten die Symbole der Elemente, die in der Verbindung enthalten sind, wobei man mit den metallischen Bestandteilen beginnt.

Die chemischen Vorgänge werden durch *chemische Gleichungen* dargestellt. Auf der linken Seite stehen die Ausgangsprodukte, auf der rechten die Endprodukte. Beide Seiten stimmen zahlenmäßig und stoffmäßig überein.



# DIE DEUTSCHE FERNSCHULE

LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT

VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH · BERLIN / LEIPZIG

## 7. Kapitel: Atom und Molekül

### A. Lehrgang

[36] **Das Atom.** Wenn wir ein Stück Schwefel im Mörser zerreiben, so erhalten wir zuletzt einen staubfeinen Zerteilungsgrad. Unter dem Mikroskop sind die Einzelteilchen noch deutlich sichtbar, und jedes von ihnen weist sämtliche Eigenschaften des Schwefels auf. Wenn uns geeignete mechanische Werkzeuge zur Verfügung ständen, könnten wir die Zerteilung noch weiter führen. *Aus zahlreichen Versuchen und Beobachtungen geht jedoch hervor, daß dieser Teilung eine Grenze gesetzt ist.*

Die Atomtheorie nimmt daher an, daß der Raum nicht stetig (gleichmäßig) von Stoff erfüllt ist. Die Grundstoffe oder Elemente bestehen vielmehr aus sehr kleinen, mit gewöhnlichen Mitteln unteilbaren, voneinander gesonderten Teilchen, die noch sämtliche Eigenschaften des Elementes in sich vereinen; man nennt sie *Atome*<sup>1)</sup>. Ihre Kleinheit liegt weit unter der Sichtbarkeitsgrenze mikroskopischer Vergrößerungen<sup>2)</sup>; sie können daher auch mit den besten optischen Instrumenten nicht direkt sichtbar gemacht werden.

### B. Kurzfassung

Der Stoff erfüllt den Raum nicht stetig. Die Elemente bestehen vielmehr aus sehr kleinen, voneinander gesonderten Teilchen, die mit gewöhnlichen Mitteln unteilbar sind und weit unter der Sichtbarkeitsgrenze mikroskopischer Vergrößerungen liegen. Man nennt sie Atome.

[37] **Die Gleichheit aller Atome eines Elementes.** Mit der Annahme des Vorhandenseins „kleinster“ Teilchen ist gleichzeitig festgelegt, daß die einzelnen Atome eines Elementes alle die gleiche Größe und somit auch das gleiche Gewicht haben, denn sonst wären ja die größeren unter ihnen noch nicht die denkbar klein-

Das Atom ist der kleinste Teil eines Elementes. Die Atome eines Elementes besitzen alle die gleichen Eigenschaften, also auch die gleiche Größe und das gleiche Gewicht.

<sup>1)</sup> átómōs (griech.) = unteilbar.

<sup>2)</sup> Der Durchmesser eines Wasserstoffatoms beträgt ein Millionstel Millimeter; die Sichtbarkeitsgrenze unter dem Mikroskop liegt bei einem Zehntausendstel Millimeter.

sten Teilchen. Aus dem Vorhandensein verschiedener Elemente folgt weiter, daß wir so viel verschiedene Atomarten haben, wie es Elemente auf der Erde gibt, also 92. Die vollkommene Gleichheit sämtlicher Atome eines Elementes folgt auch aus der Tatsache, daß es völlig gleich ist, nach welchem Verfahren und aus welchen Ausgangsstoffen wir z. B. den Sauerstoff herstellen; er hat immer die gleichen Eigenschaften.

Es gibt so viele Arten von Atomen, wie es Elemente gibt.

[38] **Das Molekül.** Das in Versuch 22 hergestellte Schwefeleisen haben wir in Versuch 23 im Mörser zerrieben und untersucht. Bei anhaltendem Zerkleinern erhalten wir ein mehlartig feines Pulver, dessen Einzelteilchen unter dem Mikroskop noch deutlich erkennbar und einheitlich aufgebaut sind und alle Eigenschaften des Schwefeleisens aufweisen.

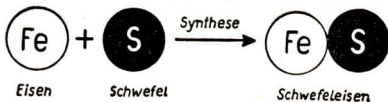
Die kleinsten Bausteine einer Verbindung sind die Moleküle; sie sind mechanisch nicht weiter zerlegbar.

Wir können uns vorstellen, daß mit verfeinerten mechanischen Hilfsmitteln ein noch feinerer Zerteilungsgrad zu erreichen wäre. Aber auch hier besteht wieder eine Grenze der Teilbarkeit. Wir erhalten dann die kleinsten Bausteine einer Verbindung, die man *Moleküle*<sup>1)</sup> nennt. Auch die Moleküle liegen unterhalb der Grenze mikroskopischer Sichtbarkeit. Sie sind mechanisch nicht mehr teilbar.

Jedes Molekül Schwefeleisen besitzt noch sämtliche Eigenschaften des Schwefeleisens. Also muß es aus mindestens zwei Teilen zusammengesetzt sein, aus einem Teilchen Schwefel und einem Teilchen Eisen. Damit ist das Molekül chemisch aufspaltbar in die Atome der Elemente, aus denen die Verbindung besteht. Da die Elemente und ihre Atome andere Eigenschaften als die Verbindungen und ihre Moleküle haben, ändern sich die Stoffe und ihre Eigenschaften bei der chemischen Zerlegung der Moleküle.

Die Moleküle sind aus den Atomen der Elemente aufgebaut, aus denen die Verbindung besteht. Daher lassen sich die Moleküle chemisch in Atome zerlegen, wobei stoffliche Veränderungen auftreten.

[39] **Der Atombegriff in der chemischen Zeichensprache.** Stellen wir uns die Atome bildlich durch Kreise dar, in die wir die Symbole der Elemente eintragen, so würde die Gleichung für die Herstellung von Schwefeleisen (Versuch 22) folgendermaßen aussehen:

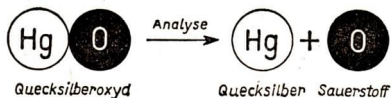


In der chemischen Zeichensprache geben die Symbole der Elemente nicht nur die Art des Grundstoffes an, sondern bedeuten jeweils ein Atom des betreffenden Elementes.

Die Formeln geben nicht nur die Art der Verbindung an, sondern bedeuten jeweils ein Molekül der betreffenden Verbindung.

<sup>1)</sup> molécula (lat.) = kleine Masse.

Die in Versuch 42 durchgeführte Analyse des Quecksilberoxyds hat dann folgende Gestalt:



Ebenso wie in dieser bildlichen Darstellung hat man in der chemischen Zeichensprache festgesetzt, daß die Symbole nicht nur die Art des Stoffes angeben, sondern gleichzeitig etwas über die Stoffmengen aussagen. Das Symbol **Fe** bedeutet nicht nur den Stoff Eisen, sondern *1 Atom Eisen*; ebenso bedeutet **S** nicht nur Schwefel, sondern *1 Atom Schwefel*.

Die Formel **FeS** bezeichnet nicht nur die Verbindung Schwefeleisen, sondern *1 Molekül Schwefeleisen*. Wir können also die Gleichung  $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$  auch mengenmäßig lesen: Ein Atom Eisen verbindet sich mit einem Atom Schwefel zu einem Molekül Schwefeleisen. Die Gleichung  $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}$  bedeutet dann: Ein Molekül Quecksilberoxyd zerfällt in ein Atom Quecksilber und ein Atom Sauerstoff.

## 8. Kapitel: Verbindungsneigung

### A. Lehrgang

### B. Kurzfassung

[40] **Verbindungsneigung oder Affinität.** Bei der Verbrennung von Magnesium in Versuch 2 und Versuch 27 tritt das Element Magnesium mit dem Element Sauerstoff zu einem neuen Stoff, der Verbindung Magnesiumoxyd, zusammen. Es muß also zwischen den Elementen Magnesium und Sauerstoff eine chemische Bindekraft angenommen werden, die man *Verbindungsneigung* oder *Affinität*<sup>1)</sup> nennt. Es ist eine Anziehungskraft zwischen den Atomen des Magnesiums und des Sauerstoffs wirksam, die sie zueinander hinzieht und festhält, ähnlich wie ein Magnet ein Stück Eisen anzieht. Die Wirksamkeit dieser Anziehungskraft zeigt sich auch darin, daß es nicht ohne weiteres möglich ist, beide Grundstoffe wieder zu trennen.

Die Atome der einzelnen Elemente besitzen Anziehungskräfte untereinander, welche das Entstehen und das Bestehen der Verbindungen bewirken. Man nennt sie Verbindungsneigung oder Affinität.

<sup>1)</sup> affinis (lat.) = ähnlich. Affinität bedeutet „chemische Ähnlichkeit oder Verwandtschaft“.

**[41] Aktive und träge Elemente.** Die Verbindungsneigung der einzelnen Elemente ist verschieden stark ausgeprägt. Wir unterscheiden Elemente mit allgemein stark ausgebildeter Verbindungsneigung (*chemisch aktive Elemente*) und solche mit allgemein gering entwickelter Verbindungsneigung (*chemisch passive* oder *träge Elemente*).

Das Edelgas Helium kommt in der Natur nur elementar vor, nicht in Verbindungen; also hat es auch keine Verbindungsneigung. Bei Stoffen, die vorwiegend elementar vorkommen, kann die Verbindungsneigung im allgemeinen auch nicht stark entwickelt sein, sonst hätten sie sich längst mit anderen verbunden. Elemente hingegen, wie das Giftgas Chlor und das Leichtmetall Natrium, die in der Natur nur in Verbindungen vorkommen, müssen eine allgemein gut entwickelte Verbindungsneigung haben.

**[42] Die Verbindungsneigung eines Elementes zu verschiedenen anderen ist verschieden groß.** Die Verbindungsneigung ist um so größer, je verschiedener die betreffenden Elemente in chemischer Hinsicht sind. Insofern ist die Bedeutung des Namens „Affinität“ irreführend. Eine große Affinität deutet nicht, wie der Name sagt, auf eine chemische Verwandtschaft (Übereinstimmung) hin, sondern bekundet eine stark ausgeprägte Verschiedenheit beider Stoffe.

Es ist ein allgemein gültiges Naturgesetz, daß Gegensätze einander anziehen, Gleichheiten einander abstoßen (Magnetismus: Nord und Süd; Elektrizität: + und -; Tier- und Pflanzenwelt: Männlich und weiblich). So ist auch in der Chemie die Verbindungsneigung besonders stark entwickelt zwischen den Metallen einerseits und den Nichtmetallen andererseits.

Betrachten wir noch einmal die durchgeführten Metallverbrennungen! Magnesium und Sauerstoff verbinden sich sehr gut (Versuch 2); sie haben eine große Verbindungsneigung zueinander. Die Verbindungsneigung des Kupfers, Eisens und Bleis zu Sauerstoff ist schon geringer (Versuch 33, 28, 31). Quecksilber und Sauerstoff vereinigen sich nur noch bei tagelangem, starkem Erhitzen (Übergang zu den Edelmetallen!). Eine fast an Null grenzende Verbindungsneigung zu Sauerstoff haben die Edelmetalle.

Wir unterscheiden chemisch aktive Elemente (mit allgemein gut entwickelter Verbindungsneigung) und chemisch passive oder träge Elemente (mit allgemein gering ausgeprägter Verbindungsneigung).

Stoffe, die in der Natur vorwiegend elementar vorkommen, sind chemisch träge. Stoffe, die nur in Verbindungen gefunden werden, sind chemisch aktiv.

Die Verbindungsneigung eines Elementes zu verschiedenen anderen ist verschieden groß. Die Verbindungsneigung ist um so größer, je verschiedener zwei Elemente in chemischer Hinsicht sind.

Die Edelgase und die Edelmetalle haben keine Verbindungsneigung zu Sauerstoff.



## 9. Kapitel: Die Luft

### A. Lehrgang

### B. Kurzfassung

[43] **Die Luft als Stoff.** Daß die uns umgebende Luft auch ein Stoff ist und Raum einnimmt, will uns zunächst nicht so scheinen. Wir übersehen die Luft leicht, weil sie geschmacklos, geruchlos und unsichtbar ist. Doch jeder Radfahrer weiß, daß es sich nur auf luftgefüllten Schläuchen gut fährt.

Die Luft ist ein Stoff und nimmt Raum ein.

● Versuch 44: Luft nimmt Raum ein. *Tauchen wir ein Prüfglas mit der Mündung nach unten in Wasser, so dringt das Wasser nicht in das Glas ein, da dieses mit Luft gefüllt ist (Abb. 20).*

Die im Glas eingeschlossene Luft verdrängt das Wasser, ebenso wie die eingeschlossene Luft den Fahrradschlauch prall füllt. Also muß Luft ein Stoff sein, der Raum einnimmt.

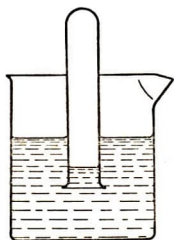


Abb. 20. Luft nimmt Raum ein

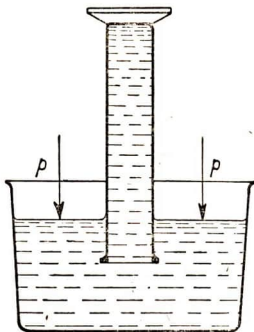


Abb. 21. Der Druck der Luft

● Versuch 45: Der Druck der Luft. *Wir füllen einen Standzylinder bis zum Rande mit Wasser, verschließen ihn mit einem Deckglas, führen ihn mit verschlossener Mündung unter die Wasseroberfläche in einen Behälter und entfernen das Deckglas. Das Wasser läuft nicht aus (Abb. 21).*

Der Druck, den die Außenluft auf die Wasseroberfläche ausübt, verhindert das Ausfließen des Wassers.

**[44] Die physikalischen Eigenschaften der Luft.** Wenn Luft einen Druck ausübt, muß sie auch ein bestimmtes Gewicht haben. Ein Liter Luft wiegt im Normalzustand (0°, 760 mm Hg) 1,29 g. Die Angabe der Temperatur und des Druckes ist notwendig, da der Rauminhalt von Gasen durch Druck und Temperatur verändert wird.

Der Normaldruck der Luft (0°, 760 mm Hg) beträgt eine Atmosphäre = 1,033 kg/cm<sup>2</sup>.

Da die Luft als Gas zusammendrückbar ist, muß ihr Gewicht an der Erdoberfläche am größten sein und mit zunehmender Höhe abnehmen. Beim Erwärmen dehnt sich die Luft gleichmäßig aus, und zwar beim Erwärmen um 1° C jeweils um  $\frac{1}{273}$  ihres Volumens bei 0° (Gesetz von Gay-Lussac; 1802).

**[45] Die Zusammensetzung der Luft.** In [24] und [26] lernten wir, daß die Luft zu  $\frac{1}{5}$  aus Sauerstoff und zu  $\frac{4}{5}$  aus Stickstoff besteht. Außerdem enthält sie noch geringe Mengen anderer Gase (0,9% Edelgase, 0,03% Kohlendioxyd, ferner Wasserdampf, Stoffwechsel- und Fäulnisgase) und Staubteilchen in wechselnder Menge. Die Luft kann also kein Grundstoff sein.

**[46] Gemenge oder Verbindung?** Es bleibt zunächst die Frage offen, ob die Luft ein Gemenge oder eine Verbindung ist. Im Gemenge bleiben die Eigenschaften der Einzelbestandteile erhalten [14], in der Verbindung gehen sie meist verloren ([15] und [16]). Sauerstoff ist ein farbloses Gas, Stickstoff ist ein farbloses Gas; auch die Luft ist farblos. Sauerstoff fördert die Verbrennung, Stickstoff verhindert sie. Die Versuche 39 bis 41 zeigen, daß der Sauerstoff auch innerhalb der Luft die Verbrennung ermöglicht und der Stickstoff nach dem Verbrauch des Sauerstoffs die Flamme erstickt.

Wenn in einem kleinen Raum viele Menschen beieinander sind, so sinkt der Sauerstoffgehalt der Luft durch die Atmung, während der Kohlendioxydgehalt steigt; die Luft wird „schlecht“. Hätte die Luft ein feststehendes Verhältnis ihrer Einzelbestandteile, hätte sie also eine chemische Formel, so könnte es keine „gute“ und „schlechte“ Luft geben, d. h. keine Luft verschiedenartiger Zusammensetzung. Die angeführten Tatsachen zeigen, daß die Luft keine Verbindung sein kann, sondern ein Gemenge ist. Luft hat also keine

1 Liter Luft wiegt bei 0° und 760 mm Hg 1,29 g. Der Normaldruck der Luft beträgt eine Atmosphäre = 1,033 kg/cm<sup>2</sup>. Die Luft ist als Gas zusammendrückbar; ihr Gewicht ist an der Erdoberfläche am größten und nimmt mit der Höhe ab.

Beim Erwärmen um 1° C dehnt sich die Luft um  $\frac{1}{273}$  ihres Volumens aus.

Luft ist keine Verbindung; sie hat keine Formel. Luft ist ein Gemenge von 20% Sauerstoff und 80% Stickstoff.

chemische Formel. Durch Mischen von vier Raumteilen Stickstoff und einem Raumteil Sauerstoff erhalten wir eine künstliche Luft, die der natürlichen in allen Eigenschaften gleicht.

## 10. Kapitel: Sauerstoff und Oxydation

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[47] **Vorkommen und Entdeckungsgeschichte des Sauerstoffs.** Sauerstoff ist das häufigste Element auf der Erde und bildet 50% aller Stoffe (Abb. 22). Seine Gewichtsmenge ist also gleich der aller übrigen 91 Elemente zusammen. Sauerstoff findet sich frei als Gemengteil der Luft (21 Volumenprozent), ferner chemisch gebunden im Wasser (89 Gewichtsprozent), in den Oxyden, in den Laugen, in vielen Säuren, Salzen und organischen Verbindungen.

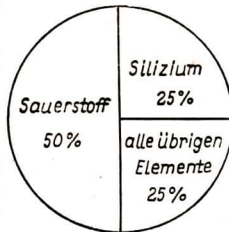


Abb. 22.  
Die zwei häufigsten Elemente der Erde

1774 entdeckten den Sauerstoff unabhängig voneinander der englische Theologe und Naturforscher Priestley<sup>1)</sup> und der schwedische Apotheker Scheele<sup>2)</sup> in Stralsund, das damals noch zu Schweden gehörte. Seinen Namen erhielt er durch Lavoisier:

„Das Gas, welches Scheele (ein in Schweden lebender Apotheker) und ich fast gleichzeitig entdeckten, hat Scheele Feuerluft genannt. Ich will ihm den Namen Sauerstoff geben, weil es eine seiner wichtigsten Eigenschaften ist, Säuren zu bilden<sup>3)</sup>, indem er sich mit gewissen Substanzen vereinigt.“

Sauerstoff ist das häufigste Element. Er bildet 50 Gewichtsprozent aller uns umgebenden Stoffe. Sauerstoff kommt elementar in der Luft vor (21 Vol.%), ferner chemisch gebunden im Wasser (89 Gew.%), in den Oxyden, den Laugen, in vielen Säuren, Salzen und organischen Verbindungen.

Sauerstoff wurde 1774 von Priestley und von Scheele entdeckt und erhielt seinen Namen durch Lavoisier.

<sup>1)</sup> Priestley, englischer Theologe und Naturforscher, 1733–1804.

<sup>2)</sup> Scheele, schwedischer Apotheker und Chemiker, 1742–1786. Entdecker des Sauerstoffs, des Stickstoffs, Chlors und Mangans.

<sup>3)</sup> Säurebildner = Oxygenium (lat.); daher das Symbol O.

Obwohl später erkannt wurde, daß nicht der Sauerstoff der Hauptbestandteil der Säuren ist und es auch Säuren gibt, die keinen Sauerstoff enthalten, behielt man trotzdem den einmal gegebenen Namen bei.

[48] Darstellung des Sauerstoffs aus sauerstoffreichen Verbindungen. Sauerstoff können wir im Laboratorium durch Zerlegen sauerstoffreicher Verbindungen gewinnen. Die Analyse von Quecksilberoxyd in Versuch 42 zeigte uns bereits ein solches Verfahren. In der Praxis verwendet man hierzu allerdings Sauerstoffverbindungen, die billiger oder leichter zersetzbar sind, wie Kaliumpermanganat, Salpeter oder Kaliumchlorat.

● Versuch 46: Herstellung von Sauerstoff aus Kaliumpermanganat. *Erwärmen Sie hiervon eine Probe im Reagenzglas, so flammt ein hineingehaltener, glimmender Holzspan hell auf.*

Das Aufflammen des glimmenden Holzspanes dient als Erkennungsmittel für Sauerstoff (Sauerstoffprobe),

● Versuch 47: Herstellung von Sauerstoff aus Salpeter. *(Vorsicht! Wenig Substanz verwenden! Glasmündung nicht auf Personen und nicht auf sich selbst richten! Asbestplatte unterlegen!) Wenn Sie Salpeter in einem Probierglas erwärmen, so entstehen beim Schmelzen der Substanz zahlreiche Gasblasen. Ein in das Glas gehaltener glimmender Span flammt hell auf; Sauerstoffnachweis. Wir prüfen das entstehende Gas: Es ist farblos und geruchlos. Nunmehr lassen wir den Holzspan auf die Schmelze fallen (Vorsicht! Hand sofort zurückziehen!). Er verbrennt unter lebhaftem Zischen und Umhertanzen, während eine heiße, lange Stichflamme aus der Glasmündung hervorschießt.*

● Versuch 48: Verbrennung von Holzkohle in Sauerstoff. *Wieder erwärmen wir wenig Salpeter und werfen auf die Schmelze ein erbsengroßes Stückchen glimmender Holzkohle. Unter Zischen und Fauchen verbrennt auch sie äußerst lebhaft mit Stichflamme (Vorsicht!) zu einem farblosen, gasförmigen Oxyd des Kohlenstoffs, dem Kohlendioxyd.*

Im Laboratorium wird Sauerstoff durch Zersetzung sauerstoffreicher Verbindungen gewonnen, wie Kaliumpermanganat, Salpeter oder Kaliumchlorat. Nachweis des entstehenden Sauerstoffs mit einem glimmenden Holzspan. Dieser flammt in Sauerstoff sofort hell auf (Sauerstoffprobe).

● Versuch 49: Verbrennung von Schwefel in Sauerstoff. *Schließlich werfen wir auf eine Schmelze von Salpeter ein kleines Stück Schwefel. Die an der Luft mit schwachblauer Flamme ruhig abbrennende Substanz (Versuch 12) verbrennt jetzt mit langer, zischender, hellblauer Stichflamme zu Schwefeldioxyd.*

[49] **Die Eigenschaften des Sauerstoffs.** Welche Eigenschaften des Sauerstoffs haben wir bisher kennengelernt? Sauerstoff ist ein farbloses und geruchloses Gas (Versuch 47). Sauerstoff selbst ist nicht brennbar, aber er unterhält die Verbrennung (Versuche 46 und 47). Die Verbrennungen gehen in Sauerstoff viel lebhafter vor sich als in der Luft (Versuche 47, 48 und 49). Trotzdem bilden sich hierbei die gleichen Verbrennungsprodukte wie in der Luft (Versuche 12 und 49).

[50] **Brennbare und feuerfeste Stoffe.** Wir unterscheiden brennbare Stoffe und nichtbrennbare = *feuerfeste Stoffe*, je nachdem, ob sie sich mit Sauerstoff verbinden oder nicht. Brennbare Stoffe sind z. B. alle Heiz- und Leuchtstoffe, nichtbrennbare Glas, Porzellan und Asbest. Letzterer wird als feuerfeste Unterlage im Laboratorium viel verwendet (Tafel 1, s).

Viele Stoffe verbrennen unter Flammenbildung (z. B. Holz), andere verbrennen nur unter Erglühen (z. B. Holzkohle, Tabak). Aber nicht jedes Glühen ist eine Verbrennung (elektrisches Licht!).

[51] **Die Verbrennung ist eine Oxydation.** Die Verbrennungen gehören chemisch zu den Oxydationsprozessen; als Endprodukte entstehen Sauerstoffverbindungen, die Oxyde [25]. Beim Abbrennen einer Kerze [19] verschwindet der Ausgangsstoff Stearin, ohne daß sich scheinbar etwas Neues bildet. Der Versuch 29 zeigte uns, daß trotzdem eine Gewichtszunahme stattfindet. Stearin gehört zur Gruppe der Kohlenwasserstoffe, die aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen. Beim Verbrennen bilden sich die Sauerstoffverbindungen beider, nämlich *Kohlendioxyd* und das *Oxyd* des Wasserstoffs = Wasser, das als Wasserdampf entweicht. Die entstehenden Verbindungen sind also unsichtbare Gase, die in Versuch 29 vom Ätznatron aufgefangen wurden. Wir wollen diese Endprodukte jetzt nachweisen.

Sauerstoff ist ein farbloses, geruchloses und geschmackloses Gas. Er ist nicht brennbar, unterhält aber die Verbrennung. In Sauerstoff gehen alle Verbrennungen viel lebhafter vor sich als in der Luft.

Man unterscheidet brennbare und feuerfeste Stoffe, je nachdem die Stoffe sich mit Sauerstoff verbinden oder nicht.



● Versuch 50: Nachweis des entstehenden Wasserdampfes. Wenn Sie über eine brennende Kerze ein umgestülptes, trockenes Becherglas (Taf. 1, b) halten, so beschlägt es sofort auf der Innenseite, da der Wasserdampf an den kühlen Glaswänden zu Wassertröpfchen kondensiert.

● Versuch 51: Nachweis des entstehenden Kohlendioxyds. Wir befestigen einen brennenden Kerzenstummel auf einem Verbrennungslöffel und senken ihn in einen Standzylinder, auf dessen Grund sich etwas Kalkwasser befindet. Dann bedecken wir den Zylinder mit einem Deckglas (Abb. 23). Nach dem Verlöschen der Kerze ziehen wir den Verbrennungslöffel heraus, decken den Zylinder wieder zu und schütteln ihn ausgiebig. Das bei der Verbrennung entstandene Kohlendioxyd führt zu einer milchigen Trübung des Kalkwassers. Die Trübung setzt sich später als weißer Niederschlag zu Boden.

Kalkwasser zeigt durch milchige Trübung das Vorhandensein von Kohlendioxyd an. Der Chemiker sagt: **Kalkwasser ist ein Reagens<sup>1)</sup> auf Kohlendioxyd.** Das Aufeinandereinwirken verschiedener Stoffe bezeichnet er als *Reaktion* und das Glas, in dem die Versuche meist durchgeführt werden, als *Reagenzglas* (Probierglas).

[52] **Die Entzündungstemperatur bestimmt den Beginn der Verbrennung.** Die Verbrennung eines Stoffes erfolgt erst, wenn seine Entzündungstemperatur erreicht ist. Weißer Phosphor entzündet sich bei 60°, Schwefel bei 260°, Magnesium bei 400°. In den Versuchen 2 und 27 entzündete sich das Magnesium erst, nachdem es auf die Entzündungstemperatur vorgewärmt war. Beim Anzünden der Kohlen im Ofen gehen Sie daher stufenweise vorwärts. Mit der Hitze des brennenden Streichholzes entzünden Sie zunächst das Papier; die Verbrennungstemperatur des Papiers bringt das Holz auf Entzündungstemperatur, und dieses entzündet die Kohle. In der technischen Chemie wird daher der Vorwärmung der Stoffe eine besondere Beachtung geschenkt.

<sup>1)</sup> reagere (lat.) = entgegenwirken; reactio (lat.) = Gegenwirkung.

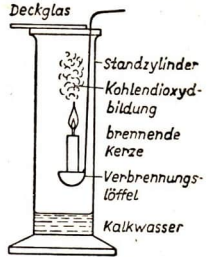


Abb. 23.  
Nachweis des bei der Verbrennung entstehenden Kohlendioxyds

Kohlendioxyd bewirkt in Kalkwasser eine milchige Trübung. Daher ist Kalkwasser Reagens auf Kohlendioxyd.

Den Ablauf chemischer Vorgänge bezeichnet man als *Reaktion*, das *Prüfglas* als *Reagenzglas*.

Ein Stoff kann erst dann verbrennen, wenn er auf die ihm eigene Entzündungstemperatur vorgewärmt worden ist.

**[53] Die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Temperatur.** Die Oxydationen verlaufen mit verschiedener Geschwindigkeit, je nachdem die Stoffe eine große oder geringe Verbindungsneigung zu Sauerstoff haben. Die Oxydationsgeschwindigkeit ist aber nicht nur abhängig vom Stoff, sondern auch von der Temperatur.

Langsam oxydieren die Kohlen bei gewöhnlicher Temperatur; ihr Heizwert nimmt daher bei langem Lagern beständig ab. Da die beim Oxydieren gebildete Wärme an die Umgebung ausgestrahlt wird, kommt es nicht zum Glühen und zur Flammenbildung. In hochgeschichteten Kohlenhaufen hingegen kann sich die Oxydationswärme durch verhinderte Ausstrahlung derart steigern, daß die Entzündungstemperatur der Kohlen erreicht wird und diese zu rauchen und zu brennen beginnen (Selbstentzündung der Kohlen).

Gegenstände aus Kupfer, Zink, Zinn, Blei und Aluminium verlieren beim Liegen an der Luft allmählich ihren Metallglanz; sie überziehen sich mit einer matten, dunklen Oxydhaut, die durch Putzmittel beseitigt werden kann. Überall können Sie beobachten, daß diese Oxydationen bei gewöhnlicher Temperatur sehr langsam ablaufen (Versuch 38). Beim Erhitzen oxydieren die Stoffe viel schneller, wie der Versuch 33 zeigt.

**Bei Erhöhung der Temperatur um  $10^\circ$  steigt die Reaktionsgeschwindigkeit in der Regel auf das Doppelte bis Dreifache an.** Somit erhöht sich die Geschwindigkeit einer Oxydation um das Vierfache, wenn die Temperatur um  $20^\circ$  steigt, um das Achtfache bei einer Temperaturerhöhung um  $30^\circ$  und um das Eintausendvierundzwanzigfache bei einer Temperaturerhöhung um  $100^\circ$ .

Würden alle Oxydationen bei normaler Temperatur ebenso schnell verlaufen wie bei höheren Temperaturen, so hätten wir auf der Erde keine brennbaren Stoffe mehr, da sie schon längst oxydiert wären.

**[54] Das Löschen eines Feuers.** Wenn Sie ein Feuer löschen wollen, müssen Sie die Temperatur senken, da-

Die Oxydationsgeschwindigkeit ist bei den einzelnen Stoffen verschieden und ist abhängig von der Verbindungsneigung zu Sauerstoff.

Langsam verlaufen die meisten Oxydationen bei gewöhnlicher Temperatur. So überziehen sich viele Gebrauchsmetalle allmählich mit einer matten Oxydhaut. Mit zunehmender Wärme nimmt die Oxydationsgeschwindigkeit stark zu.

Allgemein erhöht sich die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion auf das Doppelte bis Dreifache bei einer Temperatursteigerung um  $10^\circ$ , um das Vier- bis Sechsfache bei einer Steigerung um  $20^\circ$  usw.

Ein Feuer können wir löschen durch

mit die Oxydationsgeschwindigkeit abnimmt. Beim Ausblasen einer Kerzenflamme geschieht dies durch Zufuhr von übermäßig viel Kaltluft. Beim Löschen mit dem Wasserstrahl kühlt das Löschwasser die Temperatur des Brandherdes unter die Entzündungstemperatur des Brandstoffes ab. Oder Sie ersticken die Flamme, indem Sie den Brandherd vom Luftsauerstoff abschneiden (Aufsetzen einer Kappe auf den Spiritusbrenner; Abdecken eines Brandherdes mit Sand).

1. Abkühlung der Temperatur des Brandherdes unter die Entzündungstemperatur
  - a) durch Zufuhr von Kaltluft,
  - b) durch Löschwasser.
2. Beseitigung des zur Verbrennung notwendigen Sauerstoffs (Erstickung der Flamme).

[55] **Die Atmung ist eine Oxydation.** Bei der Atmung nehmen wir Sauerstoff durch die Lungen auf; das Blut transportiert ihn zu den einzelnen Körperzellen; dort dient er zur Oxydation kohlenstoffhaltiger Verbindungen, die wir mit den Nahrungsmitteln aufgenommen haben. Kohlendioxyd, das hierbei als Abfallgas entsteht, wird durch den Blutstrom den Lungen wieder zugeführt und ausgeatmet. Versuche ergaben, daß Luft, die weniger als 15% Sauerstoff enthält, zum Atmen nicht mehr geeignet ist. Ein erwachsener Mensch verbraucht bei normaler Tätigkeit rund 750 Liter Sauerstoff pro Tag und gibt in jedem Jahre so viel Kohlensäure ab, wie beim Verbrennen von etwa  $4\frac{3}{4}$  Zentner Briketts entsteht.

Bei der Atmung nehmen wir durch die Lungen Luftsauerstoff auf. Dieser dient in den Körperzellen zur Oxydation kohlenstoffhaltiger Verbindungen, die wir mit der Nahrung aufgenommen haben. Als Endprodukte der Atmung entstehen Wasserdampf und Kohlendioxyd. Die gleichen Endprodukte entstehen bei der Verbrennung. Atmung und Verbrennung sind chemisch gleiche Vorgänge; beides sind Oxydationen.

Überlegen Sie selbst, wie wir die Atmung als Oxydation nachweisen können! — — —

Durch den eingeatmeten Luftsauerstoff werden die aus der Nahrung stammenden kohlenstoffhaltigen Verbindungen im Inneren des Körpers oxydiert. Auch beim Verbrennen der Kerze [21] wurde eine kohlenstoffhaltige Verbindung, das Stearin, durch Luftsauerstoff oxydiert. Wir führen daher die Parallelversuche zu den Versuchen 50 und 51 durch:

● Versuch 52: Bei der Atmung entsteht Wasserdampf. *Wenn Sie in ein trockenes Becherglas atmen, so beschlägt die Wandung des Glases mit Wassertröpfchen genau wie beim Verbrennen der Kerze.*

● Versuch 53: Bei der Atmung entsteht Kohlendioxyd. *Wir nehmen einen Schlauch in den Mund und atmen durch die Nase ein und durch den Schlauch aus. Bringen wir das Schlauchende in ein Glas mit Kalkwasser, so entsteht bei Durchtritt der Atemluft eine Trübung; bald setzt sich ein weißer Niederschlag zu Boden (Nachweis von Kohlendioxyd).*

Bei der Atmung entstehen die gleichen Endprodukte wie bei der Verbrennung: Wasserdampf und Kohlendioxyd. Atmung und Verbrennung sind chemisch gleiche Reaktionen; es sind Oxydationsvorgänge. Die Atmung ist eine langsame Verbrennung im tierischen und menschlichen Körper.

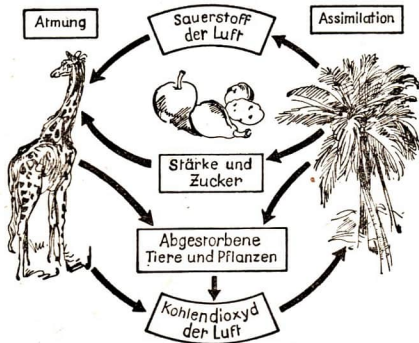


Abb. 24. Der Sauerstoff-Kohlenstoffkreislauf in der Natur

[56] Sauerstoff und Kohlenstoff bilden einen Kreislauf in der Natur. Das Gegenstück der tierischen und pflanzlichen Atmung bildet die *Assimilation*<sup>1)</sup>, die auf das Pflanzenreich beschränkt ist. Die Pflanze baut aus dem Kohlendioxyd der Luft und dem Bodenwasser mit Hilfe der Energie des Sonnenlichtes in den Blattgrünkörnchen Stärke und Zucker auf, wobei Sauerstoff frei wird (Assimilation). Diesen Sauerstoff nimmt das Tier auf und oxydiert mit seiner Hilfe die aufgenommenen pflanzlichen Nährstoffe (Atmung); die in den Nährstoffen enthaltene Sonnenenergie liefert dem Tier Arbeitsenergie und Körperwärme. Das von Tieren und Menschen ausgeschiedene Kohlendioxyd wird von der Pflanze wieder chemisch gebunden und zu Stärke und Zucker verarbeitet. Auch aus den abgestorbenen Tier- und Pflanzenkörpern wird im Verwesungsprozeß Kohlendioxyd wieder in Freiheit gesetzt und gelangt in die Atmosphäre zurück (Abb. 24).

Die Pflanze nimmt das vom Tier ausgeatmete Kohlendioxyd auf und bindet es chemisch bei der Bildung von Stärke und Zucker in den Blattgrünkörnchen (Assimilation). Hierbei wird Sauerstoff frei. Diesen atmet das Tier ein und oxydiert mit seiner Hilfe die aufgenommenen pflanzlichen Nährstoffe Zucker und Stärke, wobei Kohlendioxyd entsteht (Atmung). Der pflanzliche Gasstoffwechsel heißt Assimilation und bildet das Gegenstück zur Atmung, die Tieren und Pflanzen gemeinsam ist.

<sup>1)</sup> assimilatio (lat.) = Ähnlichmachung.



[57] **Technische Gewinnung des Sauerstoffs.** Die Darstellung des Sauerstoffs durch Erhitzen sauerstoffreicher Verbindungen scheidet in der Praxis an dem hohen Preise der Ausgangsprodukte. Industriell wird Sauerstoff auf physikalischem Wege durch *fraktionierte Destillation verflüssigter Luft* gewonnen.

Luft wird durch Kompressoren verdichtet und dann durch Druckminderventile entspannt, wobei sie sich stark abkühlt. Durch mehrfache Wiederholung dieses Vorganges wird eine Temperatur von etwa  $-200^{\circ}$  erreicht, bei der die Luft sich verflüssigt (Lindeverfahren<sup>1)</sup>).

Die *flüssige Luft* ist ebenso wie die gasförmige ein Gemisch von Sauerstoff und Stickstoff. Bleibt sie sich selbst überlassen, verdunstet zunächst der Stickstoff. In der Technik trennt man das Gemisch durch fraktionierte Destillation [12]. Bei  $-196^{\circ}$  geht der Stickstoff in den Gaszustand über und bei  $-183^{\circ}$  folgt der Sauerstoff.

Mit einem Druck von 150 at wird der Sauerstoff in blau angestrichene Stahlflaschen gepreßt. Die Normalflaschen enthalten  $6 \text{ m}^3$  komprimierten Sauerstoff; sie müssen vor Stoß und Erwärmen geschützt werden.

[58] **Verwendung des Sauerstoffs.** Sauerstoff wird technisch im Knallgasgebläse zur Erzeugung hoher Temperaturen verwendet. Das Gebläse besteht aus

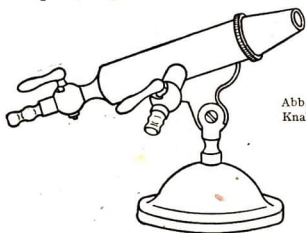


Abb. 25.  
Knallgasgebläse in der Ansicht

zwei ineinandergeschobenen Röhren. Durch einen seitlichen Ansatz strömt der Brennstoff in das äußere Rohr ein, während Sauerstoff durch die zentrale Rohrleitung in die Flamme eingeblasen wird (Abb. 25 und 26).

<sup>1)</sup> Karl v. Linde, deutscher Ingenieur; 1842—1934. Luftverflüssigung; Linde-Eismaschinen.

Technisch wird Sauerstoff durch fraktionierte Destillation verflüssigter Luft gewonnen. Durch wiederholtes Komprimieren und Entspannen wird Luft auf etwa  $-200^{\circ}$  abgekühlt und hierbei verflüssigt. Durch vorsichtiges Erwärmen bis  $-196^{\circ}$  wird der Stickstoff in Gasform übergeführt und bei  $-183^{\circ}$  der Sauerstoff aufgefangen.

Sauerstoff kommt in Stahlflaschen in den Handel, in die er mit 150 at Druck hineingepreßt wurde. (Blauer Anstrich!)

Sauerstoff dient zur Erzeugung hoher Temperaturen. Im Knallgasgebläse wird ein Brenngas (Leuchtgas, Wasserstoff oder Azetylen) mit reinem Sauerstoff vermischt und liefert Stichflammen von  $2000, 2400$  bzw.  $3200^{\circ}$  für die angegebenen Brenngase.



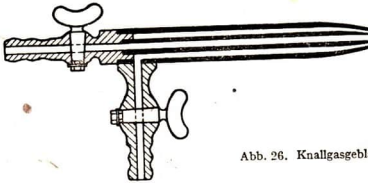


Abb. 26. Knallgasgebläse im Schnitt

Beide Gase mischen sich erst an der Brennermündung unmittelbar vor dem Verbrennen. Es entsteht eine heiße Stichflamme, wie wir sie schon von den Versuchen 47, 48 und 49 her kennen; sie entwickelt bei der Verwendung von Leuchtgas als Brennstoff eine Temperatur von 2000°, bei Wasserstoff 2400° und bei Azetylen 3200°.

Die autogenen Schweiß- und Schneidbrenner (Abb. 27 u. 28) besitzen Ventile, mit deren Hilfe die Menge des einströmenden Sauerstoffs und Brennstoffs genau reguliert werden kann. Beim *Schweißen* wird mit Brenngasüberschuß gearbeitet. Man erhitzt die Endflächen der Metallteile auf Weißglut, wobei sie ineinanderfließen und sich verzahnen. Das Schweißen ist also ein physikalischer Vorgang.

Das *Schneiden* geschieht bei Sauerstoffüberschuß. Hierbei wirkt die Gebläseflamme stark oxydierend. Zunächst erhitzt man das Werkstück im Brenngasüberschuß auf Weißglut und bläst dann unter hohem Druck reinen Sauerstoff auf die erhitzte Stelle. Das Metall verbrennt und das geschmolzene Oxyd wird durch den Druck der Flamme fortgeschleudert; es entsteht ein Loch. Beim Fortbewegen des Schneidbrenners können bis 800 mm starke Stahlplatten zerschnitten oder Teile aus Werkstücken herausgeschnitten werden (Mannloch in Kesselblechen usw.). Schienen und Träger werden mit großer Geschwindigkeit durchgeschnitten. Das Schneiden ist also ein chemischer Vorgang, eine Oxydation.

Bei Brennstoffüberschuß erfolgt das Schweißen von Metallteilen, deren Endflächen auf Weißglut erhitzt werden und ineinanderfließen. Schweißen ist ein physikalischer Vorgang.

Bei Sauerstoffüberschuß wirkt die Gebläseflamme oxydierend. Im Sauerstoffschneidverfahren richtet man unter Druck einen Sauerstoffstrom auf das erhitzte Werkstück. An der Berührungsstelle verbrennt das Metall. Durchschneiden von Schienen und Trägern. Einschneiden von Löchern in Werkstücke. Schneiden ist ein chemischer Vorgang.

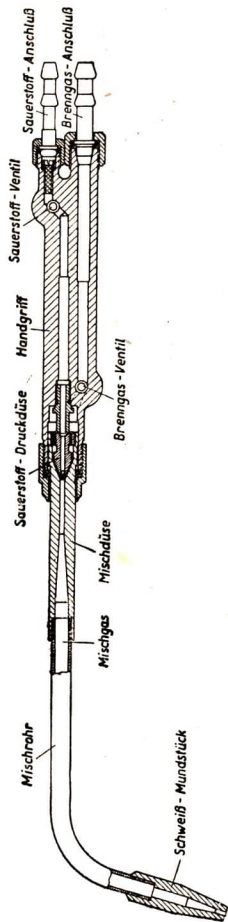


Abb. 27. Schweißbrenner im Schnitt

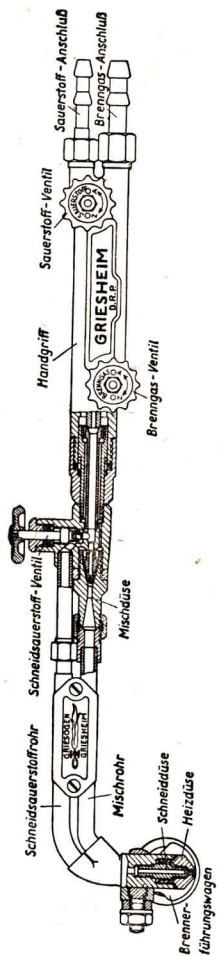


Abb. 28. Schneidbrenner im Schnitt

# 11. Kapitel: Wertigkeit – Benennung der Oxyde

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[59] **Wertigkeit.** Nicht immer tritt ein Einzelatom eines Stoffes mit dem Einzelatom eines zweiten zur Bildung eines Moleküls zusammen. Es kommt auch vor, daß ein Atom mehrere Atome eines anderen Elementes chemisch bindet. Elemente, deren Atome in gleicher Anzahl zur Bildung von Verbindungen zusammentreten, nennt man chemisch *gleichwertig* oder *äquivalent*<sup>1)</sup>.

So bindet ein Atom Wasserstoff ein Atom Chlor zu einem Molekül Chlorwasserstoff:



Wasserstoff ist also gleichwertig oder äquivalent dem Chlor. — Ein Atom Kupfer bindet ein Atom Sauerstoff zu einem Molekül Kupferoxyd:



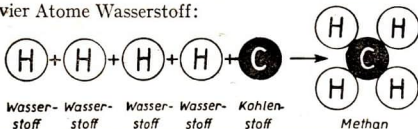
Kupfer ist also gleichwertig oder äquivalent dem Sauerstoff. — Ein Atom Sauerstoff bindet zwei Atome Wasserstoff:



Ein Atom Stickstoff bindet drei Atome Wasserstoff:



Ein Atom Kohlenstoff bindet vier Atome Wasserstoff:



Tritt eine gleiche Anzahl von Atomen verschiedener Elemente zur Bildung eines Moleküls zusammen, so sind diese Elemente chemisch gleichwertig oder äquivalent. Wertigkeit ist die Zahl der Wasserstoffatome oder der anderen einwertigen Atome, die ein Atom des Elementes chemisch zu binden vermag. Ein Atom Sauerstoff bindet zwei Atome Wasserstoff; also ist Sauerstoff zweiwertig.

<sup>1)</sup> æquus (lat.) = gleich; valere (lat.) = gelten, wert sein.

[60] **Definition der Wertigkeit.** Da *Wasserstoff* niemals mehr als ein Atom eines anderen Elementes chemisch binden kann, wählte man die Bindekraft des Wasserstoffs als *Einheit der Wertigkeit* oder *Valenz* und nannte Wasserstoff einwertig.

Die Bindekraft des Wasserstoffs wurde als Einheit der Wertigkeit gewählt; Wasserstoff ist einwertig.

Wertigkeit ist ein Ausdruck der atombindenden Kraft der Elemente. **Wertigkeit ist die Anzahl der Wasserstoffatome oder der den Wasserstoffatomen gleichwertigen Atome, die ein Atom des Elementes chemisch zu binden vermag.**

Wertigkeit ist die Anzahl der Wasserstoffatome oder der dem Wasserstoff gleichwertigen Atome, die ein Atom des Elementes chemisch binden kann.

Ein Atom Sauerstoff bindet zwei Atome Wasserstoff; er ist in bezug auf seine chemischen Bindekräfte zweimal so viel wert als Wasserstoff; er ist zweiwertig. Stickstoff ist dreiwertig. Kohlenstoff ist vierwertig.

Wertigkeit ist ein Ausdruck der atombindenden Kraft der einzelnen Elemente.

[61] **Was ist der Unterschied zwischen Affinität und Wertigkeit?** Beim aufmerksamen Durcharbeiten des 11. Kapitels wird Ihnen fast zwangsläufig die Frage nach dem Unterschied zwischen Affinität und Valenz auftauchen.

Die Affinität gibt an, ob zwei Elemente sich verbinden können.

Die Affinität sagt uns, ob Element X sich mit Element Y verbindet oder nicht und ob die chemische Bindung gut oder weniger gut vonstatten gehen wird. Die Affinität gibt uns also Auskunft über das Bindungsvermögen zweier Elemente. Wenn Bindungsmöglichkeit (Affinität) besteht, gibt uns die Wertigkeit Aufschluß über das Zahlenverhältnis, in welchem die Atome zu Molekülen zusammentreten.

Die Wertigkeit besagt, in welchem Zahlenverhältnis die Atome zu Molekülen zusammentreten.

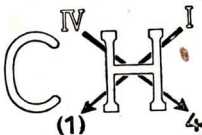
[62] **Die Wertigkeit in der chemischen Zeichensprache.** An den chemischen Symbolen kann die Wertigkeit durch hochgestellte römische Zahlen angedeutet werden. Doch gibt man die Wertigkeit meist nur in Zweifelsfällen an, da sie sich aus der Formel von selbst ergibt. Schreibung:  $H^I$ ,  $O^{II}$ ,  $N^{III}$ ,  $C^{IV}$ .

Die Wertigkeit kann durch hochgestellte römische Zahlen an den Symbolen ausgedrückt werden; die Anwendung dieser Zeichen erfolgt nur im Bedarfsfalle.

[63] **Die Atomanzahl in der chemischen Zeichensprache.** Zur weiteren Vereinfachung der Formeln wird die Anzahl der Atome gleicher Art durch tiefgestellte arabische Zahlen angegeben. Wir schreiben die Formel für Wasser also nicht HOH, sondern  $H_2O$ . Die Einzahl (O) wird nicht besonders vermerkt. Die Formel für Ammoniak heißt dann  $NH_3$ , die für Methan  $CH_4$  [64].

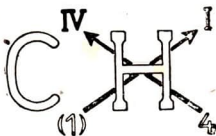
Die Anzahl der Atome gleicher Art wird durch tiefgestellte arabische Zahlen am Symbol vermerkt; sie muß stets geschrieben werden.

[64] **Formelbildung und Wertigkeit.** Beachten Sie, daß bei Aufstellung der Formeln die Wertigkeit berücksichtigt werden muß! Wir wollen die Formel für Methan aufstellen. Methan besteht aus Kohlenstoff C und Wasserstoff H. Welche Wertigkeit haben diese Elemente?  $C^{IV}$ ;  $H^I$ . Also bindet ein vierwertiges Kohlenstoffatom vier einwertige Wasserstoffatome, denn  $1 \cdot IV = 4 \cdot I$ . Setzen Sie Wertigkeit und Atomanzahl über Kreuz, dann stimmt die Formel!



Umgekehrt können Sie aus der Formel  $CH_4$  in gleicher Weise mühelos die Wertigkeit ablesen:

Die Wertigkeit der Elemente ist in Tabelle 1 (Seite 31) verzeichnet. Es gibt Elemente mit konstanter Wertigkeit und Elemente mit verschiedenen Wertigkeitsstufen.



[65] **Die Zahl der Moleküle in der chemischen Gleichung.** Die Anzahl der Moleküle gleicher Art wird in der chemischen Gleichung durch vorgesetzte arabische Zahlen ausgedrückt. Diese Zahl gilt für alle ihr folgenden Symbole bis zum nächsten Plus-, Minus- oder Gleichheitszeichen.

$2 H_2O$  bedeutet: zwei Moleküle Wasser bestehen aus  $2 \cdot 2 = 4$  Atomen Wasserstoff und  $2 \cdot 1 = 2$  Atomen Sauerstoff.

$H_2SO_4$  ist die Formel der Schwefelsäure.

$5 H_2SO_4$  bedeutet: Fünf Moleküle Schwefelsäure bestehen aus  $5 \cdot 2 = 10$  Wasserstoffatomen,  $5 \cdot 1 = 5$  Schwefelatomen und  $5 \cdot 4 = 20$  Sauerstoffatomen.

Bei Aufstellung der chemischen Gleichungen dürfen Sie also niemals vergessen, daß die Anzahl der Atome eines jeden Elementes mit der vor der Formel stehenden Anzahl der Moleküle multipliziert werden muß!

[66] **Benennung der Nichtmetalloxyde.** Bei Benennung der Nichtmetall-Sauerstoffverbindungen bezeichnet man die Anzahl der im Molekül vorhandenen Sauerstoffatome durch Einsetzen des entsprechenden griechischen Zahlwortes vor das Wort „Oxyd“.

Bei Aufstellung einfacher Formeln nimmt man Wertigkeit und Atomanzahl über Kreuz.

Die Anzahl der Moleküle gleicher Art wird durch arabische Zahlen bezeichnet, die vor den Formeln stehen.

Die Nichtmetalloxyde werden nach der Anzahl der im Molekül enthaltenen Sauerstoffatome benannt.



Anzahl der Sauerstoffatome	1	2	3	4	5
Benennung	-mon-oxyd	-di-oxyd	-tri-oxyd	-tetra-oxyd	-pent-oxyd
Beispiele	CO = Kohlenstoffmonoxyd = Kohlenmonoxyd	*CO <sub>2</sub> = Kohlenstoffdioxyd = Kohlendioxyd		N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> = Stickstofftetroxyd	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> = Phosphor- pentoxyd
		SO <sub>2</sub> = Schwefeldioxyd	SO <sub>3</sub> = Schwefel- trioxyd		

Tabelle 2. Benennung der Nichtmetalloxyde

Bei der Benennung der Verbindung P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> spielt es also keine Rolle, wieviel Phosphoratome im Molekül vorhanden sind; gezählt und bezeichnet wird bei der Namengebung nur die Anzahl der Sauerstoffatome.

Man unterscheidet Monoxyd (1), Dioxyd (2), Trioxyd (3), Tetroxyd (4) und Pentoxyd (5 Sauerstoffatome im Molekül).

## 12. Kapitel: Das Wasser

### A. Lehrgang

### B. Kurzfassung

[67] **Die Verbreitung des Wassers.** Das Wasser ist auf der Erde sehr weit verbreitet und kommt in allen drei Aggregatzuständen vor. Die Pole und Hochgebirge sind von Eiskappen bedeckt, die in den Tälern oder am Meere abbrechen und schmelzen. Die Ozeane bedecken  $\frac{7}{10}$  der Erdoberfläche. Die Oberflächenschichten des Wassers verdunsten allmählich; der entstehende Wasserdampf steigt auf und verdichtet sich in kälteren Luftschichten unter Nebel- und Wolkenbildung. Als Regen, Schnee und Hagel fällt das Wasser nieder und sammelt sich auf den Kontinenten als Oberflächenwasser in Seen und Flüssen und als Grundwasser in den tieferen Erdschichten. Grund- und Oberflächenwasser strömen dann wieder dem Sammelbek-

Wasser kommt in der Natur in allen drei Aggregatzuständen vor, als Eis, Wasser und Wasserdampf.

Die Ozeane bedecken  $\frac{7}{10}$  der Erdoberfläche. Das Wasser des Meeres verdunstet allmählich, steigt als Wasserdampf in kältere Luftschichten empor und bildet dort Nebel und Wolken. Als Regen, Hagel und Schnee fällt es auf die Erde nieder und strömt als Grund- und Oberflächenwasser

ken der Ozeane zu. So bildet auch das Wasser einen ewigen Kreislauf in der Natur (Abb. 29).

Das Wasser ist eine der wichtigsten Grundlagen des Lebens. Alles Leben ist an das Vorhandensein flüssigen Wassers gebunden. Ein hoher Prozentsatz des tierischen und pflanzlichen Körpers besteht aus Wasser. So enthalten die Holzgewächse 50%, krautige Pflanzen 60 bis 98%, Wirbeltiere und Menschen durchschnittlich 65% ihres Körpergewichtes an Wasser.

wieder dem Meere zu. Das Wasser ist die Grundbedingung des Lebens auf der Erde. Es bildet den Hauptbestandteil des Pflanzen- und Tierkörpers.

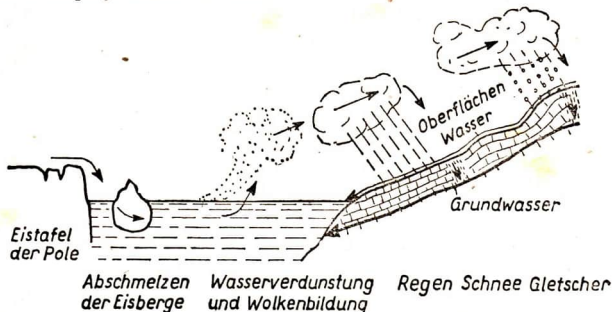


Abb. 29. Der Kreislauf des Wassers

### [68] Physikalische Eigenschaften des Wassers.

Bei 4° C hat Wasser seine größte Dichte; sein spezifisches Gewicht beträgt 1, d. h. ein Kubikzentimeter Wasser wiegt ein Gramm. Bei allen übrigen Temperaturen ist das spez. Gew. des Wassers kleiner. Sein Gefrierpunkt liegt bei 0° C, sein Siedepunkt bei 100° (bei 760 mm Hg). Mit zunehmendem Außendruck wird der Siedepunkt erhöht; bei geringerem Druck siedet das Wasser schon unter 100°, auf dem Montblanc z. B. schon bei einer Temperatur von 84°.

Wasser ist das wichtigste Lösungsmittel. Es löst viele gasförmige, flüssige und auch feste Stoffe. Daher gibt es chemisch reines Wasser in der Natur nicht; stets enthält es irgendwelche Stoffe gelöst.

Wasser hat bei 4° C seine größte Dichte. Das spezifische Gewicht beträgt dann 1. Gefrierpunkt 0°, Siedepunkt 100° (760mm Hg).

Wasser ist das wichtigste Lösungsmittel für Gase, Flüssigkeiten und feste Stoffe.

### [69] Wasser als Lösungsmittel für Gase

● Versuch 54: Wasser enthält gelöste Gase. Wenn Sie Wasser im Becherglas über kleiner Flamme erwärmen, so steigen bald kleine Gasblasen empor.

● Versuch 55: *Lassen Sie ein Glas Wasser über Nacht erschütterungsfrei stehen! Zahllose Bläschen haben sich am nächsten Morgen an der Gefäßwandung abgesetzt.*

Beide Versuche zeigen, daß im Wasser ein Gas gelöst ist, das beim Erwärmen sich wieder abscheidet; es ist Luft. Genaue Untersuchungen haben ergeben, daß die im Wasser gelöste Luft eine andere Zusammensetzung aufweist als die atmosphärische Luft; sie besteht aus 35% Sauerstoff und 65% Stickstoff. Aus diesen Tatsachen können wir folgende Schlüsse ziehen:

1. Sauerstoff ist in Wasser leichter löslich als Stickstoff; dies ist wichtig für die Wassertiere, die den gelösten Sauerstoff zur Atmung brauchen.
2. Luft ist ein Gemenge, in dem jeder Einzelbestandteil seine Eigenschaften beibehält und somit auch seinen eigenen Lösungsgesetzen folgt.
3. Die Löslichkeit der Gase im Wasser sinkt mit steigender Temperatur und steigt mit sinkender Temperatur.

In Wasser ist Luft aufgelöst. Diese enthält 35% Sauerstoff und 65% Stickstoff.

Die Löslichkeit der Gase im Wasser sinkt mit steigender Temperatur und umgekehrt.

Quell- und Grundwasser enthält viel gelöstes Kohlendioxyd, das dem Wasser einen angenehm erfrischenden Geschmack verleiht. *Die Sauerlinge* enthalten so viel Kohlendioxyd, daß dieses beim Zutreten der Quelle perlend und sprudelnd entweicht; sie finden sich in Gebieten tätiger oder erloschener Vulkane (Selters und Fachingen im Westerwald; Gießhübel-Sauerbrunn bei Karlsbad). Durch Lösen von Kohlendioxyd unter Druck im Wasser erhalten wir das künstlich hergestellte „Tafelwasser“ oder „Selterswasser“.

Sauerlinge sind Quellwässer mit hohem Kohlendioxydgehalt; sie finden sich in vulkanischen Gegenden.

## [70] Wasser als Lösungsmittel für Flüssigkeiten

● Versuch 56: Alkohol löst sich im Wasser. *Lösen Sie Alkohol in Wasser in verschiedenen Mischungsverhältnissen!*

Alkohol löst sich in jedem Verhältnis im Wasser. Die Mischung beider ist vollkommen einheitlich. Als Lösung ist sie nur durch die Veränderung ihres Siedepunktes beim Verdampfen zu erkennen [12]. Die Trennung beider Bestandteile erfolgt durch fraktionierte Destillation [12].

● Versuch 57: Herstellung einer Emulsion. *Gießen Sie Öl in Wasser, und schütteln Sie kräftig durch!*

Öl ist in Wasser unlöslich. Feinste Öltröpfchen schwimmen im Wasser und trüben es.

Derartige Flüssigkeitsgemische nennt man *Emulsionen*<sup>1)</sup>. Die Bestandteile sondern sich bei längerem Stehen der Flüssigkeit nach dem spezifischen Gewicht, indem das Öl zur Oberfläche emporsteigt.

Emulsionen sind Flüssigkeitsgemische, bei denen die eine Flüssigkeit in Form feinsten Tröpfchen in der anderen verteilt ist.

## [71] Wasser als Lösungsmittel für feste Stoffe

● Versuch 58: Gesättigte Lösungen. *Füllen Sie drei Prüfgläser mit je 10 cm<sup>3</sup> Wasser, und schütten Sie in das erste 4 g Kochsalz, in das zweite 4 g Kalisalpeter und in das dritte 4 g Alaun! Die Auflösung der Salze können Sie durch Schütteln der Gläser beschleunigen, die wir hierbei mit dem Daumen verschließen. Auch bei anhaltendem Schütteln gelingt es nicht, die gesamte Salzmenge aufzulösen.*

Lösungen, die keine weitere Substanz mehr aufnehmen können, nennt man *gesättigte Lösungen*. An der verschiedenen Menge des in den Gläsern verbleibenden Bodensatzes sehen Sie deutlich die verschiedene Löslichkeit der einzelnen Salze. Man unterscheidet leichtlösliche, schwerlösliche und praktisch unlösliche Stoffe. Von unseren drei Substanzen ist Kochsalz am leichtesten, Alaun am schwersten löslich.

● Versuch 59: Die Löslichkeit ist abhängig von der Temperatur. *Erwärmen Sie nunmehr den Inhalt der drei Prüfgläser! Salpeter und Alaun lösen sich vollkommen auf. Beim Kochsalz bleibt ungefähr der gleiche Restkörper am Boden.*

Im Gegensatz zu den Gasen nimmt die Löslichkeit der meisten festen Stoffe mit der Temperatur zu. Eine Ausnahme bildet das Kochsalz, das sich in kaltem und heißem Wasser gleich gut löst.

● Versuch 60: Wie verhalten sich die Lösungen beim Abkühlen? *Die drei Prüfgläser des Versuchs 59 lassen wir längere Zeit stehen und auf Zimmertemperatur (20°) abkühlen.*

Sie beobachten hierbei, daß in der Salpeter- und Alaunlösung sich wieder feste Bodenkörper bilden. Beim Ab-

Eine Lösung ist dann gesättigt, wenn sie von der betreffenden Substanz nichts mehr aufzulösen vermag; der Überschuß verbleibt als fester Restkörper am Grunde der Lösung.

Die Löslichkeit fester Stoffe in Wasser steigt mit zunehmender Temperatur. (Ausnahme: Kochsalz löst sich in kaltem und warmem Wasser gleich gut).

<sup>1)</sup> emulgēre (lat.) = ausmelken.

kühlen auf 20° kann nicht mehr Substanz in Lösung bleiben, als der Löslichkeit des Stoffes bei Zimmertemperatur entspricht. Bei 20° beträgt die Löslichkeit für Salpeter 30 g (Abb. 30) und für Alaun 15 g (bezogen auf 100 g Wasser). Da wir nur 10 g Wasser verwendet haben, können sich nur 3 g Salpeter bzw. 1,5 g Alaun lösen. Von den ursprünglich verwendeten 4 g Salz müssen sich also 1 g Salpeter und 2,5 g Alaun als Bodenkörper ausscheiden!

● Versuch 61: Lösen ist ein physikalischer Vorgang. Prüfen Sie den Geschmack der verwendeten drei Stoffe vor und nach dem Lösen, so finden Sie ihn unverändert.

Durch das Lösen verändert sich der Stoff nicht, wie auch Versuch 60 zeigte. Also ist Lösen ein physikalischer Vorgang.

Lösen ist ein physikalischer Vorgang. Stoffliche Veränderungen finden nicht statt.

[72] Löslichkeit und Löslichkeitskurven. Man bezeichnet mit „Löslichkeit“ die Gramm-Menge eines

Stoffes, die sich in 100 g Wasser zu lösen vermag. Wir können uns auf Millimeterpapier Löslichkeitskurven aufzeichnen, indem wir in einem Achsenkreuz auf der waagrechteten Achse die Temperatur, auf der senkrechten Achse die Löslichkeit auftragen (Abb. 30).

Die Löslichkeitskurve des Kochsalzes zeigt Ihnen, daß seine Löslichkeit von der Temperatur nicht wesentlich beeinflusst wird, während die Löslichkeit der meisten anderen Stoffe mit zunehmender Temperatur stark ansteigt.

Löslichkeit ist die Menge eines Stoffes in Gramm, die sich in 100 g Wasser löst. Löslichkeitskurven stellen die Abhängigkeit der Löslichkeit von der Temperatur dar, wobei auf der waagrechteten Achse des Achsenkreuzes die Temperatur und auf der senkrechten Achse die Löslichkeit aufgetragen wird.

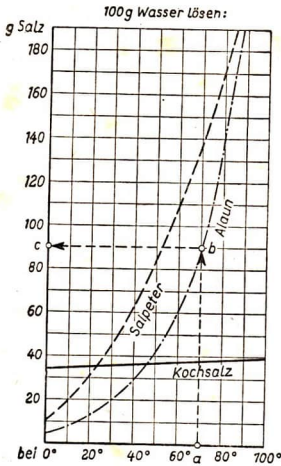


Abb. 30.  
Die Löslichkeitskurven von Kochsalz, Kalisalpeter und Alaun



Ein Beispiel soll Ihnen die Anwendungsmöglichkeit der Löslichkeitskurven zeigen.

Aufgabe: Wieviel Gramm Alaun können sich in 100 g Wasser von 70° C auflösen?

Ausführung: Sie suchen in Abb. 30 auf der waagrecht Achse den 70°-Punkt (a), legen durch diesen Punkt eine Senkrechte bis zum Schnittpunkt mit der Alaunkurve (b) und ziehen durch den Schnittpunkt eine Waagrechte bis zur Löslichkeitsskala, die beim 90-g-Punkt (c) erreicht wird.

Ergebnis: In 100 g Wasser von 70° C lösen sich 90 g Alaun auf.

[73] **Der Prozentgehalt einer Lösung.** Die Löslichkeit gibt an, wieviel Gramm eines Stoffes sich bei einer gegebenen Temperatur in 100 g Wasser zu lösen vermögen. *Der Prozentgehalt* einer Lösung gibt an, wieviel Gramm tatsächlich in 100 g gelöst worden sind. Der Prozentgehalt ist innerhalb der Grenzen der Löslichkeit unabhängig von der Temperatur des Lösungsmittels. Eine 20prozentige Zuckerlösung enthält also in 100 g Wasser 20 g Zucker aufgelöst.

Der Prozentgehalt einer Lösung gibt an, wieviel Gramm Substanz in 100 Gramm Wasser gelöst worden sind.

#### [74] Die natürlichen Wässer sind Lösungen

● Versuch 62: Leitungswasser ist eine Lösung. *Wenn wir Leitungswasser in einem Uhrschälchen verdunsten lassen, so bleibt zuletzt ein geringer Rückstand, ein fester Bodenkörper übrig.*

Alle natürlichen Wässer enthalten gelöste Bestandteile.

Also sind auch im Leitungswasser Stoffe gelöst. Alle natürlichen Wässer enthalten gelöste Bestandteile, die ihm oft einen charakteristischen Geschmack verleihen. Besonders groß ist der Gehalt des Meerwassers an gelösten Bestandteilen. Durchschnittlich enthält das Meerwasser 3,6% gelöste Salze, darunter 2,7% Kochsalz.

Im Meerwasser sind durchschnittlich 3,6% Salze aufgelöst, darunter 2,7% Kochsalz.

Quellwässer mit einem hohen Prozentgehalt an gelösten Stoffen nennt man *Mineralwässer*. Die *Solquellen* enthalten hauptsächlich Kochsalz gelöst (Bad Kösen, Bad Salzungen, Heilbronn, Bad Reichenhall). In den *Stahlquellen* sind Eisenverbindungen gelöst (Pyrmont im Weserbergland). Schwefelwasserstoff ist in den *Schwefelquellen* (Aachen) gelöst; *Jodquellen* enthalten

Quellwässer mit einem hohen Prozentsatz an gelösten Stoffen heißen Mineralwässer. Solquellen enthalten Kochsalz, Stahlquellen Eisenverbindungen, Schwefelquellen gelösten Schwe-

Jodsalze (Hall) und *Radiumquellen* radiumhaltige Substanzen (Bad Gastein).

[75] Die **Reinigung des Wassers**. Soll Oberflächenwasser aus Flüssen und Seen oder Grundwasser als Trinkwasser Verwendung finden, so wird es erst filtriert und entkeimt. Beim Durchströmen von *Sand- und Kiesfiltern* in den Brunnenanlagen und Wasserwerken werden die erdigen Bestandteile zurückgehalten, die im Wasser aufgeschwemmt sind; sie setzen sich in den Räumen zwischen den einzelnen Sandkörnern fest.

*Holzkohlefilter*, die durch ihre zahllosen Poren eine große innere Oberfläche haben, halten außerdem auch Farbstoffe und übelriechende Stoffe zurück.

Soll das Wasser keimfrei gemacht werden, so verwendet man als Filtermaterial die *Kieselgur*, die aus den Kieselpanzern mikroskopisch kleiner Algenzellen besteht (Abb. 31). Die Panzer sind von zahllosen, feinsten Poren durchsetzt, in denen auch die



Abb. 31. Kieselgur bei 1100facher Vergrößerung unter dem Mikroskop. Es zeigt sich eine große Formenvielfaltigkeit. Die Panzer der Kieselalgen sind von zahllosen Poren durchbrochen

winzigsten Bakterien zurückgehalten werden. Abb. 32 zeigt Ihnen eine Filterkerze, die aus Kieselgur gepreßt ist, und Abb. 33 die Verwendung dieser Filterkerzen in einem Haushaltfilter zur Entkeimung des Trinkwassers. Zur Trinkwasserversorgung der Großstädte wird meist Fluß- oder Grundwasser durch *Chlorieren* entkeimt,

felwasserstoff, Jodquellen Jodsalze, Radiumquellen radiumhaltige Substanzen.

Beim Filtrieren des Wassers halten Sand- und Kiesfilter die erdigen Bestandteile zurück. Kohlefilter nehmen außerdem Farbstoffe und übelriechende Stoffe, in ihren Poren auf.

Kieselgurfilter entkeimen das Wasser, indem in den feinen Poren der Kieselalgenpanzer auch die Kleinbewesen des Wassers zurückgehalten werden.

Im großen wird das Wasser zur Trinkwasserversorgung der Städte durch Chlorieren entkeimt.

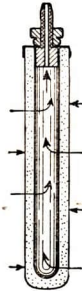


Abb. 32. Berkefeld-Filterkerze aus Kieselgur. Das Wasser durchbricht das Filter in Pfeilrichtung

wobei geringe Chlorzusätze die im Wasser vorhandene Kleinlebewelt vernichten.

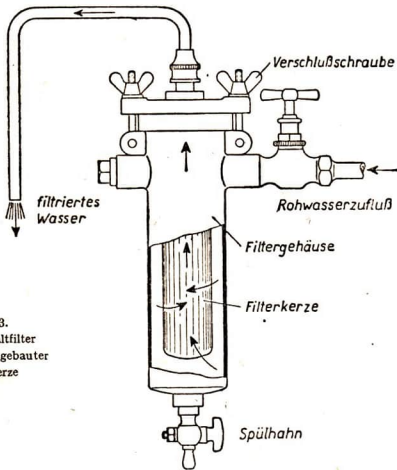


Abb. 33.  
Haushaltfilter  
mit eingebauter  
Filterkerze

[76] Die Zerlegung des Wassers. Die Wasseranalyse läßt sich am besten im Hofmannschen Wasserzersetzungsgesetz<sup>1)</sup> durchführen. Der Hofmannsche Apparat ist ein U-Rohr, das mit einem mittleren Einfüllrohr verbunden ist (Abb. 34). Die Schenkel des U-Rohres tragen im unteren Teile die an die Pole der elektrischen Leitung angeschlossenen Elektroden und sind am oberen Ende durch Hähne verschließbar.

Bei geöffneten Hähnen wird der Apparat völlig mit leicht angesäuertem Wasser gefüllt. Nach dem Schließen der Hähne schalten wir Strom ein. Sofort steigen von den Polen Gasbläschen in beiden Schenkeln empor. Nach kurzem Stromdurchgang können wir bereits folgende Feststellungen treffen:

Die Zerlegung des Wassers erfolgt im Hofmannschen Wasserzersetzungsgesetz. Dies ist ein U-Rohr, dessen beide Schenkel an den Enden durch Hähne geschlossen sind und am Grunde Elektroden tragen. Die Zersetzung von Verbindungen durch den elektrischen Strom heißt Elektrolyse.

Bei der Elektrolyse des Wassers entsteht am Minuspol doppelt so viel Wasserstoffgas wie am Pluspol Sauerstoffgas. Demnach hat Wasser die Formel  $H_2O$ .

Durch Wasserelektrolyse kann man Sauerstoff und Wasserstoff gewinnen.

<sup>1)</sup> August Wilhelm von Hofmann, deutscher Chemiker, 1818 bis 1892; Schüler Liebig's. Begründer der Teerfarbenindustrie. - Hofmannscher Apparat für Elektrolyse.

1. In beiden Schenkeln sammeln sich farblose Gase.
2. Am negativen Pol entsteht doppelt so viel Gas als am positiven Pol.
3. Das Gas des negativen Pols brennt beim Entzünden ruhig mit schwachblauer Flamme ab.
4. Das Gas des positiven Pols fördert die Verbrennung.

Elektrischer Strom zerlegt das Wasser in zwei farblose Gase; am negativen Pol entsteht Wasserstoff in der doppelten Menge wie Sauerstoff am positiven Pol. Auf einen Teil Sauerstoff kommen zwei Teile Wasserstoff. Die Formel des Wassers lautet also  $H_2O$ .

Die Zerlegung (Analyse) von Verbindungen durch den elektrischen Strom heißt *Elektrolyse*.

Die Wasserelektrolyse dient zur technischen Gewinnung von Wasserstoff und Sauerstoff.

[77] **Die Zusammensetzung des Wassers.** Wir wollen versuchen, die Zusammensetzung des Wassers durch einfachere Versuche zu ermitteln.

● Versuch 63: Wasserzersetzung. *Wir rühren Eisenpulver mit Wasser zu einem dicken Brei und bringen ihn auf den Grund eines Reagenzglases. Darüber schichten wir trockenes Eisenpulver, spannen das Glas schräg in ein Bunsenstativ ein und verschließen die Glasmündung mit einem Stopfen, der von einem doppelt gewinkelten Ab-*

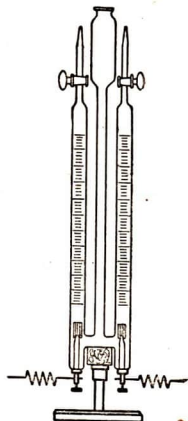
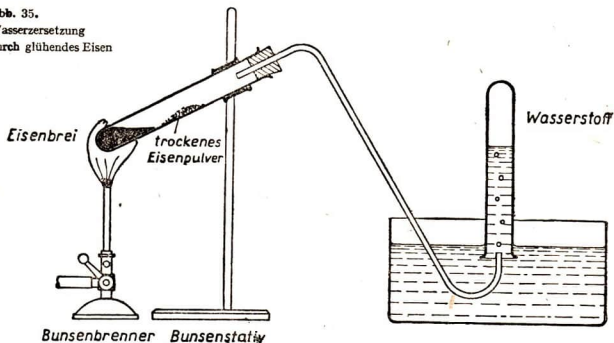


Abb. 34. Hofmannscher Wasserzersetzungsgapparat

Abb. 35.  
Wasserzersetzung  
durch glühendes Eisen



leitungsrohr durchbrochen ist (Abb. 35). Zunächst erhitzen wir den oberen Teil des Reagenzglases mit dem trockenen Eisenpulver. Die Luft entweicht aus dem Glase. Dann wird das feuchte Eisenpulver erwärmt. Der Wassergehalt geht in Wasserdampf über und streicht über das erhitzte Eisenpulver, das sich dunkel färbt. Das entweichende farblose Gas fangen wir in einem umgestülpten, mit Wasser gefüllten Reagenzglas auf und prüfen es dann, indem wir die Mündung des Glases an eine Flamme halten: Das Gas brennt mit schwachblauer Flamme ab; es ist Wasserstoff. Das trockene, heiße Eisenpulver hat dem darüberstreichenden Wasserdampf den Sauerstoff entzogen und sich in Eisenoxyd verwandelt. Vom Magneten wird es nicht mehr angezogen.

● Versuch 64: Eine Wiederholung des Versuches mit Magnesiumpulver ergibt Wasserstoffgas und weißes Magnesiumoxyd.

### 13. Kapitel: Wasserstoff – Reduktion

#### A. Lehrgang

[78] Darstellung des Wasserstoffs im Kippschen Apparat. Das in den Versuchen 63 und 64 durchgeführte Verfahren zur Herstellung des Wasserstoffs liefert nur geringe Mengen Gas; zur Darstellung größerer Mengen verwendet man im Laboratorium den Kippschen Apparat. Dieser besteht aus einer unteren Doppelkugel und einem aufgesetzten Kugeltrichter, dessen Rohr bis in die unterste Kugel hineinreicht (Abb. 36). Auf das Ledersieb an der Einschnürung legen wir gekörntes Zink und füllen dann den Trichter mit Schwefelsäure. Die Säure füllt die unterste Kugel und steigt durch die Einschnürung bis in die Mittelkugel empor. Beim Zusammentreffen mit dem Zink ent-

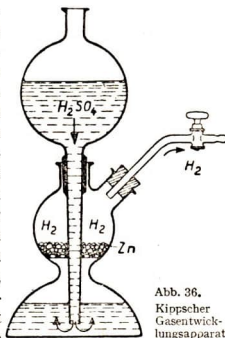


Abb. 36.  
Kippscher  
Gasentwicklungsapparat

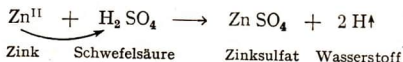
#### B. Kurzfassung

Zur Darstellung von Wasserstoff im Laboratorium übergießt man Zink mit Schwefelsäure im Kippschen Apparat. Dieser besteht aus einer unteren Doppelkugel und einem aufgesetzten Kugeltrichter. Beim Einfüllen von Schwefelsäure durch den Trichter füllt diese die unterste Kugel aus und steigt bis zur Einschnürung zwischen beiden Kugeln empor. Dort lagert auf einem Ledersieb Zink, das bei Berührung mit Schwefelsäure aus dieser Wasserstoff in Freiheit setzt. Beim Schließen des Abzughahnes wird die Wasserstoffentwicklung unterbrochen, weil der entstehende Gasdruck die Säure wieder in den Kugeltrichter zurücktreibt.



wickelt sich Wasserstoffgas, das die Mittelkugel erfüllt und durch das Abzugsrohr entweicht. Beim Schließen des Hahnes treibt der sich bildende Gasdruck die Schwefelsäure in die untere Kugel und von dort in den Kugeltrichter zurück. Die Berührung Zink/Schwefelsäure hört auf, und die Wasserstoffentwicklung wird unterbrochen.

**Der chemische Vorgang im Kippschen Apparat.** Das Zink verdrängt den Wasserstoff, der in der Schwefelsäure  $H_2SO_4$  enthalten ist. Das Zink ist zweiwertig, der Wasserstoff einwertig. Ein Atom Zink setzt sich daher an die Stelle von zwei Atomen Wasserstoff, der als Gas in Freiheit gesetzt wird. In der chemischen Gleichung bezeichnet man die Entstehung eines Gases, indem man hinter das Symbol einen nach oben gerichteten Pfeil setzt.



Bei der Einwirkung von Zink auf Schwefelsäure verdrängt das Zink den Wasserstoff der Säuremoleküle und setzt das Gas in Freiheit. Ein Atom des zweiwertigen Zinks setzt sich an die Stelle von zwei Atomen des einwertigen Wasserstoffs.

### [79] Wasserstoffentwicklung einfachster Art

● Versuch 65: *Einen Wasserstoffentwicklungsapparat einfachster Art können wir uns selbst aus einem Erlenmeyerkolben, einem Trichterrohr und einem doppelt gewinkelten Glasrohr zusammenstellen, wie es die Abb. 37 zeigt. Das Zink bringen wir in den Kolben und gießen dann so viel Schwefelsäure in das Trichterrohr, daß dessen Ende noch in die Säure eintaucht. Sofort setzt lebhaft Gasentwicklung ein.*

*Die Ausführung der Wasserstoffversuche erfordert Vorsicht, da Wasserstoff mit Sauerstoff oder Luft explosive Gasmengung bildet. Wir lassen daher die Wasserstoffentwicklung eine Weile andauern, ehe wir das Gas zu Versuchszwecken auffangen, damit der Wasserstoff die Luft aus dem Apparat und dem Abzugsrohr erst verdrängt hat.*

[80] **Technische Darstellung des Wasserstoffs.** Wasserstoff wird durch *Elektrolyse des Wassers* gewonnen [76]. Er wird unter Druck in rot angestrichene Stahlflaschen gepreßt, um Verwechslungen mit den Sauerstoffflaschen (blau) zu vermeiden.

Weitere technische Darstellungsverfahren des Wasserstoffs werden wir später kennenlernen.

Technisch wird Wasserstoff durch Elektrolyse des Wassers gewonnen und unter Druck in rot angestrichene Stahlflaschen gepreßt.

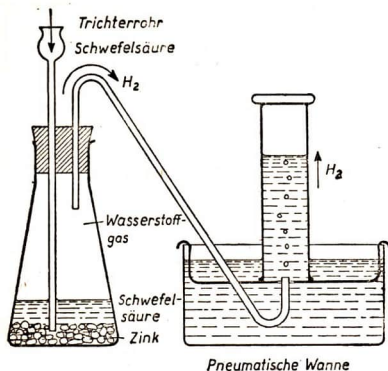


Abb. 37. Wasserstoffentwicklung

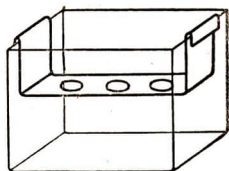


Abb. 38. Pneumatische Wanne

### [81] Versuche mit Wasserstoff

● Versuch 66: Wasserstoff ist farblos, geruchlos und geschmacklos. Wir füllen ein Prüfglas oder einen kleinen Standzylinder mit Wasserstoff. Im Laboratorium geschieht dies in der pneumatischen Wanne, einem Wasserbecken, in dem auf halber Höhe eine Metallbrücke mit Durchtrittsöffnungen für Gase sich befindet (Abb. 37 und 38). Wir riechen in den mit Wasserstoff gefüllten Zylinder hinein: Das farblose Gas ist geruchlos. Wir versuchen es zu schmecken: Es ist geschmacklos.

● Versuch 67: Wasserstoff brennt mit schwachblauer Flamme. Wir nähern die Mündung eines mit Wasserstoff gefüllten Standzylinders einer Flamme. Der Wasserstoff entzündet sich und brennt mit schwachblauer Flamme ruhig bis zum Grunde des Zylinders ab. (Vorsicht! Es darf keine Luft mehr im Gasentwickler sein! Zylinder gut abdecken!)

● Versuch 68: Wasserstoff unterhält die Verbrennung nicht. Eine brennende Kerze erlischt im Wasserstoff. Wir füllen einen Standzylinder mit Wasserstoff und führen eine an einem Draht befestigte, brennende Kerze von unten her in den Zylinder ein (Abb. 39). Der Wasserstoff entzündet sich an der Mündung des Zylinders, während die Kerze im Inneren des Zylinders erlischt (Sauerstoffmangel!). Beim Herausziehen entzündet sich die Kerze

Wasserstoff ist ein farbloses, geruchloses und geschmackloses Gas.

Wasserstoff brennt mit schwachblauer Flamme.

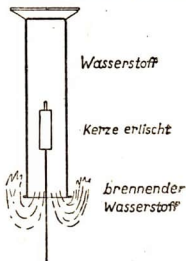


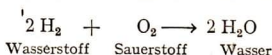
Abb. 39. Eine brennende Kerze erlischt im Wasserstoff

wieder an dem noch brennenden Wasserstoffgas und brennt außerhalb des Zylinders weiter.

### [82] Wasserstoff-Luftgemenge sind explosiv

● Versuch 69: Knallgasexplosionen. *Wir leiten Wasserstoff in drei Prüfgläser, die zu  $\frac{2}{3}$ , zur Hälfte und zu  $\frac{1}{3}$  mit Wasser gefüllt sind und im übrigen Luft enthalten. Nach der Verdrängung des Wassers durch Wasserstoff erhalten wir Gemische aus Luft und Wasserstoff in verschiedener Zusammensetzung. Bei Annäherung einer Flamme verbrennen die Gemische explosionsartig.*

Gemische von Sauerstoff und Wasserstoff nennen wir *Knallgas*, und die chemische Reaktion *Knallgasexplosion*. Chemisch handelt es sich um eine Vereinigung des Wasserstoffs mit Sauerstoff gemäß ihren Wertigkeiten:



Am besten gehen die Explosionen vor sich, wenn zwei Raumteile Wasserstoff mit einem Raumteil Sauerstoff vermischt werden, wobei wir berücksichtigen müssen, daß in der Luft nur  $\frac{1}{5}$  des Volumens an Sauerstoff enthalten ist. Das bei der Knallgasexplosion entstehende Wasser läßt sich bequem nachweisen.

● Versuch 70: Bei Knallgasexplosionen entsteht Wasser. *Wir füllen einen Standzylinder mit Wasserstoff, decken ihn gut ab und stülpen darüber, Mündung auf Mündung, einen mit Luft gefüllten, trockenen Zylinder. Dann entfernen wir das Deckglas und lassen beide Zylinder einige Zeit übereinander stehen (Abb. 40).*

*Nun schieben wir das Deckglas wieder dazwischen und nähern den oberen, mit Luft gefüllten Zylinder einer Flamme. Wieder entsteht eine Knallgasexplosion, wobei der Zylinder mit Wassertröpfchen beschlägt. Also ist Wasserstoff leichter als Luft und ist in den oberen Zylinder emporgestiegen.*

Wasserstoff-Sauerstoff-Gemische nennt man Knallgas. Sie explodieren heftig, besonders wenn die Gase im Verhältnis 2 : 1 gemischt sind, wie es der Verbrennungsformel entspricht. Bei der Knallgasexplosion entsteht als Endprodukt Wasser.

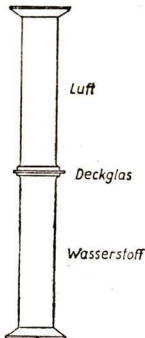


Abb. 40. Bei Knallgasexplosionen entsteht Wasser

[83] **Die Eigenschaften des Wasserstoffs.** Die Versuche 66–70 zeigen, daß Wasserstoff ein farbloses, geruchloses und geschmackloses Gas ist (Versuch 66), das mit schwachblauer Flamme zu Wasser, dem Oxyd des Wasserstoffs, verbrennt (Versuch 67). In reinem Zu-

Wasserstoff ist ein farbloses, geruchloses und geschmackloses Gas. Es unterhält nicht die Verbrennung, brennt aber selbst mit schwachblauer

stand geht die Verbrennung ruhig vor sich (Versuch 67). In Mischung mit Luft erfolgt sie explosionsartig, da innerhalb des Gemenges überall Sauerstoff zur Verfügung steht und die Verbrennung dann im Bruchteil einer Sekunde abläuft (Versuch 69). Wasserstoff hat also zu Sauerstoff eine große Verbindungsneigung. Verstärkt wird die Reaktion, wenn man Wasserstoff mit reinem Sauerstoff mischt. Die Explosion erfolgt am heftigsten bei einem Mischungsverhältnis von zwei Raumteilen Wasserstoff und einem Raumteil Sauerstoff, welches der Reaktionsgleichung  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$  entspricht. Die Gasmischung der linken Seite nennt man Knallgas und die Reaktion Knallgasexplosion. Das entstehende Wasser als Endprodukt der Knallgasexplosion haben wir in Versuch 70 nachgewiesen. Wasserstoff aber bekommt den Namen Hydrogenium (lat.) = Wasserbildner und das Symbol H. Denn die Knallgasexplosion, die von den Grundstoffen Wasserstoff und Sauerstoff ausgeht, ist gleichzeitig die *Synthese des Wassers*. Versuch 68 zeigt, daß eine brennende Kerze in Wasserstoff nicht weiterbrennt. Im Gegensatz zum Sauerstoff unterhält Wasserstoff also die Verbrennung nicht. Aus Versuch 70 ersehen wir weiter, daß Wasserstoff leichter als Luft ist. Wasserstoff ist das leichteste Element. Ein Liter Wasserstoff wiegt unter Normalbedingungen [44] 0,09 g.

heißer Flamme zu Wasser.

Die Verbindungsneigung zu Sauerstoff ist so groß, daß die Vereinigung explosionsartig erfolgt (Knallgasexplosion), besonders wenn das Verhältnis 2 : 1 eingehalten wird.

Wasserstoff ist das leichteste Element.

[84] **Verwendung des Wasserstoffs beim Schweißen.** Die hohe Verbrennungstemperatur des Wasserstoffs in reinem Sauerstoff (2400°) führt zu seiner Verwendung als Brennstoff im Knallgasgebläse ([58], Abb. 25).

Wasserstoff dient als Brenngas beim Schweißen und Schneiden. Der Überschuß des Brenngases in der Schweißflamme dient zur Beseitigung der Oxydhäutchen auf den Werkstücken.

Wenngleich das Schweißen, wie wir im Abschnitt [58] sahen, der rein physikalische Vorgang des Ineinanderfließens glühender Werkstückteile ist, so geht diesem Schweißprozeß meist ein chemischer Prozeß vorher. Die Verbindungsneigung zwischen Wasserstoff und Sauerstoff ist sehr groß, wie die explosive Vereinigung beider erkennen läßt. Sie ist so groß, daß Wasserstoff nicht nur mit freiem Sauerstoff sich vereinigt, sondern diesen auch aus Sauerstoffverbindungen herausreißt, um sich mit ihm zu Wasser zu verbinden.

Die unedlen Metalle (besonders Eisen) überziehen sich an der Luft mit Oxydhäuten [53]. Würden wir zwei solche Werkstücke zusammenfügen, so wäre keine

Verbindung Metall/Metall hergestellt, sondern nur eine Vereinigung der beiden Oxydhäutchen erreicht. Diese aber sind bröckelig-krümelig, wie die Rostschicht an Eisenzäunen, Drahtgeflecht usw. uns lehrt. Die Schweißnaht würde dann sehr bald wieder brechen, wenn sie kräftiger Beanspruchung ausgesetzt ist. Der Überschuß an Wasserstoff in der Schweißflamme verbindet sich mit dem Sauerstoff des Oxydhäutchens am glühenden Werkstück zu Wasser, das als Wasserdampf entweicht; reines Metall bleibt zurück, und die eigentliche Schweißung, das Ineinanderfließen reiner Metallflächen, kann erfolgen.

---

## K. Zusammenfassung (7.-13. Kapitel)

---

### 7. Kapitel: Atom und Molekül

Der Raum ist nicht stetig (gleichmäßig) von Stoff erfüllt; die Stoffe bestehen vielmehr aus kleinsten, nicht mehr teilbaren Bausteinen, die weit unter der Sichtbarkeitsgrenze mikroskopischer Vergrößerung liegen.

Die kleinsten Teilchen der Elemente sind die *Atome*. Sämtliche Atome eines Elementes sind gleich groß und haben das gleiche Gewicht. Es gibt so viele Arten von Atomen, wie es Elemente gibt, also 92.

Die kleinsten Teilchen der Verbindungen sind die *Moleküle*. Man kann sie physikalisch nicht weiter zerlegen. Doch lassen sie sich chemisch aufspalten in die Atome der Elemente, aus denen die Verbindung besteht.

Die chemischen Symbole stehen nicht nur für das Element selbst, sondern jeweils für ein Atom des Elementes, die Formeln entsprechend für ein Molekül der Verbindung. Cu bedeutet also ein Atom Kupfer, CuO ein Molekül Kupferoxyd.

### 8. Kapitel: Verbindungsneigung

Die Atome der Elemente besitzen Anziehungskräfte untereinander, die das Zustandekommen und den Bestand der Verbindungen bewirken. Diese *Verbindungsneigung* oder *Affinität* ist bei den einzelnen Elementen verschieden stark ausgeprägt (chemisch aktive und träge Elemente). Die Verbindungsneigung ist um so größer, je verschiedener zwei Elemente in chemischer Hinsicht sind.

### 9. Kapitel: Die Luft

Luft ist ein Gemenge aus etwa 20% Sauerstoff und 80% Stickstoff. Ferner finden sich in ihr 0,9% Edelgase und 0,03% Kohlendioxyd. Luft ist ein Stoff und nimmt Raum ein. Der Luftdruck, der einer Quecksilbersäule von 76 cm Höhe das Gleichgewicht hält, heißt Normaldruck; er beträgt eine Atmosphäre = 1,033 kg/cm<sup>2</sup>.



## 10. Kapitel: Sauerstoff und Oxydation

Sauerstoff ist das häufigste Element und bildet 50% der uns umgebenden Stoffe. Er kommt als Gemengteil der Luft vor, ferner chemisch gebunden im Wasser mit 89 Gewichtsprozent und in vielen anderen Verbindungen.

Im Laboratorium wird Sauerstoff durch Erhitzen sauerstoffreicher Verbindungen gewonnen (Kaliumpermanganat, Salpeter, Kaliumchlorat).

Technisch gewinnt man ihn durch *fraktionierte Destillation verflüssigter Luft*. Diese wird nach dem Lindeverfahren durch wiederholtes Komprimieren und Entspannen bei  $-200^{\circ}$  verflüssigt. Beim langsamen Wiedererwärmen verdampft zuerst der Stickstoff bei  $-196^{\circ}$ , später der Sauerstoff bei  $-183^{\circ}$ .

Sauerstoff ist ein farbloses, geruchloses und geschmackloses Gas, das selbst nicht brennt, aber die Verbrennung unterhält. In Sauerstoff gehen die *Verbrennungserscheinungen viel lebhafter* vor sich als in der Luft.

*Nachweis des Sauerstoffs* durch einen glimmenden Span, der im Sauerstoff entzündet und lebhaft verbrennt.

*Die Verbrennungen sind Oxydationsvorgänge.* Der brennbare Stoff vereinigt sich mit dem Sauerstoff zu *Oxyden*.

Bei der Verbrennung organischer Stoffe (Kerze) entstehen als Endprodukte Wasserdampf und Kohlendioxyd.

*Nachweis des Kohlendioxyds:* Kalkwasser wird milchig getrübt.

Die *Oxydationsgeschwindigkeit* ist abhängig von der Art des Stoffes und von der Temperatur.

Die *Geschwindigkeit chemischer Reaktionen* erhöht sich bei einer Temperaturerhöhung um  $10^{\circ}$  um das Doppelte bis Dreifache.

*Feuerlöschung* erfolgt durch

- a) Abkühlung der Temperatur des Brandherdes unter die Entzündungstemperatur des brennenden Stoffes,
- b) durch Ersticken der Flamme (Entziehen des Sauerstoffs durch Abdecken).

*Auch die Atmung ist eine Oxydation.* Kohlenstoffhaltige Verbindungen der Nahrungsmittel werden zu Kohlendioxyd und Wasser oxydiert; es ist eine langsame Verbrennung im Inneren des Körpers.

Sauerstoff und Kohlenstoff bilden einen Kreislauf in der Natur. Die tierische und pflanzliche Atmung findet ihr Gegenstück in der *Assimilation*, die nur im Pflanzenreich vorkommt.

Technische Verwendung des Sauerstoffs im *Knallgasgebläse* zur Erzeugung hoher Temperaturen. *Schweißen* ist ein physikalischer Prozeß (Ineinanderfließen weißglühender Eisenteile) bei Brenngasüberschuß. Beim *Schneiden* bewirkt Sauerstoffüberschuß ein Verbrennen des glühenden Eisens (chemischer Prozeß).

## 11. Kapitel: Wertigkeit – Benennung der Oxyde

Wertigkeit ist ein Ausdruck der atombindenden Kraft der Elemente. Die Einheit der Wertigkeit ist Wasserstoff; er ist einwertig. Wertigkeit ist die Zahl,

die mir angibt, wieviel Wasserstoffatome oder wieviel Atome anderer dem Wasserstoff gleichwertiger Elemente von dem Atom eines Elementes gebunden werden können. Treten die Atome zweier Elemente in gleicher Zahl zu Molekülen zusammen, so sind beide Elemente *gleichwertig* oder *äquivalent*.

Darstellung der Wertigkeit durch hochgestellte römische Zahlen an den Symbolen. Die Anzahl der Atome gleicher Art wird durch tiefgestellte arabische Zahlen, die Anzahl der Moleküle durch vorgestellte arabische Zahlen bezeichnet. Treten zwei Elemente in einem Molekül auf, so ist das Produkt Wertigkeit mal Atomzahl für jedes Element das gleiche.

Die *Nichtmetalloxyde* werden benannt, indem man die Zahl der Sauerstoffatome im Molekül feststellt und das entsprechende griechische Zahlwort in den Namen der Verbindung einfügt (z. B.  $\text{SO}_3$  = Schwefel-*tri*-oxyd).

### 12. Kapitel: Das Wasser

Kreislauf des Wassers in der Natur. Wasser ist eine der wichtigsten Voraussetzungen des Lebens.

Wasser ist das wichtigste Lösungsmittel. Die Löslichkeit der Gase in Wasser sinkt mit steigender Temperatur, die Löslichkeit der festen Stoffe steigt mit steigender Temperatur. Flüssigkeiten, die sich nicht ineinander lösen, bilden *Emulsionen*.

*Löslichkeit* ist die Gramm-Menge eines Stoffes, die sich in 100 g Wasser gerade noch lösen kann; der *Prozentgehalt* hingegen gibt an, wieviel Gramm Substanz in 100 g Wasser gelöst sind. Die Abhängigkeit der Löslichkeit von der Temperatur findet ihren sichtbaren Ausdruck in den *Löslichkeitskurven*.

Das Lösen ist ein physikalischer Vorgang. Chemisch reines Wasser gibt es in der Natur nicht. Alle Wässer sind Lösungen. Mineralwässer enthalten einen hohen Prozentsatz an gelösten Bestandteilen.

*Reinigung des Wassers* durch Kies- und Sandfilter (erdige Bestandteile) und durch Holzkohlefilter (Farb- und Riechstoffe und Kleinlebewesen).

*Entkeimung des Wassers* durch Berkefeldfilter (Kieselgur) oder Chlorieren.

Das Wasser wird durch *Elektrolyse* (Analyse durch elektrischen Strom) in Wasserstoff und Sauerstoff im Raumverhältnis 2 : 1 zerlegt.

### 13. Kapitel: Wasserstoff – Reduktion

Wasserstoff hat das Symbol *H* und ist *einwertig*.

Darstellung im *Kippschen Apparat* aus Zink + Schwefelsäure. Technische Gewinnung durch Elektrolyse im *Hofmannschen Zersetzungsapparat*.

Wasserstoff ist ein farbloses, geruchloses und geschmackloses Gas, das die Verbrennung nicht unterhält, selbst aber mit schwachblauer, heißer Flamme zu Wasser verbrennt. Wasserstoff hat eine große Verbindungsneigung zu Sauerstoff. Gemische beider Gase sind als *Knallgas* bekannt und explodieren heftig (*Knallgasexplosion*). Wasserstoff ist das leichteste Element. Er wird als Brenngas im Knallgasgebläse verwendet. Beim Schweißen entreibt der Wasserstoffüberschuß den glühenden Oxydhütchen ihren Sauerstoffgehalt und schafft reine Metallflächen.



# DIE DEUTSCHE FERNSCHULE

## LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT

VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH · BERLIN/LEIPZIG

### 1. Kapitel: Physikalische und chemische Vorgänge

#### C. Lehrgespräch

*Lehrer:* Erklären Sie den Unterschied zwischen physikalischen und chemischen Vorgängen!

*Schüler:* Bei chemischen Vorgängen ändert sich der Stoff, bei physikalischen hingegen nicht.

*L.:* Gibt es nicht auch Stoffveränderungen physikalischer Art?

*S.:* Es gibt keine stofflichen Veränderungen physikalischer Art.

*L.:* Zu welcher Gruppe von Vorgängen gehört dann das Schmelzen des Eises?

*S.:* Zu den Zustandsveränderungen; dies sind physikalische Veränderungen.

*L.:* Wie kann man erkennen, ob es sich um eine Stoffveränderung oder um eine Zustandsveränderung handelt?

*S.:* Zustandsveränderungen sind abhängig von den Außenbedingungen Druck und Temperatur. Beim Erwärmen des Eises über den Schmelzpunkt von  $0^\circ$  verwandelt es sich in Wasser. Beim Abkühlen dieses Wassers unter den Gefrierpunkt von  $0^\circ$  verwandelt es sich wieder in Eis. – Magnesiumdraht verwandelt sich beim Erhitzen in ein weißes Pulver; beim Abkühlen des weißen Pulvers verwandelt sich dieses nicht wieder in metallisches Magnesium; also hat eine stoffliche Veränderung stattgefunden.

*L.:* Nennen Sie physikalische Vorgänge, bei denen sich der Aggregatzustand ändert!

*S.:* Das Sieden des Wassers; das Schmelzen von Blei und nachfolgendes Wiederabkühlen beim Bleigießen; Herstellung von Eis durch Abkühlung des Wassers; die Verwendung von Siegellack; die Bildung von Eisblumen am Fenster.

*L.:* Ist die Bildung von Tau ein chemischer oder ein physikalischer Vorgang?

*S.:* Ein physikalischer; der Wasserdampfgehalt der Luft verdichtet sich und schlägt sich als Tau nieder. Wasserdampf und Tau bestehen beide aus dem gleichen Stoff: aus Wasser.

*L.:* Nennen Sie chemische Vorgänge aus dem praktischen Leben!

*S.:* Das Faulen des Holzes; das Verbrennen von Papier; das Rosten der Nägel an feuchter Luft; die Grünspanbildung auf Kupferdächern; das Sauerwerden der Milch.

L.: Woran erkennen Sie chemische Vorgänge?

S.: Ausgangsstoffe verschwinden; neue Stoffe entstehen. Letztere kehren nicht ohne weiteres in den alten Zustand zurück.

---

#### D. Wiederholung

---

1. Was sind physikalische Veränderungen? [1]
2. Wodurch werden physikalische Veränderungen hervorgerufen? [1]
3. Welche Stoffe sind bei der Bildung von Rost beteiligt? [4]
4. Ist die Reifbildung ein physikalischer oder ein chemischer Vorgang? [5]; [6]
5. Verändern sich alle Metalle an feuchter Luft? [3]
6. Wie verändert sich Magnesium beim Erwärmen? [2]
7. Wie kommt es zur Grünspanbildung? [4]

---

#### E. Prüfungsfragen

---

1. Nennen Sie mit eigenen Worten den Unterschied zwischen chemischen und physikalischen Vorgängen!
2. Was sind Aggregatzustände?
3. Wie kommt es zur Änderung des Aggregatzustandes?
4. Sind die Verbrennungsvorgänge physikalischer oder chemischer Art?

---

#### F. Übungen

---

1. Achten Sie auf Veränderungen an Stoffen im Haushalt, im Beruf, im täglichen Leben und in der Natur!
2. Stellen Sie die beobachteten Veränderungen in einer Tabelle zusammen, die in folgende drei Rubriken geteilt ist:  
a) Veränderungen des Aggregatzustandes    b) Eigenschaftsänderungen physikalischer Art    c) Stoffveränderungen (Chemische Veränderungen)

## 2. Kapitel: Gemenge und deren Trennung

---

#### C. Lehrgespräch

---

*Lehrer:* Was ist ein Gemenge?

*Schüler:* Ein Nebeneinander verschiedener Stoffe in beliebigem Gewichtsverhältnis.

L.: Spielt der Aggregatzustand hierbei eine Rolle?

S.: Nein. Stoffe der verschiedensten Aggregatzustände können gemischt sein.

L.: Nennen Sie mir Beispiele für Gemenge in den verschiedenen Aggregatzuständen:

S.: a) fest/fest: Thermit; er besteht aus silberweißem Aluminium und schwarzem Eisenhammerschlag;



- b) fest/flüssig: Schlamm; Flußwasser;
- c) fest/gasförmig: Rauchgase;
- d) flüssig/flüssig: Milch;
- e) flüssig/gasförmig: Seifenschaum; Nebel;
- f) gasförmig/gasförmig: Luft.

L.: Wie erfolgt die Trennung von Gemengen?

S.: Gemenge werden auf physikalischem Wege getrennt.

L.: Wie trennen Sie Sand und Sägespäne?

S.: Durch Wasser. Die Sägespäne schwimmen auf dem Wasser; der Sand setzt sich zu Boden.

L.: Wie kann die Trennung von Eisenerz und taubem Gestein im Erzbergbau durchgeführt werden?

S.: Durch Magnetwirkung.

L.: Ja. Die Trennung erfolgt bei magnetischen Erzen durch Magnetscheider. Dies sind rotierende Trommeln, in deren Inneren sich ein Magnet befindet, der Eisenteile ● vom tauben Gestein ○ trennt (Abb. 1). – Wann wendet man die Destillation an?

S.: Destillation dient zur Trennung der löslichen Stoffe vom Lösungsmittel.

L.: Erklären Sie den Namen „fraktionierte Destillation“!

S.: Die fraktionierte Destillation ist eine unterbrochene, stufenweise Destillation. Sie dient zur Trennung von Flüssigkeitsgemischen. Die Verdampfung wird bei der Siedetemperatur des jeweils niedrigst siedenden Anteiles unterbrochen. Nach der Abscheidung jedes Destillats muß die Vorlage gewechselt werden.

L.: Was ist Tinte?

S.: Eine Flüssigkeit.

L.: Und Tintenschrift?

S.: Ein fester Stoff.

L.: Ist also Tinte ein Stoff oder ein Gemenge?

S.: Ein Gemenge. Denn sie besteht aus dem gelösten Tintenfarbstoff, den man auch in Tablettenform kaufen kann, und einem Lösungsmittel, dem Wasser.

L.: Was geschieht, wenn das Lösungsmittel verdunstet?

S.: Die Schriftzüge auf dem Papier werden fest. – Im unverschlossenen Tintenfaß bildet sich ebenfalls ein farbiger, fester Rückstand.

L.: Was geschieht, wenn Sie reine Füllhaltertinte filtrieren?

S.: Da Tinte eine klare Lösung ist, passiert sie das Filter als Filtrat. Es bleibt kein Rückstand auf dem Filter.

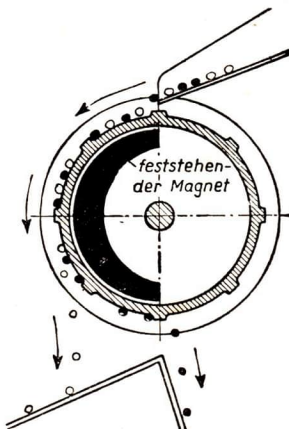


Abb. 1. Magnetscheider



- L.: Was geschieht, wenn Sie Tinte destillieren?  
S.: Farbloses Wasser als Lösungsmittel sammelt sich in der Vorlage; der feste Tintenfarbstoff verbleibt im Destillierkolben.

---

#### D. Wiederholung

---

1. Welches sind die Merkmale der Gemenge? [14]
2. Beschreiben Sie den Vorgang der fraktionierten Destillation! [12]
3. Beschreiben Sie Bau und Wirkungsweise des Liebigschen Kühlers! [11]
4. Zeichnen Sie den Liebigschen Kühler aus dem Kopfe auf! [Abbildung 9]
5. Wie wird ein Filter hergestellt? [9]; [Abbildung 5]
6. Wozu dient das Filtrieren? [9]
7. Wie können Sie Flüssigkeitsgemische trennen? [12]

---

#### E. Prüfungsfragen

---

1. Welche Methoden dienen zur Trennung von Gemengen?
2. Aus welchen drei Teilen besteht eine Destillieranlage?
3. Was verstehen Sie unter Dekantieren?
4. Wie kristallisiert Kochsalz aus?
5. Was ist ein Filtrat?

---

#### F. Übungen

---

1. Welche Gemenge begegnen Ihnen im Haushalt, im Beruf, im täglichen Leben, in der Natur?
2. Ordnen Sie diese Gemenge in einer Tabelle nach dem Aggregatzustand der Einzelbestandteile an! (Fest/fest, fest/flüssig, fest/gasförmig, flüssig/flüssig, flüssig/gasförmig, gasförmig/gasförmig).
3. Suchen Sie nach den besten Trennungsmöglichkeiten für die einzelnen Gemenge!

### 3. Kapitel: Verbindungen – Synthese

---

#### C. Lehrgespräch

---

*Lehrer:* Was sind Sulfide?

*Schüler:* Sulfide sind Verbindungen von Schwefel mit einem Metall.

L.: Welche Eigenschaften der Sulfide sind Ihnen bereits bekannt?

S.: Sulfide sind in Wasser unlöslich und meist dunkel gefärbt.

L.: Wie entstehen die Sulfide?

S.: Die Sulfide entstehen beim Erhitzen von Metall und Schwefel.

L.: Was ist bei der Bildung von Verbindungen zu beachten?

S.: Die Einzelbestandteile müssen in feinsten Verteilung und in inniger Berührung untereinander sein. Bei groben Brocken erfolgt die Bildung der Verbindung nur an der Oberfläche.

L.: Woran erkennt man, daß eine Verbindung sich gebildet hat?

S.: Es zeigen sich stoffliche Veränderungen. Ausgangsstoffe sind verschwunden; neue Stoffe sind entstanden. Die Eigenschaften der Einzelbestandteile lassen sich in der Verbindung meist nicht mehr erkennen.

L.: Was ist eine Synthese?

S.: Synthese ist der Aufbau komplizierterer Stoffe durch die Vereinigung einfacherer Stoffe.

L.: Wie wird die Synthese meist eingeleitet?

S.: Synthesen gehen meist unter Wärmezufuhr vor sich.

L.: Wie unterscheiden sich die Metalle von den Nichtmetallen?

S.: Die Metalle sind meist duktil, d. h. hämmerbar, während die Nichtmetalle und die Metallverbindungen spröde sind und beim Daraufschlagen mit dem Hammer zerspringen. Die Metalle zeigen einen bestimmten, nur ihnen eigentümlichen „Metallglanz“.

---

#### D. Wiederholung

---

1. Wann bilden sich die Sulfide? [18]
2. Warum schwärzen sich Silbermünzen bei der Sulfidbildung nur oberflächlich? [17]; [Lehrgespräch]
3. Welches sind die Merkmale einer Verbindung? [15]; [16]
4. Erklären Sie den Begriff „Synthese“! [16]

---

#### E. Prüfungsfragen

---

1. Wie unterscheiden sich Gemenge und Verbindungen?
2. Kennen Sie Beispiele für Gemenge und Verbindungen aus denselben Bestandteilen?
3. Wodurch wird der Übergang vom Gemenge zur Verbindung bewirkt?
4. Nennen Sie Beispiele für eine Synthese!
5. Was ist ein Sulfid?
6. Was heißt „duktil“?
7. Was ist der Gegensatz zu duktil?
8. Welche Stoffe sind duktil?

---

#### F. Übungen

---

1. Ordnen Sie die Ihnen bekannten Stoffe in einer Tabelle in Gemenge und Verbindungen!
2. Sammeln Sie Beispiele für Synthesen!
3. Notieren Sie, unter welchen Bedingungen die einzelnen Synthesen ablaufen!

## 4. Kapitel: Der Verbrennungsvorgang – Analyse

### C. Lehrgespräch

*Lehrer:* Welche Erscheinungen wollte die Phlogistonlehre erklären?

*Schüler:* Die Phlogistonlehre wollte die „Gewichtsverluste“ beim Verbrennen der Stoffe erklären. Nach dieser Theorie schleudert der verbrennende Stoff einen Teil seiner Masse, den Feuerstoff Phlogiston, aus.

*L.:* Was wissen wir heute über die Gewichtsverhältnisse beim Verbrennungsvorgang?

*S.:* Bei der Verbrennung zeigt sich kein Gewichtsverlust, sondern eine Gewichtszunahme.

*L.:* Wie kam der Irrtum bei der Aufstellung der Phlogistontheorie zustande?

*S.:* Man beachtete nicht, daß bei vielen Verbrennungsvorgängen farblose und geruchlose Gase entweichen.

*L.:* Wer hat als erster die Gewichtsverhältnisse beim Verbrennungsvorgang exakt experimentell festgestellt?

*S.:* Der Franzose Lavoisier. Er arbeitete mit genauen Wägemethoden und erkannte die Rolle des Sauerstoffs bei der Verbrennung.

*L.:* Wann entsteht ein Metalloxyd?

*S.:* Wenn das Metall an der Luft verbrennt.

*L.:* Kann sich aus einem Metall nicht auch bei gewöhnlicher Temperatur ein Oxyd bilden?

*S.:* Ja, nur dauert es dann gewöhnlich sehr lange. Eine Temperaturerhöhung begünstigt die Oxydbildung.

*L.:* Wo können wir im Alltag die Oxydbildung bei gewöhnlicher Temperatur beobachten?

*S.:* Blanke Kupferdrähte werden an der Luft allmählich schwarz durch Bildung einer dünnen Oxydschicht. Auch alte Kupfermünzen verfärben sich schwarz. [geändert?

*L.:* Hat sich dann das Gewicht des Kupferdrahtes oder der Kupfermünze

*S.:* Der Kupferdraht bzw. die Kupfermünze muß schwerer geworden sein, da bei der Oxydation der Sauerstoff der Luft hinzutritt.

*L.:* Nach dem Erhitzen des Kupferbriefchens sieht das Innere des Briefes meist nicht einheitlich blank aus, sondern weist dunkle Stellen (Anlaufarben) auf. Wie erklären Sie sich das?

*S.:* Beim Zusammenschlagen des Bleches bilden sich winzige, mit Luft gefüllte Räume; an diesen Stellen kann eine geringe Oxydbildung einsetzen.

*L.:* Beim Erhitzen von Eisenpulver an Magneten fallen immer kleine Stäubchen ab. Wie kommt das?

*S.:* Es hat sich Eisenoxyd gebildet; dieses ist nicht magnetisch.

*L.:* Warum müssen in den Herden die eisernen Roste nach einer gewissen Zeit erneuert werden?

*S.:* Beim fortgesetzten Erhitzen und gleichzeitigen Durchströmen von Luft wandelt sich das Eisen im Laufe der Zeit in Eisenoxyd um; dieses ist brüchig und bröckelt ab.

- L.: Welche Eigenschaften des Sauerstoffs kennen Sie schon?  
 S.: Sauerstoff ist ein farbloses Gas, das die Verbrennung begünstigt.  
 L.: Wo kommt der Sauerstoff vor?  
 S.: In der Luft mit 20 Vol.%.  
 L.: Was ist eine Analyse?  
 S.: Analyse ist die Zerlegung einer Verbindung in ihre Bestandteile.  
 L.: Was muß ich bei der Analyse von Schwefeleisen erhalten?  
 S.: Bei der Analyse von Schwefeleisen erhalte ich Schwefel und Eisen.  
 L.: Was ist das Gegenteil der Analyse?  
 S.: Die Synthese, d. h. der Aufbau einer Verbindung aus einfacheren Bestandteilen.  
 L.: Welches Beispiel für eine Analyse kennen Sie?  
 S.: Die Zerlegung von Quecksilberoxyd durch Erhitzen in Quecksilber und Sauerstoff.  
 L.: Wie kann man hierbei das Entstehen des unsichtbaren Sauerstoffgases nachweisen?  
 S.: Durch einen glimmenden Holzspan; er flammt im freiwerdenden und nach oben entweichenden Sauerstoff hell auf.  
 L.: Welche Metalle oxydieren nicht an der Luft?  
 S.: Die Edelmetalle Gold, Silber und Platin.  
 L.: Aber silberne Münzen und silberne Gegenstände laufen doch an der Luft schwarz an!  
 S.: Da Silber ein Edelmetall ist, dürfte es keine Oxydhaut bilden!  
 L.: Das ist richtig. – Wir hatten aber bereits einen anderen Fall kennengelernt, wo Silbermünzen schwarz anliefen.  
 S.: Bei Gegenwart von Schwefel verwandelten sich Silbermünzen oberflächlich in schwarzes Schwefelsilber.  
 L.: Jawohl. Das Anlaufen des Silbers ist kein Oxydationsvorgang, sondern die Bildung von Schwefelsilber.  
 S.: Wo ist aber dann der Schwefel?  
 L.: Der Schwefel befindet sich als schwefelhaltiges Gas in der Luft; es bildet sich als Stoffwechselprodukt bei der tierischen und menschlichen Verdauung im Darmkanal.

---

#### D. Wiederholung

---

1. Wie sehen die Oxyde des Kupfers, Magnesiums und Bleis aus? [25]
2. Wie verändert sich das Gewicht eines Stoffes beim Verbrennen? [20]
3. In welchem Falle ändern sich Metalle beim Erhitzen nicht? [22]; [23]
4. Wie kann man zeigen, daß bei der Verbrennung nur ein Teil der Luft mit wirkt? [24]
5. Aus welchen Stoffen besteht ein Metalloxyd? [26]; [27]
6. Wie kommt es, daß blanke Kupfergeräte, z. B. Kupferkessel, im Laufe der Zeit blind werden? [23]
7. Wodurch werden Kupfermünzen im Laufe der Zeit schwarz? [23]

8. Wodurch werden Silbermünzen im Laufe der Zeit schwarz? [17]; [Lehrgespräch]
9. Warum ist beim Arbeiten mit Quecksilberoxyd Vorsicht geboten? [26]
10. Welche Eigenschaften des Stickstoffs und des Sauerstoffs kennen Sie schon? [26]
11. Woher hat Stickstoff seinen Namen? [26]
12. Warum werden in eisernen Öfen die Teile, die der Glut besonders ausgesetzt sind, durch feuerfeste Steine geschützt? [23]; [Lehrgespräch]
14. Erklären Sie die Begriffe „Synthese“ und „Analyse“! [16]; [27]
15. Wer wies zuerst exakt die Unhaltbarkeit der Phlogistontheorie nach? [20]

---

#### E. Prüfungsfragen

---

1. Was ist ein Oxyd?
2. Welche Metalle lassen sich leicht in Oxyde verwandeln?
3. Was ist eine Analyse?
4. Schildern Sie die früheren und die heutigen Anschauungen über den Verbrennungsvorgang!

---

#### F. Übungen

---

1. Erklären Sie die Begriffe „Synthese“ und „Analyse“ und sammeln Sie Beispiele für Analysen!
2. Notieren Sie, unter welchen Bedingungen die einzelnen Analysen ablaufen!
3. Versuchen Sie, aus dem Gedächtnis die Phlogistonlehre durch Aufstellung einer Versuchsreihe zu widerlegen!
4. Sammeln Sie Beispiele für Oxydationen im Haushalt, im Beruf und im täglichen Leben, und suchen Sie zu klären, unter welchen Bedingungen diese Oxydationen am schnellsten und gründlichsten ablaufen!

### 5. Kapitel: Elemente

---

#### C. Lehrgespräch

---

*Lehrer:* Was ist ein Grundstoff?

*Schüler:* Ein Grundstoff oder Element ist ein Stoff, der sich nicht in andere Stoffe zerlegen läßt.

*L.:* Wie teilen wir die Grundstoffe ein?

*S.:* In Metalle und Nichtmetalle.

*L.:* Welche Ihnen bekannten Grundstoffe gehören zu den Nichtmetallen?

*S.:* Sauerstoff, Stickstoff, Schwefel.

*L.:* Welcher Grundstoff ist bei gewöhnlicher Temperatur flüssig?

*S.:* Quecksilber; sein Schmelzpunkt liegt unterhalb 0°

*L.:* Ja. Der Schmelzpunkt des Quecksilbers liegt bei -39°. – Wie teilt man die Metalle ein?



**S.:** Entweder nach dem spezifischen Gewicht in Leichtmetalle und Schwermetalle oder nach ihrem Verhalten beim Erhitzen an der Luft in Edelmetalle und unedle Metalle.

**L.:** Was verstehen Sie unter dem spezifischen Gewicht?

**S.:** Das spezifische Gewicht ist das Gewicht eines Kubikzentimeters eines Stoffes in Gramm.

---

#### D. Wiederholung

---

1. Was ist ein Grundstoff? [28]
2. Was ist eine Verbindung? [16]; [28]
3. Welche Ihnen bekannten Grundstoffe gehören zu den Nichtmetallen? [Tabelle 1]
4. Welche Metalle sind Leichtmetalle? [Tabelle 1]
5. Welche Metalle sind leicht bzw. schwer schmelzbar, wenn man als Grenze  $900^\circ$  annimmt? [Tabelle 1]
6. Warum verwendet man in Sibirien kein Quecksilberthermometer? [Tabelle 1]

---

#### E. Prüfungsfragen

---

1. Was sind Grundstoffe, und wie teilt man sie ein?
2. Welche Metalle bilden keine Oxyde?
3. Welche Metalle gehören zu den Leichtmetallen, welche zu den Schwermetallen?
4. Wodurch unterscheiden sich die Leichtmetalle von den Schwermetallen?
5. Wodurch unterscheiden sich die Nichtmetalle von den Metallen?

---

#### F. Übungen

---

1. Welche Grundstoffe sind bei gewöhnlicher Temperatur gasförmig, welche flüssig und welche fest? Bilden Sie drei kleine Tabellen unter Verwendung der Tabelle 1!
2. Ordnen Sie die Elemente der Tabelle 1 nach den Einteilungsprinzipien in Nichtmetalle und Metalle!
3. Teilen Sie die Metalle ein a) nach physikalischen und b) nach chemischen Gesichtspunkten, und tragen Sie die Ergebnisse in eine kleine Tabelle ein!

### 6. Kapitel: Symbole, Formeln und Gleichungen

---

#### C. Lehrgespräch

---

**Lehrer:** Was verstehen Sie unter den chemischen Symbolen?

**Schüler:** Die Symbole sind Abkürzungen für die Namen der Elemente.

L.: Wie werden sie gebildet?

S.: Sie bestehen aus dem Anfangsbuchstaben und eventuell noch einem zweiten charakteristischen Buchstaben des lateinischen Namens.

L.: Was ist bei der Bildung der Formeln zu beachten?

S.: Die Symbole der Elemente werden hintereinandergeschrieben. Treten metallische und nichtmetallische Bestandteile in der Formel auf, so ist es üblich, mit dem metallischen Bestandteil zu beginnen.

L.: Was wissen Sie über den Aufbau der chemischen Gleichung?

S.: Auf der linken Seite der Gleichung stehen die Ausgangsstoffe, auf der rechten Seite die Endprodukte. Das Gleichheitszeichen ist oft durch einen Pfeil ersetzt, der die Richtung der chemischen Reaktion angibt.

L.: Wie heißt die Gleichung für die Oxydation von Blei?

S.:  $\text{Pb} + \text{O} \rightarrow \text{PbO}$ .

L.: Lesen Sie diese Gleichung in Worten!

S.: Blei plus Sauerstoff ergibt Bleioxyd.

L.: Oder?

S.: Bei Gegenwart von Luftsauerstoff oxydiert Blei zu Bleioxyd.

L.: Bilden Sie die Gleichung für die Analyse des Quecksilberoxyds!

S.:  $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}$ .

L.: Was geschieht, wenn man Blei in einer luftleeren, zugeschmolzenen Glasröhre auf  $350^\circ$  erhitzt? (Siehe Tabelle 1!)

S.: Das Blei schmilzt, ohne sich dabei zu verändern. Denn es kann sich kein Bleioxyd bilden, da kein Sauerstoff zugegen ist.

---

#### D. Wiederholung

---

1. Wie werden die chemischen Formeln gebildet? [34]
2. Wozu dient die chemische Gleichung? [35]
3. Wie heißt die Gleichung für die Bildung von Schwefeleisen? [35]

---

#### E. Prüfungsfragen

---

1. Welches Symbol muß in den Formeln aller Metalloxyde vorkommen?
2. Wie ist die chemische Formel aufgebaut?
3. Drücken Sie die Verbrennung von Magnesium durch eine chemische Gleichung aus!

---

#### F. Übungen

---

1. Schreiben Sie die Ihnen bekannten Grundstoffe mit Namen und Zeichen aus dem Gedächtnis nieder!
2. Prägen Sie sich unter Benutzung der Tabelle 1 die Symbole aller Elemente ein, die wir bisher kennengelernt haben!

1. Was ist der Unterschied zwischen physikalischen und chemischen Vorgängen?
2. Zu welcher Gruppe gehören die Veränderungen des Aggregatzustandes und warum?
3. Wie können wir Gemenge von Verbindungen unterscheiden?
4. Was ist ein Filtrat?
5. Wozu dient die Destillation?
6. Aus welchen Teilen besteht eine Destillationsanlage?
7. Was ist eine Lösung?
8. Was ist eine Synthese?
9. Wie heißt das Gegenteil der Synthese?
10. Welcher Stoff ist bei jeder Verbrennung beteiligt?
11. Was entsteht als Endprodukt der Verbrennung?
12. Wie unterscheiden sich Elemente und Verbindungen?
13. Welche Merkmale unterscheiden die Metalle von den Nichtmetallen?
14. Wieviel Elemente gibt es?
15. Was verstehen Sie unter den chemischen Symbolen?
16. Wie ist die chemische Gleichung aufgebaut?

## 7. Kapitel: Atom und Molekül

---

### C. Lehrgespräch

---

*Lehrer:* Was sind Moleküle?

*Schüler:* Moleküle sind die kleinsten Teile einer Verbindung; sie lassen sich physikalisch nicht weiter zerlegen.

*L.:* Was sind Atome?

*S.:* Atome sind die kleinsten Teile eines Elementes. Sie lassen sich chemisch nicht weiter zerlegen.

*L.:* Läßt sich ein Molekül überhaupt noch zerlegen?

*S.:* Ja. Moleküle lassen sich chemisch zerlegen in die Atome der Elemente, aus denen die Verbindung besteht. Dann ändert sich aber gleichzeitig der Stoff.

*L.:* Läßt sich ein Atom überhaupt noch zerlegen?

*S.:* Mit den gewöhnlichen uns zur Verfügung stehenden Mitteln nicht.

*L.:* Man kann es aber mit außergewöhnlichen Mitteln physikalischer Art weiter zerlegen, wie sie bei der Kernumwandlung und der Atomzertrümmerung angewandt werden. – Wieviel verschiedene Arten von Atomen gibt es?

*S.:* Ebenso viele wie es Grundstoffe gibt, also 92.

*L.:* Was bedeutet die Gleichung:  $\text{Mg} + \text{O} \rightarrow \text{MgO}$ ?

*S.:* Ein Atom Magnesium verbindet sich mit einem Atom Sauerstoff zu einem Molekül Magnesiumoxyd.

- L.: Welche Festlegung ist also erfolgt?  
S.: Das chemische Symbol steht jeweils für ein Atom des betreffenden Elementes. Die chemische Formel steht jeweils für ein Molekül der Verbindung.

---

#### D. Wiederholung

---

1. Was ist ein Atom? [36]; [37]
2. Was ist ein Molekül? [38]
3. Wie viele und was für Atome sind zur Bildung von zehn Molekülen Schwefel-eisen nötig? [39]
4. Was bedeutet das Zeichen Fe? [33]; [39]
5. Was bedeutet die Formel HgO? [34]; [39]

---

#### E. Prüfungsfragen

---

1. Was wissen Sie über die Teilbarkeit der Moleküle?
2. Was wissen Sie über die Teilbarkeit der Atome?
3. Was bedeutet das Symbol S?
4. Was bedeutet die Formel PbS?

---

#### F. Übungen

---

1. Welche Mengenbeziehungen sind in der Gleichung:  $\text{Pb} + \text{O} \rightarrow \text{PbO}$  enthalten?
2. Lesen Sie alle bisher aufgeschriebenen chemischen Gleichungen unter Benutzung der Begriffe Atom und Molekül!

### 8. Kapitel: Verbindungsneigung

---

#### C. Lehrgespräch

---

*Lehrer:* Wie kommt es, daß die Moleküle nicht selbständig in ihre Atome zerfallen?

*Schüler:* Zwischen den Atomen der Grundstoffe wirken chemische Bindungskräfte, die das Auseinanderfallen der Verbindung verhüten.

L.: Wie nennt man diese Bindungskräfte?

S.: Chemische Verbindungsneigung oder Affinität.

L.: Was wissen Sie über die Größe der Verbindungsneigung?

S.: Die Verbindungsneigung zwischen zwei Elementen ist im allgemeinen um so größer, je verschiedener die beiden Elemente in chemischer Hinsicht sind.

L.: Ist die Verbindungsneigung eine konstante Größe?

S.: Nein. Die Verbindungsneigung eines Elementes zu verschiedenen anderen Elementen ist verschieden groß; sie richtet sich also stets nach dem Partner.

---

#### D. Wiederholung

---

1. Warum lassen sich die Verbindungen meistens nicht ohne weiteres in ihre Grundstoffe zerlegen? [40]
2. Woraus kann man schließen, daß Quecksilber eine geringere Bindekraft zu Sauerstoff hat als Magnesium? [42]
3. Was ist über die Verbindungsneigung einiger Metalle zu Sauerstoff zu sagen? [42]
4. Wann ist die Verbindungsneigung im allgemeinen am größten? [42]
5. Welches Element hat keine Verbindungsneigung? [41]

---

#### E. Prüfungsfragen

---

1. Wodurch wird das Zustandekommen und die Beständigkeit der Verbindungen bewirkt?
2. Erklären Sie den Begriff „Affinität“!

---

#### F. Übungen

---

1. Ordnen Sie die Metalle Kupfer, Magnesium, Gold und Quecksilber nach steigender Verbindungsneigung zu Sauerstoff!

### 9. Kapitel: Die Luft

---

#### C. Lehrgespräch

---

*Lehrer:* Woraus besteht die Luft?

*Schüler:* Die Luft besteht aus 20% Sauerstoff und 80% Stickstoff.

*L.:* Welcher Stoff ist außerdem noch in der Luft enthalten?

*S.:* Kohlendioxyd; doch der Prozentgehalt des Kohlendioxyds ist sehr gering; er beträgt nur 0,03%.

*L.:* Können wir die Zusammensetzung der Luft formelmäßig ausdrücken?

*S.:* Nein. Da die Luft keine Verbindung, sondern nur ein Gemenge ist, kann sie auch keine Formel haben. Die prozentuale Zusammensetzung der Luft ist veränderlich; trotzdem bleibt das Gemenge noch „Luft“.

*L.:* Welches Merkmal der Gemenge muß dann auch die Luft aufweisen?

*S.:* Luft muß sich auf physikalischem Wege in ihre Bestandteile zerlegen lassen.

*L.:* Jawohl, durch Verflüssigung der Luft und nachfolgende Destillation. Das Verfahren werden wir später kennenlernen.

---

#### D. Wiederholung

---

1. Was versteht man bei Gasen unter Normalzustand? [44]
2. Was wissen Sie über die Zusammensetzung der Luft? [45]
3. Welche Tatsachen sprechen dafür, daß Luft keine Verbindung, sondern ein Gemenge ist? [46]



---

## E. Prüfungsfragen

---

1. Warum hat Luft keine Formel?
2. Bei welchen Gelegenheiten verändert sich die Zusammensetzung der Luft in abgeschlossenen Räumen?
3. Wie können wir die beiden Hauptbestandteile der Luft unterscheiden und nachweisen?

---

## F. Übungen

---

Unter Normalverhältnissen wiegt ein Liter Luft 1,29 g und ein Liter Sauerstoff 1,43 g. Wieviel wiegt ein Liter Stickstoff?

## 10. Kapitel: Sauerstoff und Oxydation

---

### C. Lehrgespräch

---

**Lehrer:** Was wissen Sie über die Verteilung der Elemente auf der Erde?

**Schüler:** Die Elemente sind sehr ungleich verteilt.

**L.:** Welches sind die häufigsten Elemente?

**S.:** Sauerstoff ist das häufigste Element und bildet 50% aller Stoffe. An zweiter Stelle steht Silizium mit 25%. – Wo steckt eigentlich dieses Silizium, dessen Namen ich noch nicht einmal gehört habe?

**L.:** Silizium ist das wichtigste gesteinsbildende Element. Am bekanntesten ist der Kieselstein und der Sand; beide sind chemisch Siliziumdioxid. – Wie können Sie Sauerstoff im Laboratorium herstellen?

**S.:** Durch Zerstörung sauerstoffreicher Verbindungen.

**L.:** Welche Verbindungen werden hierzu verwendet?

**S.:** Kaliumpermanganat, Salpeter oder Kaliumchlorat.

**L.:** Wie kann man aus diesen Verbindungen den Sauerstoff in Freiheit setzen?

**S.:** Durch Erhitzen.

**L.:** Wie können Sie feststellen, wann sich das unsichtbare Sauerstoffgas entwickelt?

**S.:** Durch einen glimmenden Holzspan. Er flammt in reinem Sauerstoff hell auf und verbrennt lebhaft.

**L.:** Was wissen Sie über die Verbrennungerscheinungen in Sauerstoff?

**S.:** In Sauerstoff verlaufen alle Verbrennungerscheinungen viel lebhafter als in der Luft; es bilden sich heiße Stichtflammen.

**L.:** Wie ist das zu erklären?

**S.:** In der Luft ist außer dem Sauerstoff noch zu  $\frac{4}{5}$  Stickstoff enthalten; dieser verbrennt nicht mit.

**L.:** Welche feuerfesten Stoffe sind Ihnen bekannt?

**S.:** Glas, Porzellan und Asbest, der im Laboratorium viel verwendet wird.

**L.:** Warum sind diese Stoffe feuerfest?

**S.:** Sie haben keine Verbindungsneigung zu Sauerstoff.

- L.: Was geschieht chemisch bei der Verbrennung?  
 S.: Die brennbaren Stoffe vereinigen sich bei der Verbrennung mit dem Luft-sauerstoff.
- L.: Wie nennt man diese Vereinigung?  
 S.: Oxydation.
- L.: Und wie nennt man die entstehenden Sauerstoffverbindungen?  
 S.: Die entstehenden Sauerstoffverbindungen sind die Oxyde.
- L.: Das Wort „Verbindung“ hat in der Chemie eine doppelte Bedeutung. Welche meine ich wohl?  
 S.: Einmal versteht man darunter einen Stoff, der sich noch in andere Stoffe zerlegen läßt; Quecksilberoxyd oder Schwefeleisen sind solche Verbindungen. Zum anderen bezeichnet man damit einen chemischen Vorgang. Man sagt z. B.: Die Verbindung von Eisen mit Sauerstoff erfolgt unter Lichtentwicklung.
- L.: Welche Oxyde bilden sich beim Verbrennen einer Kerze?  
 S.: Es bilden sich Wasser (Wasserstoffoxyd) und Kohlendioxyd.
- L.: Wie können Sie Kohlendioxyd nachweisen?  
 S.: Kohlendioxyd trübt Kalkwasser.
- L.: Wovon hängt die Geschwindigkeit einer Oxydbildung im allgemeinen ab?  
 S.: Die Geschwindigkeit hängt von der mehr oder weniger großen Verbindungsneigung zu Sauerstoff und von der Temperatur ab.
- L.: Welchen Einfluß übt die Temperatur auf den Ablauf chemischer Reaktion aus?  
 S.: Erhöhte Temperatur beschleunigt meist den Ablauf chemischer Reaktionen. Bei einer Erhöhung der Temperatur um  $10^\circ$  verdoppelt sich die Reaktionsgeschwindigkeit.
- L.: Was wissen Sie über die Oxydierbarkeit der Metalle?  
 S.: Die Edelmetalle oxydieren nicht, selbst wenn die Temperatur erhöht wird. Die Gebrauchsmetalle gehören zu den unedlen Metallen. Sie überziehen sich bereits an der Luft mit einer Oxydhaut. Erhöhte Temperaturen beschleunigen diesen Oxydationsvorgang.
- L.: Kann man die Oxydhaut sehen?  
 S.: Beim Kupfer ist sie schwarz gefärbt und deutlich sichtbar. Auch beim Eisen hebt sich die Rostschicht durch andere Farbe deutlich ab. Aber bei den Leichtmetallen, wie Aluminium und Magnesium, ist keine Dunkelfärbung zu erkennen.
- L.: Ja, denn erstens sind die Oxyde dieser Leichtmetalle weiß gefärbt, und zweitens ist die Oxydhaut dort so dünn, daß sie als farbige Fläche nicht mehr sichtbar wird. – Aber Sie erkennen das Bestehen der Oxydhaut an einer anderen Erscheinung!  
 S.: Die Metalle werden langsam matt und verlieren ihren typischen Metallglanz.
- L.: Auf welche Arten können Sie einen Brand löschen?  
 S.: Ich kann entweder den Luftsauerstoff durch Abdecken des Brandherdes beseitigen, wodurch die Flamme erstickt wird, oder ich muß die Temperatur erniedrigen.

- L.: Warum führt Temperaturerniedrigung zum Ziele ?
- S.: Weil erstens die Brennstoffe bei Abkühlung unter die Entzündungstemperatur nicht mehr brennen und zweitens durch Temperaturerniedrigung die Reaktionsgeschwindigkeit stark herabgesetzt wird.
- L.: Welcher chemische Vorgang liegt der Atmung zugrunde ?
- S.: Die Atmung ist eine Oxydation.
- L.: Was wird bei der Atmung oxydiert ?
- S.: Es wird die aufgenommene Nahrung oxydiert.
- L.: Welche Endprodukte der Oxydation treten bei der Atmung auf ?
- S.: Wasser und Kohlendioxyd.
- L.: Womit läßt sich also die Atmung vergleichen ?
- S.: Die Atmung ist ein Verbrennungsvorgang im Inneren des Körpers.
- L.: Wie kommt es, daß der Prozentgehalt der Luft an Kohlendioxyd nicht zunimmt, obwohl Menschen und Tiere fortgesetzt Kohlendioxyd ausatmen ?
- S.: Die Pflanzen nehmen das gebildete Kohlendioxyd wieder auf und geben dafür Sauerstoff an die Luft ab. Den Kohlenstoff verarbeiten sie zu Zucker und Stärke.
- L.: Wie nennt man diesen Vorgang ?
- S.: Assimilation ; es ist die Umkehr der Atmung.
- L.: Wie wird der Sauerstoff in der Technik gewonnen ?
- S.: Durch fraktionierte Destillation verflüssigter Luft.
- L.: Wie können Sie Luft verflüssigen ?
- S.: Durch das Lindeverfahren. Durch abwechselnde Verdichtung und Entspannung erfolgt eine starke Abkühlung. Bei etwa  $-200^{\circ}$  wird die Luft flüssig.
- L.: Wie kann aus der flüssigen Luft der Sauerstoff gewonnen werden ?
- S.: Indem man entweder die flüssige Luft teilweise verdunsten läßt, dann geht zuerst der Stickstoff in Gasform über, und der Sauerstoff bleibt zurück. Oder durch fraktionierte Destillation, wobei sehr vorsichtig zunächst auf die Siedetemperatur des Stickstoffs ( $-196^{\circ}$ ) erhitzt und dieser entfernt wird.
- L.: Wozu verwendet man den Sauerstoff ?
- S.: Zum Schweißen und Schneiden.
- L.: Wodurch unterscheiden sich beide Prozesse ?
- S.: Das Schweißen ist ein physikalischer Prozeß, wobei glühende, weiche Metallteile ineinanderfließen. Das Schneiden ist ein chemischer Vorgang, ein Oxydationsprozeß.
- L.: Wie kommt beim Schneiden der Schnitt zustande ?
- S.: Das Eisen wird in der Knallgasflamme durch Sauerstoffüberschuß weg-
- L.: Beschreiben Sie den Schweißbrenner! [gebrannt.
- S.: Der Schweißbrenner besteht aus einem zentralen Rohr für den Sauerstoffstrom und einem Außenmantel, der von Brenngas erfüllt ist. Beide Gase mischen sich an der Brennerspitze und ergeben eine heiße Stichflamme.
- L.: Welche gasförmigen Oxyde kennen Sie ?
- S.: Kohlendioxyd und Schwefeldioxyd.
- L.: Wie können Sie beide unterscheiden, da es sich um farblose Gase handelt ?
- S.: Kohlendioxyd trübt Kalkwasser. – Schwefeldioxyd erkennt man am stechenden Geruch.

---

## D. Wiederholung

---

1. Welches sind die häufigsten Elemente? [47]; [Abbildung 22]
2. Welche Eigenschaften des Sauerstoffs kennen Sie? [49]
3. Welche feuerfesten Stoffe sind Ihnen bekannt? [50]
4. Was versteht man unter Assimilation? [56]
5. Was wissen Sie über den Kohlenstoff-Sauerstoff-Kreislauf? [56]
6. Wie wird flüssige Luft gewonnen? [57]
7. Warum bewahrt man den Sauerstoff in Stahlflaschen auf? [57]
8. Was versteht man unter Entzündungstemperatur? [52]
9. Wie wirkt sich eine Temperaturerhöhung auf den Ablauf chemischer Reaktionen aus? [53]
10. Wie wird Sauerstoff hergestellt? [48]; [57]
11. Wie ist der Schweiß- und Schneidbrenner gebaut? [58]; [Abbildung 25–28]
12. Wodurch unterscheiden sich Schweißen und Schneiden? [58]

---

## E. Prüfungsfragen

---

1. Wie wird Sauerstoff im Laboratorium dargestellt?
2. Wie können Sie Sauerstoff nachweisen?
3. Was wissen Sie über Verbrennungen in Sauerstoff?
4. Welches sind die Endprodukte der Verbrennungen?
5. Wie wird Kohlendioxid nachgewiesen?
6. Welcher Bestandteil der Luft spielt bei der Atmung keine Rolle?
7. Wie kann man aus der Luft Stickstoff gewinnen?
8. Wie ergänzen sich pflanzlicher und tierischer Gasstoffwechsel?
9. Wozu dient das Knallgasgebläse?
10. Welche Gase werden im Knallgasgebläse als Brenngase verwendet?

---

## F. Übungen

---

1. Nennen Sie die Eigenschaften des Sauerstoffs!
2. Ein Zimmer ist 6,5 m lang, 5 m breit und 4,25 m hoch.
  - a) Wieviel wiegt die darin enthaltene Luft?
  - b) Wieviel Kubikmeter Sauerstoff enthält das Zimmer?
  - c) Wieviel kann ein Mensch davon verbrauchen, wenn das Zimmer luftdicht abgeschlossen ist?
  - d) Wie lange reicht diese Luft für einen Erwachsenen, der im Sitzen 0,25 l Sauerstoff in der Minute verbraucht?

---

## 11. Kapitel: Wertigkeit – Benennung der Oxyde

---

### C. Lehrgespräch

---

*Lehrer:* Was verstehen Sie unter Wertigkeit?

*Schüler:* Wertigkeit ist die Zahl der Wasserstoffatome oder der anderen einwertigen Atome, die das Atom eines Elementes chemisch zu binden vermag.



- L.: Welches ist die Einheit der Wertigkeit?
- S.: Als Einheit der Wertigkeit gilt die Wertigkeit des Wasserstoffatoms, das in keinem Falle mehr als ein Atom eines anderen Elementes binden kann.
- L.: Bei der Wertigkeit handelt es sich also um Bindekräfte zwischen den einzelnen Atomen. Wir hatten schon bei anderer Gelegenheit von solchen Bindekräften gesprochen.
- S.: Ja, bei Besprechung der Verbindungsneigung oder Affinität.
- L.: Was ist nun der Unterschied zwischen Verbindungsneigung und Wertigkeit?
- S.: Die Verbindungsneigung gibt an, *ob* zwei Elemente sich verbinden oder nicht; die Wertigkeit hingegen gibt an, *in welchem Verhältnis* die Atome zweier Elemente zu Molekülen zusammentreten.
- L.: Was verstehen Sie unter Äquivalenz?
- S.: Äquivalenz bedeutet Gleichwertigkeit. Zwei Elemente sind äquivalent, wenn ihre Atome in gleicher Anzahl zu Molekülen zusammentreten.
- L.: Können Sie ein Beispiel für äquivalente Elemente nennen?
- S.: Magnesium und Sauerstoff, denn ihre Atome treten in gleicher Zahl zu Molekülen zusammen; MgO besteht aus einem Atom Magnesium und einem Atom Sauerstoff.
- L.: Auch Wasserstoff und Chlor sind gleichwertig. Wie heißt darum die Formel für Chlorwasserstoff?
- S.: HCl.
- L.: Wie liegen die Verhältnisse beim Kupferoxyd?
- S.: Kupferoxyd hat die Formel CuO. Ein Atom Kupfer vereinigt sich mit einem Atom Sauerstoff zu einem Molekül Kupferoxyd. Sauerstoff ist äquivalent dem Kupfer.
- L.: Wievielwertig ist der Sauerstoff?
- S.: Zweiwertig, denn ein Atom Sauerstoff bindet zwei Atome Wasserstoff zu dem Wassermolekül H<sub>2</sub>O.
- L.: Welche weiteren Schlüsse können Sie aus der Formel des Kupferoxyds und des Magnesiumoxyds ziehen?
- S.: Da Sauerstoff zweiwertig und außerdem äquivalent dem Kupfer und dem Magnesium ist, müssen Kupfer und Magnesium ebenfalls zweiwertig sein.
- L.: Wie wird die Wertigkeit in der chemischen Zeichensprache ausgedrückt?
- S.: Durch hochgestellte römische Zahlen am Symbol.
- L.: Und wie drückt man die Anzahl der gleichen Atome in einer Formel aus?
- S.: Durch tiefgestellte arabische Zahlen.
- L.: Ist Ihnen klar geworden, welche Unterschiede in der Anwendungsweise beider Zahlen beim Schreiben der Formeln und Gleichungen besteht?
- S.: Ja. Die Anzahl der Atome *muß* stets geschrieben werden; die Wertigkeit deutet man *nur im Bedarfsfalle* an, wenn sie nicht ohne weiteres aus der Formel hervorgeht.
- L.: Wie können Sie die Wertigkeit aus der Formel ersehen?
- S.: Vereinigen sich die Atome zweier Elemente zu einem Molekül, so sind die Produkte aus Wertigkeit und Atomanzahl bei beiden Elementen gleich.



- L.** Welche Wertigkeit hat Schwefel in der Formel  $\text{SO}_3$ ?
- S.:** In  $\text{SO}_3$  ist Schwefel sechswertig. Denn Sauerstoff hat  $3 \cdot 2 = 6$  Wertigkeiten. Also hat auch das eine Schwefelatom sechs Wertigkeiten.
- L.:** Wie heißt die Verbindung  $\text{SO}_3$ ?
- S.:** Schwefeltrioxyd.
- L.:** Wie werden allgemein die Oxyde der Nichtmetalle benannt?
- S.:** Der Name der Nichtmetalloxyde besteht aus drei Teilen: 1. dem Elementennamen, 2. einem griechischen Zahlwort und 3. dem Wort „Oxyd“. Das griechische Zahlwort gibt an, wieviel Sauerstoffatome im Molekül der Verbindung enthalten sind.
- L.:** Wie heißt also die Verbindung  $\text{SO}_2$ ?
- S.:** Schwefeldioxyd.
- L.:** Ja, der Name begegnete uns schon oft, ohne daß wir ihn bisher erklären konnten. – Und wie heißt die Verbindung  $\text{P}_2\text{O}_5$ ?
- S.:** Phosphorpenoxyd.
- L.:** Können Sie die Formel für Stickstofftrioxyd bilden?
- S.:** Ja, wenn ich die Wertigkeit des Stickstoffs kenne!
- L.:** Stickstoff ist in diesem Falle dreiwertig.
- S.:**  $\text{N}_2^{\text{III}}\text{O}_3^{\text{II}}$ . Die Formel heißt  $\text{N}_2\text{O}_3$ .
- L.:** Wozu wollten Sie dann die Wertigkeit des Stickstoffs wissen? Aus dem Namen „Trioxyd“ geht doch schon hervor, daß drei Atome Sauerstoff im Molekül enthalten sind.
- S.:** Ja. Aber die Kenntnis der Wertigkeit war notwendig, um auch die Zahl der Stickstoffatome zu errechnen.
- L.:** Silber ist einwertig, Blei zweiwertig, Aluminium dreiwertig und Zinn mit dem Symbol Sn vierwertig. Wie heißen die Formeln für die Oxyde dieser Metalle?
- S.:**  $\text{Ag}_2\text{O}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  und  $\text{SnO}_2$ . [lernen.]
- L.:** Gut. – Die Namengebung für die Metalloxyde werden wir erst später kennen-

---

#### D. Wiederholung

---

1. Was versteht man unter Wertigkeit? [60]
2. Welche Wertigkeit besitzen Wasserstoff, Sauerstoff, Silber, Magnesium und Aluminium? [Tabelle 1]
3. Welche Wertigkeit besitzt Schwefel in seinen beiden Oxyden  $\text{SO}_2$  und  $\text{SO}_3$ ? [Lehrgespräch]
4. Wie heißt die Formel für den Kohlenwasserstoff Methan, wenn Kohlenstoff vierwertig ist? [64]
5. Was ist der Unterschied zwischen Verbindungsneigung und Wertigkeit? [61]
6. Was wissen Sie über die Benennung der Nichtmetalloxyde? [66]

---

#### E. Prüfungsfragen

---

1. Was verstehen Sie unter einem Pentoxyd?
2. Wie heißt die Formel für Siliziumdioxyd (Silizium ist vierwertig)?

3. Welchen Namen führt die Verbindung  $\text{As}_2\text{O}_3$  (As = Arsen)?
4. Welche Wertigkeit weist das Arsen in der eben genannten Formel auf?
5. Wie schreiben Sie diesen Tatbestand in der chemischen Zeichensprache nieder?
6. Aus wieviel Atomen der einzelnen Elemente bestehen sechs Moleküle dieser Arsenverbindung?
7. Was bedeuten also die Zahlen „2“ und „3“ in der Formel  $\text{As}_2\text{O}_3$ ?
8. Was ist Äquivalenz?
9. Wie äußert sich diese?
10. Welche Elemente sind äquivalent in den Formeln  $\text{H}_2\text{O}$  und  $\text{CaCl}_2$ ?
11. Fügen Sie die äquivalenten Elemente der Frage 10 zu Formeln zusammen und benennen Sie die entstandenen Verbindungen!

---

## F. Übungen

---

1. Bilden Sie die Formeln für die Oxyde
  - a) des vierwertigen und sechswertigen Schwefels,
  - b) des dreiwertigen und fünfwertigen Arsens,
  - c) des dreiwertigen Antimons,
  - d) des zweiwertigen und vierwertigen Kohlenstoffs,
  - e) des zweiwertigen und dreiwertigen Eisens,
  - f) des zweiwertigen und vierwertigen Zinns!
2. Welche Wertigkeit besitzen die Metalle in folgenden Oxydformeln?  
 a)  $\text{MnO}$ , b)  $\text{MnO}_2$ , c)  $\text{PbO}$ , d)  $\text{Pb}_2\text{O}$ , e)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , f)  $\text{CuO}$ , g)  $\text{ZnO}$ , h)  $\text{HgO}$ .

## 12. Kapitel: Das Wasser

---

### C. Lehrgespräch

---

*Lehrer:* Welche Erscheinungsformen nimmt das Wasser in den drei Aggregatzuständen an?

*Schüler:* Fest kommt es als Eis vor, flüssig als Wasser und gasförmig als Wasserdampf.

*L.:* Was wissen Sie über den Kreislauf des Wassers in der Natur?

*S.:* Das Oberflächenwasser der Kontinente und das Wasser der Meere verdunstet langsam. Der Wasserdampf, der sich gebildet hat, steigt auf. Er kühlt sich in höheren Luftschichten ab und verdichtet sich zu Wassertropfchen, die als Regen zur Erde fallen. Oberflächen- und Grundwasser strömen dann wieder dem Sammelbecken der Meere zu.

*L.:* Welche Bedeutung hat das Wasser für die Lebewesen?

*S.:* Ohne Wasser gibt es kein Leben. Der Körper der Lebewesen besteht zu einem hohen Prozentsatz aus Wasser. Außerdem ist das Wasser ein wichtiges Transportmittel aller Stoffe im Körper der Pflanzen und Tiere.

*L.:* Wie kommt es, daß der Siedepunkt des Wassers nicht immer bei  $100^\circ$  liegt?

*S.:* Der Siedepunkt wird durch den Luftdruck verändert, der an verschiedenen Tagen verschieden ist.

- L.:** Jawohl. – Bitte beobachten Sie jetzt eine Woche lang das Barometer, und notieren Sie dessen Luftdruckangaben! Dann erkennen Sie die Größe der Luftdruckschwankungen. – Was versteht man unter Filtrieren?
- S.:** Die Trennung eines festen, unlöslichen Stoffes von einer Flüssigkeit.
- L.:** Ist demnach das Filtrieren eine Analyse?
- S.:** Nein. Eine Analyse ist die Zerlegung einer Verbindung in ihre Bestandteile; sie ist ein chemischer Vorgang. – Beim Filtrieren findet nur eine physikalische Trennung zweier Stoffe statt.
- L.:** Was ist eine gesättigte Lösung?
- S.:** Eine Lösung, die bei gleicher Temperatur von der zu lösenden Substanz nichts mehr aufzulösen vermag.
- L.:** Was versteht man unter Löslichkeit?
- S.:** Die Substanzmenge in Gramm, die sich in 100 g Wasser bei einer bestimmten Temperatur aufzulösen vermag.
- L.:** Könnte man bei dieser Erklärung statt „100 g“ nicht auch „100 cm<sup>3</sup>“ sagen?
- S.:** Nein, denn 100 cm<sup>3</sup> haben nur bei +4° das Gewicht von 100 g. Bei allen übrigen Temperaturen stellen 100 cm<sup>3</sup> und 100 g verschiedene Wassermengen dar, wengleich der Unterschied nicht sehr groß ist.
- L.:** Was zeigt die Löslichkeitskurve an?
- S.:** Die Löslichkeitskurve zeigt die Abhängigkeit der Löslichkeit von der Temperatur.
- L.:** Beschreiben Sie die Herstellung der Kurve!
- S.:** Auf einem Achsenkreuz werden auf der waagrechten Achse die Temperaturen, auf der senkrechten Achse die Löslichkeit in Gramm in 100 g Wasser aufgetragen. Die Kurve verbindet die Punkte, welche die Löslichkeit bei den einzelnen Temperaturen angeben.
- L.:** Sind auch Gase in Wasser löslich?
- S.:** Ja. Das Oberflächenwasser enthält immer Luft gelöst und das Grundwasser Kohlendioxyd.
- L.:** Wie kommt es, daß die in Wasser gelöste Luft anders zusammengesetzt ist als die atmosphärische Luft?
- S.:** Weil die Luft ein Gemenge aus Stickstoff und Sauerstoff ist und beide Gase eine verschiedene Löslichkeit in Wasser haben. Sauerstoff löst sich leichter als Stickstoff. Daher ist die im Wasser gelöste Luft sauerstoffreicher.
- L.:** Ja. Und dies ist besonders bedeutsam für die Lebewelt der Gewässer, die auf den im Wasser gelösten Sauerstoff bei der Atmung angewiesen ist. – Ist das Lösen ein physikalischer oder ein chemischer Vorgang?
- S.:** Das Lösen ist ein physikalischer Vorgang. Denn beim Abkühlen der Lösung oder beim Verdampfen des Lösungsmittels scheiden sich die gelösten Stoffe unverändert wieder aus.
- L.:** Wie beeinflußt die Temperatur die Löslichkeit von Gasen?
- S.:** Die Löslichkeit von Gasen nimmt mit steigender Temperatur ab.
- L.:** Nennen Sie hierfür ein Beispiel aus dem täglichen Leben!
- S.:** Wenn Sprudel oder frisches Brunnenwasser längere Zeit in einem Glase steht, steigen immer neue Gasbläschen auf und setzen sich an der Wandung des Glases fest, da das Wasser auf Zimmertemperatur erwärmt wird.

- L.: Um welches Gas handelt es sich?  
 S.: Um Kohlendioxyd.  
 L.: Erleidet das Getränk hierbei geschmackliche Veränderungen?  
 S.: Ja. Es wird „schal“.  
 L.: Wie kommt das?  
 S.: Kohlendioxyd gibt dem Wasser (auch dem Quellwasser) den erfrischenden  
 L.: Wie heißen Quellwässer mit hohem Kohlendioxydgehalt? [Geschmack.  
 S.: Sauerlinge. Wir finden sie in vulkanischen Gegenden.  
 L.: Was verstehen wir unter dem Prozentgehalt einer Lösung?  
 S.: Der Prozentgehalt einer Lösung gibt an, wieviel Gramm einer Substanz  
 in 100 g Wasser gelöst worden sind.  
 L.: Was sind Mineralwässer?  
 S.: Mineralwässer sind natürliche Wässer, die einen hohen Prozentgehalt an  
 gelösten Stoffen haben.  
 L.: Wie können Sie Wasser reinigen?  
 S.: Durch Filtrieren oder durch Destillieren.  
 L.: Welche Filter werden zur Reinigung des Wassers angewendet?  
 S.: Kies-, Sand- und Holzkohlefilter.  
 L.: Welche Wirkung haben diese Filter?  
 S.: Kiesfilter halten gröbere, Sandfilter feinere erdige Bestandteile zurück. In  
 den Kohlefiltern werden auch Farb- und Riechstoffe und Bakterien fest-  
 L.: Wie können wir Wasser entkeimen? [gehalten.  
 S.: Trinkwasser wird entkeimt beim Durchtritt durch Kieselgurfilter, die aus  
 den porenreichen Kieselpanzern mikroskopisch kleiner Kieselalgen beste-  
 hen. Im Großbetrieb erfolgt die Entkeimung des Wassers durch Chlorieren.  
 L.: Was geschieht, wenn elektrischer Strom durch angesäuertes Wasser geleitet  
 wird?  
 S.: Das Wasser wird elektrolysiert.  
 L.: Was ist Elektrolyse?  
 S.: Elektrolyse ist die Zerlegung einer Verbindung durch elektrischen Strom.  
 L.: Was bildet sich bei der Elektrolyse des Wassers?  
 S.: Wasserstoff und Sauerstoff im Volumenverhältnis 2 : 1.  
 L.: Wie führen wir die Elektrolyse durch?  
 S.: Im Hofmannschen Zersetzungsapparat. Dies ist ein U-Rohr, dessen Schen-  
 kel am oberen Ende durch Gasabläöhne geschlossen sind und in ihrem  
 Grundteil die Elektroden tragen.  
 L.: Wie kann man auf andere Weise aus Wasser den Grundstoff Wasserstoff  
 erhalten?  
 S.: Man läßt Wasserdampf über erhitztes Eisen- oder Magnesiumpulver strei-  
 chen. Die Metalle reißen dann den Sauerstoff des Wassers an sich. Wasser-  
 stoff wird frei und entweicht als Gas.  
 L.: Warum kann man diesen Versuch nicht mit allen Metallen ausführen?  
 S.: Die Verbindungsneigung der einzelnen Metalle zu Sauerstoff ist ganz ver-  
 schieden groß. Zur Oxydbildung ist erforderlich, daß die Verbindungs-  
 neigung des Metalles zu Sauerstoff größer ist als die Verbindungsneigung  
 des Wasserstoffs zu Sauerstoff im Wassermolekül.

---

#### D. Wiederholung

---

1. Wie kommt es, daß im Gebirge das Wasser bei niedrigerer Temperatur siedet als in der Ebene? [68]
2. Wozu dient das Filtrieren des Wasser? [9]; [75]
3. Was ist ein Filtrat? [9]
4. Wie kommt es, daß Wasser immer Luftblasen enthält? [69]
5. Was ist Selterswasser? [69]
6. Woher hat Selterswasser seinen Namen? [69]
7. Was zeigt sich beim Abkühlen einer bei 70° gesättigten Alaunlösung? [71]; [Abbildung 30]
8. Welcher Unterschied zeigt sich, wenn man a) Leitungswasser, b) destilliertes Wasser und c) Nordseewasser eindampft? [74]
9. Wie kommt es, daß Wasser in verschiedenen Gegenden recht verschiedenen Geschmack hat? [74]
10. Was ist eine Solquelle? [74]
11. Aus welchen Grundstoffen besteht Wasser? [76]
12. Welche Stoffe erhält man, wenn Wasserdampf über erhitztes Magnesiumpulver geleitet wird? [77]
13. Mit welchem chemischen Namen kann man Wasser bezeichnen? [51]

---

#### E. Prüfungsfragen

---

1. Wie beeinflußt die Temperatur die Löslichkeit fester Stoffe?
2. Was sind Säuerlinge?
3. Wo kommen Säuerlinge vor?
4. Was ist eine Emulsion?
5. Woran sehen wir, daß eine Lösung gesättigt ist?
6. Ist Lösen ein physikalischer oder ein chemischer Vorgang?
7. Was sind Stahlquellen?
8. Wozu werden Kieselgurfilter verwendet?
9. Wo kommt der Destillationsvorgang in der Natur vor, und welche Einzelheiten entsprechen dabei den Einzelteilen einer Destillieranlage?
10. Wie können Sie eine Zersetzung des Wassers erreichen, und in welchem Apparat wird sie durchgeführt?
11. Welche Stoffe erhalten Sie bei der Zersetzung des Wassers?

---

#### F. Übungen

---

1. Um die Löslichkeit des Kochsalzes zu bestimmen, hat jemand folgenden Versuch durchgeführt:  
Er wiegt eine Porzellanschale leer ab, gießt bei Zimmertemperatur gesättigte Kochsalzlösung hinein und wägt wieder. Dann dampft er die Lösung auf dem Drahtnetz vorsichtig ein, so daß kein Salz herausspritzt, und wägt die Schale mit dem trockenen Salz.  
a) Gewicht der Porzellanschale leer: 34,3 g,



- b) Gewicht der Porzellanschale mit gesättigter Lösung: 48,2 g,  
 c) Gewicht der Porzellanschale mit trockenem Salz: 37,9 g.  
 Wie groß ist hiernach die Löslichkeit des Kochsalzes bei Zimmertemperatur?
2. Beantworten Sie an Hand der Löslichkeitskurve (Abb. 30) folgende Fragen:
- Wieviel Gramm Salpeter lösen sich bei 50° in 100 g Wasser?
  - Bei welcher Temperatur lösen sich 100 g Alaun in 100 g Wasser?
  - Bei welcher Temperatur lösen sich von Kochsalz und Alaun die gleichen Mengen in Wasser?
  - Wieviel Gramm Alaun lösen sich bei 70° in 80 g Wasser?

### 13. Kapitel: Wasserstoff – Reduktion

#### C. Lehrgespräch

*Lehrer:* Wie können Sie Wasserstoff gewinnen?

*Schüler:* Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Zink.

*L.:* In welchem Apparat geschieht dies?

*S.:* Im Kippschen Apparat.

*L.:* Bitte beschreiben Sie den Kippschen Apparat!

*S.:* Der Kippsche Apparat besteht aus einem Doppelgefäß mit aufgesetztem Kugeltrichter, dessen Rohr bis in den unteren Teil des Gefäßes hinabreicht. Auf einer Einschnürung zwischen beiden Gefäßteilen liegt auf einem Ledersieb gekörntes Zink. Beim Einfüllen von Schwefelsäure steigt diese bis zum Zink auf, wobei Wasserstoffgas entwickelt wird. Beim Schließen des Ablaufhahnes treibt der entstehende Gasdruck die Säure wieder in den Kugeltrichter zurück.

*L.:* Was ist bei Versuchen mit Wasserstoff zu beachten?

*S.:* Daß Wasserstoff mit Sauerstoff explosive Gemenge bildet. Daher muß vor Beginn der Versuche die Luft aus allen Apparaten durch Wasserstoff verdrängt sein.

*L.:* Wie kann man Wasserstoff leicht von Sauerstoff unterscheiden?

*S.:* Ein glimmender Span brennt in Sauerstoff hell auf; in Wasserstoff erlischt er, während das Gas selbst an der Berührungsschicht mit der Luft zu brennen anfängt.

*L.:* Was entsteht bei der Verbrennung von Wasserstoff?

*S.:* Das Oxyd des Wasserstoffs = Wasser mit der Formel  $H_2O$ .

*L.:* Wie heißt die Gleichung für die Verbrennung von Wasserstoff?

*S.:*  $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$ .

*L.:* Zu welcher großen Gruppe chemischer Vorgänge gehört dieser Vorgang?

*S.:* Es ist eine Synthese.

*L.:* Wie verläuft die Analyse des Wassers?

*S.:* Technisch als Elektrolyse im Hofmannschen Zersetzungsapparat.

*L.:* Was ist Elektrolyse?

*S.:* Elektrolyse ist die Spaltung von Verbindungen durch elektrischen Strom.

L.: Wir haben noch eine andere Analyse des Wassers kennengelernt.

S.: Ja. Beim Überleiten von Wasserdampf über erhitztes Eisen- oder Magnesiumpulver spaltet sich das Wasser in Wasserstoff und Sauerstoff. Den Wasserstoff bekommen wir direkt; der Sauerstoff verbindet sich sofort mit dem Metall zu einem Oxyd.

L.: Wie heißt hierfür die Gleichung bei Anwendung von Magnesium?

S.:  $\text{H}_2\text{O} + \text{Mg} \longrightarrow \text{MgO} + \text{H}_2 \uparrow$

L.: Was sieht man aus der Gleichung, und worüber sagt die Gleichung nichts aus?

S.: Aus der Gleichung ersieht man die Ausgangsstoffe und die Endprodukte einer chemischen Reaktion. Man sieht die Mengenverhältnisse der beteiligten Stoffe. Wir sehen aber in diesem Falle nicht, daß das Wasser in Dampfform in die Reaktion eintreten muß und daß das Magnesium erhitzt werden muß.

L.: Richtig. Aus chemischen Gleichungen erkennen wir immer nur die stofflichen Veränderungen, aber nicht die näheren Bedingungen, unter denen diese Veränderungen eintreten. Später werden wir die Gleichungen durch Angaben über die Energieumsetzungen erweitern. – Wie unterscheiden sich Wasser und Knallgas?

S.: Wasser ist eine chemische Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff. Knallgas ist ein physikalisches Gemisch der beiden Gase.

L.: Wozu wird Wasserstoff verwendet?

S.: Als Brenngas im Knallgasgebläse.

Karl (K.) kommt an der Baustelle vorüber, wo ein Schweißer (S.) soeben damit beschäftigt ist, einen riesigen, verrosteten T-Träger zu durchschneiden. Technisch interessiert, wie unser Karl nun einmal ist, stellt er seine Fragen und sucht dabei sein Wissen zu erweitern.

K.: Was ist das für ein seltsamer Apparat?

S.: Das ist ein Griesogen-Schweiß- und -Schneidbrenner!

K.: Ist nicht Schweißen und Schneiden zweierlei?

S.: Jawohl, es sind ganz verschiedene Prozesse. Beiden gemeinsam ist aber die Stichflamme, mit der wir arbeiten.

K.: Wie wird denn diese Stichflamme erzeugt?

S.: Durch Einblasen von reinem Sauerstoff in ein Brenngas.

K.: Was verwenden Sie als Brenngas?

S.: Vorwiegend Azetylen, teilweise aber auch Wasserstoff.

K.: Was ist denn Azetylen?

S.: Das Gas, das so stinkt, wenn Sie Ihre Karbidlampe am Fahrrad aufgedreht, aber noch nicht angebrannt haben.

K.: Wo nehmen Sie an der Baustelle den Sauerstoff und das Azetylen her, wo Sie doch gar keine Werkstätte hier haben?

S.: Den Sauerstoff bringen wir uns in jenen 1,50 m hohen Stahlflaschen mit, in denen 6 m<sup>3</sup> Gas unter einem Druck von 150 at eingepreßt sind. Das Azetylen entwickeln wir in diesem kleinen und handlichen Gasentwickler selbst. So sind wir überall einsatzbereit.

**K.:** Können Sie denn mit einem Gasdruck von 150 at arbeiten ?

**S.:** Nein. Am Kopf der Sauerstoffflasche sehen Sie ein Reduzierventil mit zwei Manometern! Das erste Manometer zeigt den Flaschendruck an, der beim Verbrauch immer geringer wird. Das zweite Manometer zeigt den Betriebsdruck an, nachdem das Gas das Druckminderventil passiert hat.

**K.:** Wovon hängt es nun eigentlich ab, ob Sie schweißen oder schneiden ?

**S.:** Vom verschiedenen Mischungsverhältnis der beiden Gase. Beim Schweißen arbeite ich mit Brenngasüberschuß. Das Brenngas reißt aus den erhitzten Oxydhäutchen der Werkstücke den Sauerstoff heraus, so daß reine Metallflächen entstehen.

**K.:** Wie verbinden sich diese ?

**S.:** Durch einfaches Ineinanderfließen der glühenden Metallteile.

**K.:** Und wenn Sie schneiden ?

**S.:** Beim Schneiden verwende ich Sauerstoffüberschuß, damit das Eisen an der Stelle verbrennt, wo die Flamme es berührt.

**K.:** Da wird es sicher sehr lange dauern, bis Sie diesen dicken T-Träger durchgeschnitten haben!

**S.:** Durchaus nicht! Wir schneiden das Eisen wie Butter. Geben Sie acht! -- Es hat nur wenige Sekunden gedauert!

**K.:** Da müßte das Eisen doch auch oxydieren, wenn man nur einen Sauerstoffstrom darauf richtet!

**S.:** Da müßten Sie schon ein paar Menschenalter warten, bis dieser Träger bei gewöhnlicher Temperatur durchgerostet wäre! Wenn Sie aber den Sauer-



Abbildung 2

Autogene Schienenschweißung unter Verwendung von Schweißdrähten  
Durch das Verschweißen der Schienen-Enden tritt eine weitgehende  
Schonung der Schienen ein und außerdem eine Herabsetzung des Ver-  
schleißes am rollenden Material

stoff auf Eisen richten, das vorher auf Weißglut erhitzt wurde, brennen Sie augenblicklich mit der Stichflamme ein Loch hinein.

K.: Aber wie wird aus dem Loch ein Schnitt?

S.: Indem Sie Loch an Loch setzen, d. h. den Brenner immer weiter vorwärtsbewegen.

K.: Da könnten Sie also beliebige Stücke aus dem Material herausschneiden?

S.: Ja. So werden die Mannlöcher in die Kesselbleche geschnitten. Und mit Schneidemaschinen kann man selbst die kompliziertesten Figuren in die Werkstücke schneiden. – Nun will ich Ihnen aber noch eine Schweißung vorführen. Geben Sie acht! (Siehe Abbildung 2!)

---

#### D. Wiederholung

---

1. Wie kann man Wasserstoff darstellen? [76]; [77]; [78]; [79]; [80]
2. Warum muß man beim Arbeiten mit Wasserstoff sehr vorsichtig sein? [79]; [82]
3. Wann erfolgt die Verbrennung von Wasserstoff explosionsartig? [82]
4. Was ist Knallgas? [82]
5. Was entsteht beim Verbrennen von Wasserstoff? [82]
6. Wie heißt die Gleichung hierfür? [82]
7. Aus wieviel Atomen besteht ein Molekül Wasser? [82]
8. Wozu wird Wasserstoff verwendet? [84]
9. Wie kann man eine Wasserstoff- und eine Sauerstoffflasche voneinander unterscheiden? [57]; [80]

---

#### E. Prüfungsfragen

---

1. An drei Apparate werden wir durch die Namen Kipp, Liebig und Hofmann erinnert. Welche Apparate sind dies, und wozu dienen sie?
2. Welche Erkennungsmittel haben Sie für Wasserstoffgas kennengelernt?
3. Stellen Sie die Wasserstoffentwicklung durch eine Gleichung dar!
4. Was geschieht bei der Elektrolyse von Wasser?
5. Wozu verwendet man in der Technik Wasserstoff?
6. Welcher chemische Prozeß geht dem Schweißen voraus?

---

#### F. Übungen

---

1. Nennen Sie die Eigenschaften des Wasserstoffs!
2. Stellen Sie folgende chemische Vorgänge durch Gleichungen dar:
  - a) Die Verbrennung von Magnesium,
  - b) Die Verbrennung von Wasserstoff,
  - c) Die Einwirkung von glühendem Eisen auf Wasserdampf!
3. Welche Möglichkeiten für die Herstellung von Wasserstoffgas sind Ihnen bekannt?

---

## G. Gesamtwiederholung (7.-13. Kapitel)

---

1. Was ist ein Atom?
2. Wodurch unterscheiden sich Moleküle und Atome?
3. Welche Mengenbeziehungen sind in der chemischen Gleichung enthalten?
4. Was ist Affinität?
5. Wann ist allgemein die Affinität am größten?
6. Was ist die Luft, und woraus besteht sie?
7. Wie können Sie Sauerstoff gewinnen?
8. Was entsteht bei der Elektrolyse des Wassers?
9. Was entsteht bei der fraktionierten Destillation verflüssigter Luft?
10. Wodurch können Sie Wasserstoff und Sauerstoff unterscheiden?
11. Wodurch unterscheiden sich Sauerstoff und Stickstoff?
12. Zu welcher Gruppe von chemischen Vorgängen gehören die Verbrennungen?
13. Was ist ein Oxyd?
14. Welche Endprodukte entstehen bei der Atmung?
15. Welchem Vorgang gleicht demnach die Atmung?
16. Wie können Sie Kohlendioxyd nachweisen?
17. Wie wirken sich Temperaturerhöhungen auf den Ablauf chemischer Reaktionen aus?
18. Nach welchem Verfahren wird Luft verflüssigt?
19. Wozu verwendet man den Sauerstoff?
20. Was ist Wertigkeit?
21. Welches ist die Einheit der Wertigkeit?
22. Was ist ein Tetroxyd?
23. Wie verändert sich die Löslichkeit in Wasser mit der Temperatur?
24. Wie heißt eine Mischung zweier Flüssigkeiten, die sich nicht ineinander lösen?
25. Was drückt die Löslichkeitskurve aus?
26. Was ist Löslichkeit?
27. Zu welchem Sammelbegriff gehört die Elektrolyse?
28. Was ist das Gegenteil davon?
29. Wozu dient der Kippsche Apparat?
30. Was ist Knallgas?

---

## H. Lösungen

---

### 1. Kapitel: Physikalische und chemische Vorgänge

#### Zu E. Prüfungsfragen

1. Bei physikalischen Vorgängen verändern sich die Eigenschaften der Stoffe nur vorübergehend. Der Stoff kann in seinen alten Zustand zurückkehren, wenn die verändernde Kraft nicht mehr auf ihn einwirkt. Chemische Vorgänge führen zu Daueränderungen stofflicher Art.
2. Aggregatzustände sind Zustandsformen ein und desselben Stoffes. Durch mehr oder weniger dichte Zusammenballung der einzelnen Masseteilchen tritt der Stoff im festen, flüssigen oder gasförmigen Zustand auf.



3. Änderungen der Temperatur und des Druckes führen zu Veränderungen des Aggregatzustandes.

4. Verbrennungen sind chemische Vorgänge, denn es entstehen neue Stoffe.

#### Zu F. Übungen

1. und 2.

a) Veränderungen des Aggregatzustandes	b) Eigenschaftsänderungen (physikalische Änderungen)	c) Stoffveränderungen (chemische Veränderungen)
Kochen von Wasser	Glühbirnen beim Stromdurchgang	Verbrennungsvorgänge
Herstellung von Speiseeis	Gasglühlicht (Glühen des Strumpfes)	Gasglühlicht (Verbrennen des Leuchtgases)
Zufrieren der Gewässer	Ausdehnung der Eisenbahnschienen bei Sonnenbestrahlung	Bleichen der Haare Gärung

### 2. Kapitel: Gemenge und deren Trennung

#### Zu E. Prüfungsfragen

- Sortieren, Magnetwirkung, Dekantieren, Lösen und Filtrieren, Destillieren, fraktionierte Destillation.
- Die Destillieranlage besteht aus a) Destillierkolben, b) (Liebig'schem) Kühler, c) Vorlage.
- Dekantieren ist das Abgießen einer Flüssigkeit vom abgesetzten festen Stoff.
- Kochsalz kristallisiert würfelförmig.
- Filtrat ist die klare Flüssigkeit, welche durch das Filter hindurchgetreten ist.

#### Zu F. Übungen

- Gemenge im Haushalt: Kaffeemischung
  - Gemenge im Beruf: Thermit
  - Gemenge in der Natur: Sandgrube, Kiesgrube

2. Gemenge

3. Trennungsmöglichkeit

a) fest/fest:	Sandgrube	Sortieren, Sieben
b) fest/flüssig:	Flußwasser	Absetzen (Klärteiche)
c) fest/Gas:	Rauchgase	Filtrieren, Destillieren
d) flüssig/flüssig:	Wasser/Alkohol	Absetzen (Flugstaubkammern)
e) flüssig/Gas:	Schaum	fraktionierte Destillation
f) Gas/Gas:	Luft	Erwärmen
		fraktionierte Destillation

### 3. Kapitel: Verbindungen – Synthese

#### Zu E. Prüfungsfragen

- Gemenge sind Mischungen beliebiger Stoffe in beliebigen Gewichtsverhältnissen. Die Einzelbestandteile bestehen nebeneinander und behalten ihre Eigenschaften. Daher sind Gemenge auf physikalischem Wege trennbar. Verbindungen bestehen aus bestimmten Stoffen in feststehenden Gewichts-

verhältnissen. Die Einzelbestandteile und ihre Eigenschaften sind nicht mehr erkennbar. Neue Stoffe mit neuen Eigenschaften haben sich gebildet.

2. a) Schwefel + Eisen in beliebiger Menge zusammengeschüttet.  
b) Schwefeleisen; es entsteht beim Erhitzen von 7 g Eisen und 4 g Schwefel.
3. Durch Erhitzen.
4. Die Bildung von Schwefeleisen aus Schwefel und Eisen, die Bildung von Schwefelsilber aus Schwefel und Silber, die Bildung von Schwefelblei aus Schwefel und Blei.
5. Ein Sulfid ist eine Verbindung von Metall mit Schwefel.
6. Duktil heißt hämmerbar; der Stoff springt nicht beim Daraufschlagen, sondern wird nur plattgedrückt.
7. Der Gegensatz zu duktil ist „spröde“.
8. Die Metalle sind duktil.

#### Zu F. Übungen

##### 1. Gemenge

##### Verbindungen

Thermit Schwefel und Eisen Salzlösung, Meerwasser	Schwefelblei Schwefeleisen Schwefelsilber
---	---

##### 2. Synthesen

##### 3. Bedingungen des Ablaufs

Schwefel + Eisen ergibt Schwefeleisen Schwefel + Silber ergibt Schwefelsilber Schwefel + Blei ergibt Schwefelblei	Wärmezufuhr Wärmezufuhr Wärmezufuhr
---	---

#### 4. Kapitel: Der Verbrennungsvorgang – Analyse

##### Zu E. Prüfungsfragen

1. Ein Oxyd ist eine Verbindung mit Sauerstoff.
2. Die unedlen Metalle, z. B. Eisen, Kupfer, Blei, Magnesium.
3. Analyse ist die Zerlegung einer Verbindung in ihre Bestandteile.
4. Früher nahm man an, daß jeder brennbare Stoff den Feuerstoff Phlogiston enthalte und diesen bei der Verbrennung fortschleudere; es trete hierdurch ein Gewichtsverlust ein. Heute weiß man, daß die Verbrennung ein Oxydationsvorgang ist, wobei der brennende Stoff durch Hinzutreten von Sauerstoff oxydiert wird. Beweis: Gewichtszunahme bei der Verbrennung.

##### Zu F. Übungen

1. Synthese ist die Vereinigung einfacher Stoffe zu einem komplizierteren. Analyse ist die Zerlegung einer Verbindung in einfachere Bestandteile.  
Bei der Analyse von Quecksilberoxyd entsteht Quecksilber und Sauerstoff.
2. Die Analyse von Quecksilberoxyd verläuft unter Wärmezufuhr.
3. Gang der Widerlegung:  
Scheinbare Gewichtsverluste bei Verbrennungen (Kerze) werden widerlegt durch Versuche mit der Waage unter Auffangen der entstehenden Rauchgase. – Gewichtszunahme. Woher kommt diese? – Verbrennungen in abge-

grenztem Luftvolumen. - Nachweis der Sauerstoffaufnahme. - Oxydation auch ohne Erwärmen.

4. Oxydation von elektrischen Leitungsdrähten und Antennen an der Luft: In geschlossenen Gehäusen (Radioapparat) bleiben die Drähte länger blank, da weniger Luft hinzutreten kann. Kupferne Kuchenformen sind außen vollkommen schwarz (Hitzewirkung!).  
Mattwerden von Aluminiumgeschirr. Aluminiumbüchsen bleiben länger blank als Aluminiumtöpfe (Hitzewirkung!).

## 5. Kapitel: Elemente

### Zu E. Prüfungsfragen

1. Grundstoffe lassen sich chemisch nicht weiter in andere Stoffe mit anderen Eigenschaften zerlegen. Man teilt sie ein in Metalle und Nichtmetalle.
2. Die Edelmetalle bilden keine Oxyde.
3. Zu den Leichtmetallen gehören Aluminium, Magnesium; zu den Schwermetallen Kupfer, Eisen, Blei.
4. Durch ihr spezifisches Gewicht.
5. Den Nichtmetallen fehlt der Metallglanz und die Dehnbarkeit; sie sind durchscheinend und leiten im allgemeinen weder Wärme noch Elektrizität.

### Zu F. Übungen

1. und 2. ergeben sich aus der Tabelle 1.
3. Einteilung a) nach dem spezifischen Gewicht,  
b) nach der Oxydierbarkeit.

## 6. Kapitel: Symbole, Formeln und Gleichungen

### Zu E. Prüfungsfragen

1. O.
2. Die Formel baut sich aus den Symbolen der Elemente auf, die in der Verbindung enthalten sind. Voran stehen die Metalle.
3.  $Mg + O \rightarrow MgO$ .

### Zu F. Übungen

Vergleichen Sie Ihre Lösung mit Tabelle 1!

### Zu G. Gesamtwiederholung (1.-6. Kapitel)

1. Physikalische Vorgänge bewirken zeitlich begrenzte Eigenschaftsänderungen. Chemische Vorgänge rufen Daueränderungen stofflicher Art hervor.
2. Zu den physikalischen Veränderungen, denn die Änderung ist nur abhängig von der Temperatur und vom Druck. Bei rückläufigen Temperaturänderungen kehrt der Stoff in den alten Zustand zurück.
3. Bei der Bildung von Verbindungen zeigen sich Stoffänderungen, während im Gemenge die Einzelbestandteile unverändert nebeneinander bestehen.
4. Filtrat ist die klare Flüssigkeit, die das Filter passiert hat.

5. Destillation dient zur Trennung des Lösungsmittels vom gelösten Stoff.
6. Aus Destillierkolben, Kühler und Vorlage.
7. Lösung ist ein Gemenge von löslichen Stoffen und einem Lösungsmittel.
8. Eine Vereinigung einfacher Stoffe zu einem komplizierteren.
9. Das Gegenteil der Synthese ist die Analyse, die Zerlegung einer Verbindung in ihre Bestandteile.
10. Der Sauerstoff.
11. Als Endprodukte der Verbrennung entstehen Oxyde.
12. Elemente kann man nicht weiter zerlegen in andere Stoffe mit anderen Eigenschaften. Die Verbindungen lassen sich analysieren, wobei Stoffänderungen auftreten.
13. Metallglanz, Dehnbarkeit, Undurchsichtigkeit, Leitvermögen für Wärme und
14. 92 Elemente. [Elektrizität.]
15. Die chemischen Symbole sind Abkürzungen für die Namen der Elemente.
16. Auf der linken Seite stehen die Ausgangsprodukte, auf der rechten Seite die Endprodukte.

## 7. Kapitel: Atom und Molekül

### Zu E. Prüfungsfragen

1. Die Moleküle sind physikalisch nicht mehr teilbar. Chemisch lassen sie sich in die Atome der Elemente zerlegen, aus denen die Verbindung besteht.
2. Atome sind chemisch nicht mehr zerlegbar. Es sind die kleinsten Teilchen, in denen uns die Grundstoffe entgegentreten können.
3. S bedeutet a) Schwefel b) ein Atom Schwefel.
4. PbS bedeutet a) Bleisulfid, b) ein Molekül Bleisulfid.

### Zu F. Übungen

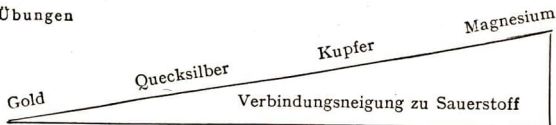
1. Ein Atom Blei verbindet sich mit einem Atom Sauerstoff zu einem Molekül Bleioxyd.

## 8. Kapitel: Verbindungsneigung

### Zu E. Prüfungsfragen

1. Durch die Verbindungsneigung oder Affinität. Sie treibt die Atome der Elemente zueinander hin und hält sie in den Molekularverbänden zusammen.
2. „Affinität“ heißt „chemische Verwandtschaft“. Die Affinität oder Verbindungsneigung ist aber um so größer, je geringer die Ähnlichkeit oder „Verwandtschaft“ zweier Elemente in chemischer Hinsicht ist.

### Zu F. Übungen



## 9. Kapitel: Die Luft

### Zu E. Prüfungsfragen

1. Weil Luft ein Gemenge ist. Nur die Verbindungen haben Formeln.
2. Wenn zahlreiche Menschen in einem kleinen Raume beisammen sind, wird durch die Atmung der Sauerstoff verbraucht und der Gehalt der Luft an Kohlendioxyd erhöht. Die gleiche Erscheinung zeigt sich, wenn zahlreiche Kerzen in einem Raume brennen (Weihnachten!).
3. a) Sauerstoffnachweis: Sauerstoff fördert die Verbrennung.  
b) Stickstoffnachweis: Eine brennende Kerze erlischt, wenn der Luftsauerstoff verbraucht ist.

### Zu F. Übungen

100 l Luft bestehen aus 20 l Sauerstoff und 80 l Stickstoff.

100 l Luft	wiegen	$1,29 \cdot 100$	$= 129$	g
20 l Sauerstoff	wiegen	$1,43 \cdot 20$	$= 28,6$	g, also
80 l Stickstoff	wiegen	$129 - 28,6$	$= 100,4$	g
1 l Stickstoff	wiegt	$100,4 : 80$	$= 1,26$	g

## 10. Kapitel: Sauerstoff und Oxydation

### Zu E. Prüfungsfragen

1. Durch Zersetzen sauerstoffreicher Verbindungen beim Erhitzen.
2. Durch einen glimmenden Holzspan; er entflammt lebhaft.
3. Verbrennungen gehen in Sauerstoff viel lebhafter vor sich als in Luft.
4. Die Endprodukte der Verbrennungen sind Oxyde.
5. Durch Kalkwasser; es trübt sich; ein weißer Niederschlag entsteht.
6. Der Stickstoff.
7. Durch fraktionierte Destillation flüssiger Luft. Beim vorsichtigen Erwärmen geht zuerst der Stickstoff bei  $-196^\circ$  in Gasform über und kann aufgefangen werden.
8. Das Tier nimmt Sauerstoff auf und gibt Kohlendioxyd ab (Atmung); die Pflanze zeigt außerdem die Assimilation, bei der sie Kohlendioxyd aufnimmt und Sauerstoff abgibt.
9. Zum Schweißen und Schneiden.
10. Leuchtgas, Wasserstoff oder Azetylen.

### Zu F. Übungen

1. Sauerstoff ist ein farbloses, geruchloses und geschmackloses Gas. Er ist nicht brennbar, unterhält aber die Verbrennung. In Sauerstoff gehen sämtliche Verbrennungen viel lebhafter vor sich. Er verbindet sich mit den meisten Elementen zu Oxyden.
2. Der Rauminhalt des Zimmers beträgt  $6,5 \cdot 5 \cdot 4,25 = 138,1 \text{ m}^3$ .  
a)  $1 \text{ m}^3$  Luft wiegt 1,29 kg. Die Zimmerluft wiegt  $138,1 \cdot 1,29 = 178,1 \text{ kg}$ .  
b) Luft enthält 20 % Sauerstoff.  
Das Zimmer enthält  $138,1 : 5 = 27,6 \text{ m}^3$  Sauerstoff.



- c) Luft mit weniger als 15 % Sauerstoff ist zum Atmen nicht mehr geeignet. [55]  
 Der Mensch kann also nur 5 % der Luft verbrauchen.  
 $138,1 : 100 = 1,381 \text{ m}^3 (= 1\%)$ .  $1,381 \cdot 5 = \underline{6,9 \text{ m}^3 (= 5\%)}$ .
- d)  $6,9 : 0,25 = 27,6$  Minuten.

Nach einer halben Stunde muß das Zimmer gelüftet werden.

In dieser Rechnung haben wir allerdings die Lufterneuerung durch Türen- und Fensterritzen und die Durchlässigkeit der Hauswände für Gase (poröses Mauerwerk) nicht mit berücksichtigt.

## 11. Kapitel: Wertigkeit – Benennung der Oxyde

### Zu E. Prüfungsfragen

- Pentoxyd ist eine Sauerstoffverbindung mit fünf Atomen Sauerstoff im Molekül.
- $\text{SiO}_2$ .
- Arsentrioxyd.
- Arsen ist in der Verbindung  $\text{As}_2\text{O}_3$  dreiwertig.
- $\text{As}^{\text{III}}$ .
- Sechs Moleküle Arsentrioxyd bestehen aus  $6 \cdot 2 = 12$  Atomen Arsen und  $6 \cdot 3 = 18$  Atomen Sauerstoff.
- Die Anzahl der Arsen- und Sauerstoffatome im Molekül.
- Äquivalenz ist chemische Gleichwertigkeit.
- Die Atome zweier Elemente treten in gleicher Zahl zur Bildung von Molekülen zusammen.
- Äquivalent sind a) H und Cl, b) Ca und O.
- a)  $\text{HCl}$  = Chlorwasserstoff, b)  $\text{CaO}$  = Kalziumoxyd.

### Zu F. Übungen

- a)  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ; b)  $\text{As}_2\text{O}_3$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ ; c)  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ; d)  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ; e)  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;  
 f)  $\text{SnO}$ ,  $\text{SnO}_2$ .
- a)  $\text{Mn}^{\text{II}}$ , b)  $\text{Mn}^{\text{IV}}$ , c)  $\text{Pb}^{\text{II}}$ , d)  $\text{Pb}^{\text{I}}$ , e)  $\text{Cr}^{\text{III}}$ , f)  $\text{Cu}^{\text{II}}$ , g)  $\text{Zn}^{\text{II}}$ , h)  $\text{Hg}^{\text{II}}$ .

## 12. Kapitel: Das Wasser

### Zu E. Prüfungsfragen

- Mit steigender Temperatur nimmt die Löslichkeit fester Stoffe im Wasser zu.
- Säuerlinge sind kohlenensäurehaltige Mineralwässer.
- In Vulkangegenden.
- Ein Gemisch von Flüssigkeiten, die sich nicht ineinander lösen.
- Wenn in einer Lösung ein fester Restkörper am Boden sich absetzt.
- Ein physikalischer Vorgang, denn beim Verdunsten des Lösungsmittels erhält man den Ausgangsstoff zurück.
- Stahlquellen sind Mineralwässer, in denen Eisenverbindungen gelöst sind.
- Zum Entkeimen von Trinkwasser.
- Der Kreislauf des Wassers in der Natur entspricht dem Destillationsvorgang. Das Meer entspricht dem Destillierkolben, die Sonne der Feuerung. Der Kühler ist durch die kalten, höheren Luftschichten ersetzt. Das Regenwasser entspricht dem wieder kondensierten destillierten Wasser.
- Durch elektrischen Strom im Hofmannschen Zersetzungsapparat.
- Sauerstoffgas und Wasserstoffgas.

### Zu F. Übungen

1. Gewicht der gesättigten Lösung =  $48,2 - 34,3 = 13,9$  g  
Gewicht des trockenen Salzes =  $37,9 - 34,3 = 3,6$  g  
Die gesättigte Lösung von  $13,9$  g enthält  $3,6$  g Kochsalz; der Rest von  $10,3$  g ist Wasser.

Ansatz: In  $10,3$  g Wasser lösen sich  $3,6$  g Kochsalz,  
in  $100,0$  g Wasser lösen sich  $x$  g Kochsalz.

$$\frac{10,3 : 100 = 3,6 : x}{x = \frac{100 \cdot 3,6}{10,3} = 35,0}$$

Lösung: Die Löslichkeit des Kochsalzes bei Zimmertemperatur beträgt 35 g.

2. a) In  $100$  g Wasser von  $50^\circ$  lösen sich  $85$  g Salpeter auf.  
b)  $100$  g Alaun lösen sich in  $100$  g Wasser bei  $73^\circ$  auf.  
c) (Schnittpunkt der Kochsalz- und Alaunkurve):  
Bei  $\sim 46^\circ$  löst sich von beiden Stoffen die gleiche Menge, nämlich  $38$  g.  
d) In  $100$  g Wasser von  $70^\circ$  lösen sich  $90$  g Alaun.  
In  $80$  g Wasser von  $70^\circ$  lösen sich  $x$  g Alaun.

$$100 : 80 = 90 : x; \quad x = \frac{80 \cdot 90}{100} = 72 \text{ g Alaun.}$$

### 13. Kapitel: Wasserstoff – Reduktion

#### Zu E. Prüfungsfragen

1. a) Kippscher Apparat zur Gasentwicklung (z. B. Wasserstoffentwicklung aus Zink und verdünnter Schwefelsäure).  
b) Liebig'scher Kühler bei der Destillation.  
c) Hofmann'scher Zersetzungsapparat für Elektrolyse.
2. Wasserstoff brennt mit schwachblauer Flamme; in Mischung mit Luftsauerstoff entstehen heftige Explosionen (Knallgas).
3.  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
4. Wasser wird in Wasserstoff und Sauerstoff im Verhältnis  $2 : 1$  zerlegt.
5. Als Brenngas beim Schweißen und Schneiden.
6. Der Wasserstoff entzieht den Oxydhäutchen, welche die Metalloberfläche überziehen, den Sauerstoff und verwandelt sie in reines Metall.

#### Zu F. Übungen

1. Wasserstoff ist ein farbloses, geruchloses und geschmackloses Gas. Es unterhält nicht die Verbrennung, brennt aber selbst mit schwachblauer Flamme. Mit Sauerstoff vermischt bildet es Knallgas; dieses ist explosiv.
2. a)  $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MgO}$   
b)  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$   
c)  $\text{H}_2\text{O} + \text{Fe} \longrightarrow \text{FeO} + \text{H}_2 \uparrow$
3. a) Elektrolyse von Wasser.  
b) Entwicklung aus Schwefelsäure und Zink im Kippschen Apparat.  
c) Entwicklung beim Überleiten von Wasserdampf über glühendes Eisen oder Magnesium.

## Zu G. Gesamtwiederholung (7.-13. Kapitel)

1. Das Atom ist der kleinste Teil eines Elementes.
2. Das Atom ist chemisch nicht weiter zerlegbar. Das Molekül kann zerlegt werden in die Atome der Elemente, aus denen die Verbindung besteht.
3. Das Symbol steht jeweils für ein Atom des Elementes, die Formel für ein Molekül der Verbindung.
4. Affinität ist die Verbindungsneigung, welche die Atome der einzelnen Elemente zueinander haben.
5. Wenn die Elemente in ihrem chemischen Verhalten sehr verschieden sind.
6. Luft ist ein Gemenge aus 20 % Sauerstoff und 80 % Stickstoff.
7. Durch Zersetzung sauerstoffreicher Verbindungen beim Erwärmen, z. B. Kaliumpermanganat, Salpeter oder Kaliumchlorat; ferner technisch durch fraktionierte Destillation flüssiger Luft oder durch Elektrolyse des Wassers.
8. Sauerstoff und Wasserstoff.
9. Stickstoff und Sauerstoff.
10. In Sauerstoff flammt ein glimmender Holzspan hell auf; das Gas selbst brennt nicht. In Wasserstoff erlischt der Holzspan, während das Gas an der Berührungsschicht mit der Luft mit schwachblauer Flamme abbrennt.
11. Sauerstoff fördert die Verbrennung, Stickstoff verhindert sie.
12. Verbrennungen sind Oxydationen.
13. Eine Sauerstoffverbindung.
14. Kohlendioxyd und Wasserdampf.
15. Die Atmung gleicht dem Verbrennungsvorgang.
16. Durch Kalkwasser; es trübt sich.
17. Bei einer Temperaturerhöhung um  $10^\circ$  verdoppelt sich meist die Reaktionsgeschwindigkeit.
18. Nach dem Lindeverfahren.
19. Zur Erzeugung hoher Temperaturen und der Stichflammen beim Schweißen und Schneiden.
20. Wertigkeit ist die Zahl, die angibt, wieviel einwertige Atome von einem Atom des betreffenden Elementes chemisch gebunden werden.
21. Die Einheit der Wertigkeit wird charakterisiert durch das Wasserstoffatom; es ist einwertig.
22. Ein Oxyd, in dessen Molekül vier Sauerstoffatome enthalten sind.
23. Mit steigender Temperatur sinkt die Löslichkeit der Gase und steigt die Löslichkeit der festen Stoffe.
24. Emulsion.
25. Die Abhängigkeit der Löslichkeit von der Temperatur.
26. Löslichkeit ist die Menge eines Stoffes in Gramm, die sich bei einer bestimmten Temperatur in 100 g Wasser lösen kann.
27. Die Elektrolyse ist eine Analyse.
28. Die Synthese.
29. Zur Herstellung von Wasserstoffgas aus Zink und Schwefelsäure.
30. Eine Mischung von Sauerstoff und Wasserstoff im Verhältnis 1 : 2.



# DIE DEUTSCHE FERNSCHULE

LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT

VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH · BERLIN/LEIPZIG

## 14. Kapitel: Reduktion und Reduktionsmittel – Chemische Grundgesetze

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[85] **Reduktion.** Wir wollen die Eigenschaft des Wasserstoffs, den Sauerstoff aus Verbindungen herauszuziehen, an einem weiteren Versuch kennenlernen.

● Versuch 71: Wasserstoff macht Sauerstoff aus dessen Verbindungen frei. In einem Erlenmeyerkolben stellen wir aus Schwefelsäure und Zink Wasserstoff her und trocknen diesen in einer Waschflasche, die mit konzentrierter Schwefelsäure gefüllt ist. Der Wasserstoff tritt am Boden der Flasche aus, perlt durch konzentrierte Schwefelsäure empor, wobei er seinen Wasserdampfgehalt verliert, und strömt oben wieder ab (Abb. 41). An die Waschflasche ist ein Kugelrohr angeschlossen, in dessen kugelförmiger Erweiterung sich schwarzes Kupferoxyd befindet. Am Ende ist die Röhre zu einer Spitze ausgezogen. Zunächst entwickeln wir Wasserstoff und stülpen über die Spitze ein Prüfglas, das wir nach einigen Sekunden senkrecht hochheben und sofort mit dem Daumen verschließen. Nähern wir die Mündung des Prüfglases einer Flamme, so erfolgt eine kleine Explosion, da der Wasserstoff mit dem noch im Apparat vorhandenen Sauerstoff Knallgas gebildet hat. Wir wiederholen den Versuch mit dem Prüfglas so lange, bis das aufgefangene Gas ruhig abbrennt. Erst jetzt entzünden wir den aus der Spitze ausströmenden Wasserstoff, der mit ruhiger Flamme abbrennt. Diese Vorproben sind stets durchzuführen, wenn man mit Wasserstoff arbeitet; man nennt sie „Knallgasprobe“. Nunmehr erhitzen wir das Kupferoxyd, das sich langsam in eine rote Masse verwandelt, die deutlich als metallisches Kupfer zu erkennen ist. Gleichzeitig strömt aus der

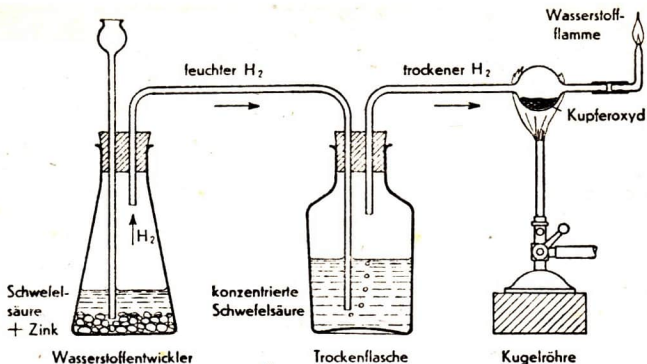


Abb. 41. Reduktion von Kupferoxyd

*Spitze Wasserdampf aus und bringt die Flamme zum Erlöschen.*

Der Wasserstoff hat dem Kupferoxyd den Sauerstoffgehalt entzogen und mit ihm Wasser gebildet. In der Kugel ist reines Kupfer zurückgeblieben:



Kupferoxyd    Wasserstoff    Wasser    Kupfer

Zwei Wasserstoffatome sind erforderlich, um ein Kupferatom vom Sauerstoffgehalt zu befreien, denn Sauerstoff ist zweiwertig. Eine solche Rückführung eines Oxyds in das Metall bezeichnet man als *Reduktion*<sup>1)</sup>. Man hat diesen Begriff in der Chemie noch verallgemeinert und versteht unter Reduktion das Herausziehen von Sauerstoff aus einer Verbindung. *Reduktion ist damit das Gegenteil der Oxydation*. Den Versuch 71 können wir nunmehr mit der kurzen Formulierung beschreiben: Wir haben Kupferoxyd mit Hilfe von Wasserstoff reduziert.

Reduktion ist das Herausziehen von Sauerstoff aus einer Verbindung. Die Reduktion ist damit das Gegenteil der Oxydation.

[86] **Reduktionsmittel.** Man bezeichnet den Stoff, der bei einer Reduktion den Sauerstoff aus einer Verbindung herauszieht, als *Reduktionsmittel*. Wasserstoff ist ein gutes Reduktionsmittel, denn er hat große Affinität (Verbindungsneigung) zu Sauerstoff.

Stoffe, die aus Verbindungen den Sauerstoff herausziehen, heißen Reduktionsmittel. Zu ihnen gehören Wasserstoff und Magnesium. Sie haben eine große Affinität zu Sauerstoff.

<sup>1)</sup> reducere (lat.) = zurückführen,



In Versuch 64 haben wir schon ein Reduktionsmittel kennengelernt. Aus Magnesium und Wasser hatte sich Magnesiumoxyd und Wasserstoff gebildet:



Das Wasser wurde also durch Magnesium zu Wasserstoff reduziert. Magnesium ist ein Reduktionsmittel.

Da das Reduktionsmittel sich bei der Reduktion mit dem neu gewonnenen Sauerstoff verbindet, wird es gleichzeitig oxydiert. Es findet also folgende Wechselwirkung statt: Bei jeder Reduktion erfolgt eine Oxydation des Reduktionsmittels. Reduktionsmittel sind Stoffe, die sauerstoffhaltigen Verbindungen den Sauerstoffgehalt entreißen, diese also reduzieren und selbst den Sauerstoff aufnehmen, d. h. oxydiert werden.

[87] **Der Stoff bleibt erhalten.** Bei äußerlicher Beobachtung können wir während des Ablaufs chemischer Reaktionen teils Gewichtszunahmen, teils Gewichtsverluste feststellen. So wird das Gewicht einer brennenden Kerze geringer, das Gewicht eines rostenden Nagels größer. Führen wir die entsprechenden Versuche in geschlossenen Gefäßen durch, so daß während der Reaktion weder neue Stoffe hinzutreten noch Stoffe entweichen können, so ist das Gewicht des Apparates vor und nach dem Versuch das gleiche. Beim Abbrennen einer Kerze zeigt sich dann keine Gewichtsverminderung mehr, weil die entstehenden Rauchgase mitgewogen werden. Beim Rosten des Nagels findet keine Gewichtsvermehrung statt, weil der verbrauchte Sauerstoff der eingeschlossenen und mitgewogenen Luft entstammt.

● **Versuch 72: Gewichtsprüfung bei der Analyse von Quecksilberoxyd.** Wenn wir Quecksilberoxyd in einem Prüfglas erhitzen, das durch ein Glasrohr mit einem größeren Rundkolben verbunden ist (Abb. 42), so setzt sich das Quecksilber im oberen Teile des Prüfglases ab, während der Sauerstoff im Rundkolben aufgefangen wird. Bestimmt man das Gewicht des Gesamtapparates vor und nach dem Versuch, so zeigt sich keine Gewichtsveränderung. Das Gewicht des zersetzten Quecksilberoxyds ist also

Reduktionsmittel entreißen Sauerstoffverbindungen den Sauerstoff und werden durch diesen oxydiert.

Gewichtsmäßig angestellte Versuche in geschlossenen Apparaturen ergeben, daß bei chemischen Reaktionen weder Gewichtsverluste noch Gewichtszunahmen auftreten.

gleich dem Gewicht des entstandenen Quecksilbers plus dem Gewicht des aufgefangenen Sauerstoffes.

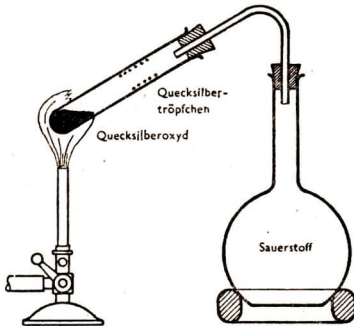


Abb. 42. Gewichtsprüfung bei der Analyse von Quecksilberoxyd

● Versuch 73: Gewichtsprüfung beim Erhitzen von Kupfer. Wenn wir eine mit Luft und Kupferpulver gefüllte und dann zugeschmolzene Glasröhre genau abwägen und darauf erhitzen, so können wir an der Schwarzfärbung des Kupfers erkennen, daß Kupferoxyd sich gebildet hat. Wägt man nach dem Erkalten den Apparat wieder, so ist keine Gewichtsveränderung festzustellen. Das Gewicht des Kupfers plus dem Gewicht des verbrauchten Luftsauerstoffes ist gleich dem Gewicht des gebildeten Kupferoxyds.

[88] **Lavoisiers Erkenntnis.** Zahlreiche gewichtsmäßig durchgeführte Untersuchungen chemischer Vorgänge haben gezeigt, daß die Ausgangsprodukte zusammen ebenso schwer sind wie sämtliche Endprodukte. Dieses Naturgesetz wurde zuerst von dem französischen Chemiker Lavoisier in seiner vollen Bedeutung erkannt (1782):

„Das Quecksilberoxyd wiegt soviel wie das verbrauchte Quecksilber und der verbrauchte Sauerstoff zusammen. Bei allen chemischen Reaktionen wird nur die Form der Materie geändert, ihre Menge bleibt konstant.“

Lavoisier nannte es das **Gesetz von der Erhaltung des Stoffes**. Es lautet:

Der französische Chemiker Lavoisier stellte das Gesetz von der Erhaltung des Stoffes auf: Das Gesamtgewicht der an einer chemischen Reaktion beteiligten Stoffe bleibt unverändert. (Erstes chemisches Grundgesetz)

Das Gesamtgewicht der an einem chemischen Vorgang beteiligten Stoffe bleibt unverändert (Erstes chemisches Grundgesetz).

[89] **Gewichtsprüfungen bei chemischen Reaktionen.** Beim Versuch 73 ist nur ein geringer Teil des Kupfers in schwarzes Kupferoxyd verwandelt worden, da der in der Röhre eingeschlossene Sauerstoff bald verbraucht war. Auch der Versuch 40 zeigte, daß die in einem abgeschlossenen Zylinder brennende Kerze erlischt, sobald der Luftsauerstoff im Zylinder verbraucht ist.

● Versuch 74: Weitererhitzen des Kupfers vom Versuch 73. *Wir zerbrechen die Glasröhre vom vorigen Versuch und erhitzen das Kupfer an der Luft weiter; es bildet sich mehr Kupferoxyd.*

Wir erkennen daraus, daß sich mit einer bestimmten Menge Sauerstoff nur eine bestimmte Menge Kupfer zu Oxyd verbinden kann.

Die Stoffe vereinigen sich in bestimmten Gewichtsverhältnissen miteinander.

Lavoisier erhitzte eine genau abgewogene Menge Quecksilberoxyd und bestimmte das Gewicht des erhaltenen Quecksilbers und Sauerstoffes. Auch bei Wiederholung dieser Versuche zeigt sich, daß aus 2,7 g Quecksilberoxyd immer 2,5 g Quecksilber und 0,2 g Sauerstoff entstehen. Nimmt man die Hälfte des Ausgangsstoffes, so erhält man auch nur die Hälfte der Endprodukte. Stets stehen letztere im Verhältnis 2,5 : 0,2 oder 25 : 2 zueinander. Quecksilber vereinigt sich mit Sauerstoff auch stets im Verhältnis 25 : 2 zu Quecksilberoxyd.

Quecksilber und Sauerstoff vereinigen sich im Verhältnis 25 : 2.

[90] **Prousts Gesetz der bestimmten Gewichtsverhältnisse.** Bei der Herstellung von Schwefeleisen im Versuch 22 haben wir aus dem gleichen Grunde nicht beliebige Mengen genommen, sondern 7 g Eisen und 4 g Schwefel zur Reaktion gebracht.

Denn beide Grundstoffe vereinigen sich stets im Verhältnis 7 : 4. Nehmen wir z. B. 9 g Eisen, so bleiben 2 g unverbunden; verwenden wir 5 g Schwefel, so verdampft beim Erhitzen 1 g Schwefel, oder er verbrennt mit Luftsauerstoff zu Schwefeldioxyd.

Eisen und Schwefel vereinigen sich im Verhältnis 7 : 4.

Zahlreiche Untersuchungen haben gezeigt, daß es sich wieder um ein allgemeingültiges Naturgesetz handelt, das **Gesetz der bestimmten Gewichtsverhältnisse**.

Es wurde zu Beginn des 19. Jahrhunderts von dem französischen Chemiker *Proust*<sup>1)</sup> nachgewiesen und lautet:

**Das Gewichtsverhältnis zweier Stoffe, die sich zu einer Verbindung vereinigen, ist konstant (Zweites chemisches Grundgesetz).**

Durch dieses feste Gewichtsverhältnis zwischen den einzelnen Bestandteilen unterscheidet sich eine Verbindung von einem Gemenge. Es gibt zahllose verschiedene Gemenge von Schwefelpulver mit Eisenpulver, je nachdem, wieviel ich von den einzelnen Stoffen zugebe. Beim Erhitzen dieser verschiedenen Gemenge verbinden sich die beiden Grundstoffe aber stets nur im Verhältnis 4 : 7. Ist das Gemisch nicht nach diesem Verhältnis hergestellt, bleibt der überschüssige Teil beim Erhitzen unverbunden. Es gibt also nur *eine* Verbindung Schwefeleisen.

Die Elemente treten in ganz bestimmten Gewichtsverhältnissen zu Verbindungen zusammen, ganz gleich, von welchen Stoffen man ausgeht und nach welchen Methoden die Verbindungen hergestellt werden.

Das Gewichtsverhältnis zweier Stoffe, die sich zu einer Verbindung vereinigen, ist konstant. (Zweites chemisches Grundgesetz)

## 15. Kapitel: Atomgewicht – Molekulargewicht – Chemische Berechnungen

### A. Lehrgang

### B. Kurzfassung

[91] **Das absolute Atomgewicht.** Die Atome sind die kleinsten Teile der Grundstoffe [36]. Alle Atome desselben Grundstoffes sind untereinander gleichartig und haben die gleiche Größe sowie das gleiche Gewicht [37]. Trotz der Kleinheit der Atome ist es gelungen, ihr Gewicht wissenschaftlich zu berechnen. Man nennt es *das absolute Atomgewicht*. Es beträgt für das Wasserstoffatom

0,000 000 000 000 000 000 000 001 66 g,

wofür wir abgekürzt  $1,66 \cdot 10^{-24}$  schreiben. Die absoluten Atomgewichte haben nur wissenschaftliches Interesse; sie liegen in der Größenordnung  $10^{-23}$  bis  $10^{-24}$ . Da Berechnungen mit diesen Zahlen viel zu kompli-

Das absolute Gewicht der Atome ist sehr klein. Für das Wasserstoffatom beträgt es  $1,66 \cdot 10^{-24}$  g. Für die Praxis ist das absolute Atomgewicht ohne Bedeutung. In der Praxis interessieren nur die Verhältnismgewichte der Atome untereinander.

<sup>1)</sup> Proust, französischer Chemiker, 1754–1826. Gesetz der konstanten Gewichtsverhältnisse.

ziert ausfallen würden, hat man nach einfacheren Zahlen für die Praxis gesucht. Ihr genügt es, das Schwereverhältnis der einzelnen Atomarten untereinander zu kennen, das im relativen Atomgewicht seinen Ausdruck findet.

[92] **Das relative Atomgewicht.** Bei der Bestimmung der Verhältniszahlen der einzelnen Atomarten untereinander geht man vom leichtesten Element, dem Wasserstoff, aus. Das *Atomgewicht des Wasserstoffs* wird mit „1“ festgesetzt. So bildet Wasserstoff sowohl die Einheit der Wertigkeit [60] als auch die *Einheit der relativen Atomgewichte*. Experimentell wurde festgestellt, daß Wasserstoff und Chlor sich immer im Gewichtsverhältnis 1:35,5 zu Chlorwasserstoff verbinden (zweites chemisches Grundgesetz; [90]). Ferner stellte man fest, daß sich stets ein Atom Chlor mit einem Atom Wasserstoff vereinigt:  $H + Cl \rightarrow HCl$  [59]. Also muß das Chloratom 35,5mal so schwer wie das Wasserstoffatom sein. Man sagt: Das Atomgewicht des Chlors beträgt 35,5.

**Das Atomgewicht ist also in Wirklichkeit kein Gewicht, sondern nur eine Verhältniszahl. Sie gibt an, wievielfach so schwer das Atom eines Elementes ist wie ein Atom Wasserstoff. Als Verhältniszahl trägt das Atomgewicht keine Benennung. Sie können die relativen Atomgewichte der einzelnen Elemente aus der Tabelle 1 entnehmen.**

[93] **Bestimmung des Atomgewichts aus der Zusammensetzung des Moleküls.** Ein Molekül Wasser besteht nach [59] und [76] aus zwei Atomen Wasserstoff und einem Atom Sauerstoff. Da Wasserstoff und Sauerstoff sich stets im Gewichtsverhältnis 1: 8 zu Wasser verbinden, ist ein Atom Sauerstoff achtmal so schwer wie zwei Atome Wasserstoff oder 16mal so schwer wie ein Atom Wasserstoff. Das Atomgewicht des Sauerstoffs beträgt also 16.

Wenn wir die Zusammensetzung der Moleküle einer Verbindung kennen, können wir nach der experimentellen Feststellung der Gewichtsverhältnisse, in denen sich die Elemente verbinden, das Atomgewicht der einzelnen Elemente berechnen. Wie wir noch ausführlich

Als Einheit des Atomgewichtes wähle man das leichteste Element, den Wasserstoff, und setze dessen Atomgewicht gleich 1 ( $H = 1$ ). Da die beiden einwertigen Elemente Wasserstoff und Chlor sich im Gewichtsverhältnis 1 zu 35,5 vereinigen, beträgt das Atomgewicht des Chlors 35,5.

Das Atomgewicht ist kein Gewicht, sondern nur eine Verhältniszahl; sie gibt an, wievielfach so schwer das Atom eines Elementes ist als ein Atom Wasserstoff.

Nach experimenteller Feststellung der Gewichtsverhältnisse, nach denen sich die Elemente verbinden, können wir die Atomgewichte berechnen, wenn uns die Zusammensetzung des Moleküls der Verbindung bekannt ist.



sehen werden, läßt sich die Zusammensetzung der Moleküle tatsächlich genau ermitteln.

Ein Molekül Quecksilberoxyd [39] besteht aus einem Atom Quecksilber und einem Atom Sauerstoff. Beide Elemente vereinigen sich im Gewichtsverhältnis 25 : 2. Ein Atom Quecksilber ist also 12,5mal so schwer wie ein Atom Sauerstoff. Das Atomgewicht des Quecksilbers beträgt  $12,5 \cdot 16 = 200$ .

[94] **Atomgewicht H = 1,008.** In [93] berechneten wir das Atomgewicht des Quecksilbers über den Hilfwert „Sauerstoff = 16“. Da fast alle Elemente sich mit Sauerstoff verbinden, hingegen nur wenige mit Wasserstoff, hatte man in der Praxis die meisten Atomgewichte ebenfalls über den Hilfwert O = 16 berechnet. Durch Verbesserung der Waagen und der Wägemethoden ergab sich in neuerer Zeit das Atomgewichtsverhältnis Wasserstoff : Sauerstoff = 1:15,88. Diese sowie jede zukünftige Verbesserung der Wagemethoden würde zu einer Neuberechnung sämtlicher über den Hilfwert O = 16 berechneter Atomgewichte zwingen. Aus praktischen Erwägungen setzte man daher als *neue Einheit des Atomgewichts* „Sauerstoff O = 16“ fest und berechnete das Atomgewicht des Wasserstoffs mit  $H = 1,008$ . In der Praxis spielt diese geringe Gewichts-differenz keine wesentliche Rolle. Wir rechnen weiter mit Atomgewicht  $H = 1$ .

[95] **Das Molekulargewicht.** Die Moleküle sind die kleinsten Teile einer Verbindung [38]; sie bestehen aus Atomen. Ihr Gewicht ergibt sich durch Zusammenzählen der Atomgewichte. Auch hier interessieren uns nicht die absoluten Gewichte, sondern die Verhältniszahlen.

**Das Molekulargewicht einer Verbindung ist gleich der Summe der Atomgewichte aller im Molekül vorhandenen Atome.**

Die Molekulargewichte sind also auch Verhältniszahlen, die sich auf die Einheit der Atomgewichte beziehen und keine Benennung haben.

**Das Molekulargewicht ist die Zahl, die angibt, wievielmals so schwer das Molekül einer Verbindung ist wie ein Atom Wasserstoff.**

Genauere Wagemethoden ergaben in neuerer Zeit für das Atomgewichtsverhältnis Wasserstoff : Sauerstoff = 1 : 15,88. Als *neue Einheit* setzte man daher fest:  
Atomgewicht O = 16.  
Wasserstoff hat dann das Atomgewicht 1,008.

Das Molekulargewicht einer Verbindung ist die Summe der Atomgewichte aller im Molekül enthaltenen Atome.  
Das Molekulargewicht ist eine Verhältniszahl, die angibt, wieviel mal so schwer das Molekül ist wie ein Atom Wasserstoff.

## [96] Berechnung des Molekulargewichts

- a) Berechnen Sie das Molekulargewicht von Magnesiumoxyd!

Magnesiumoxyd hat die Formel  $MgO$ . Das Molekül besteht aus einem Atom Magnesium (Mg) und einem Atom Sauerstoff (O). Die Atomgewichte entnehmen wir der Tabelle 1.

$$\text{Atomgewicht Mg} = 24; \text{Atomgewicht O} = 16$$

$$\text{Molekulargewicht MgO} = 24 + 16 = 40.$$

- b) Berechnen Sie das Molekulargewicht von Wasser! Wasser hat die Formel  $H_2O$ . Das Molekül besteht aus zwei Atomen Wasserstoff und einem Atom Sauerstoff. Atomgewicht Wasserstoff = 1; Atomgewicht Sauerstoff = 16.

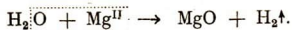
$$\text{Molekulargewicht Wasser} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 2 + 16 = 18.$$

$$\begin{aligned} \text{Molekulargewicht MgO} \\ &= \text{Atomgewicht Mg} + \\ &\text{Atomgewicht O} \\ &= 24 + 16 = 40. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Molekulargewicht H}_2\text{O} \\ &= 2 \cdot \text{Atomgewicht H} \\ &+ 1 \cdot \text{Atomgewicht O} \\ &= 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18. \end{aligned}$$

[97] **Aufstellung chemischer Gleichungen.** In der chemischen Gleichung müssen beide Seiten mengen- und stoffmäßig übereinstimmen [35]. Bei Aufstellung einer Gleichung müssen zunächst die Ausgangsprodukte und Endprodukte formelmäßig bekannt sein.

In Versuch 64 haben wir aus Wasserdampf und Magnesiumpulver Wasserstoffgas dargestellt. Das Magnesium entzieht dem Wasserdampf den Sauerstoffgehalt und verwandelt sich in Magnesiumoxyd:



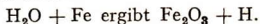
Ein Atom des zweiwertigen Magnesiums tritt also an die Stelle von zwei Atomen des einwertigen Wasserstoffs.

**Wie lautet die Gleichung für Versuch 63?** Aus Wasserdampf und Eisen bildet sich Eisenoxyd und Wasserstoff. Bilden Sie zunächst die Formeln der Ausgangs- und Endprodukte!

Wasserdampf =  $H_2O$ ; Eisen =  $Fe^{III}$ ;

Eisenoxyd =  $Fe_2^{III}O_3^{II}$  [64]; Wasserstoff = H.

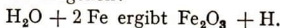
Gleichung im Rohbau:



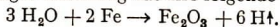
Nunmehr müssen Sie Gleichheit der Atomzahlen aller Atomarten auf beiden Seiten erreichen. Sie beginnen

Bei Aufstellung chemischer Gleichungen müssen zunächst die Formeln der Ausgangsprodukte und Endprodukte bekannt sein. Dann müssen die Atomzahlen der einzelnen Atomarten auf beiden Seiten der Gleichung in Übereinstimmung gebracht werden.

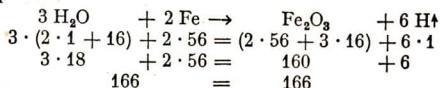
mit dem am einfachsten erscheinenden Grundstoff, z. B. mit dem Eisen. Um die Formel des Eisenoxyds  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  rechts zu erhalten, müssen Sie links von zwei Atomen Eisen ausgehen:



Die drei Sauerstoffatome in  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  setzen voraus, daß von drei Wassermolekülen ausgegangen wird; letztere liefern als Endprodukt  $3 \cdot 2 = 6$  Atome Wasserstoff. Die berichtigte Gleichung hat also folgende Formel:

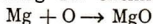


[98] **Chemische Gleichung und Gesetz von der Erhaltung der Masse.** Nach dem ersten chemischen Grundgesetz muß das Gesamtgewicht der Ausgangsstoffe (links) gleich dem Gesamtgewicht der Endprodukte (rechts) sein. Setzen Sie unter die Symbole der Gleichung die zugehörigen Atomgewichte, so können Sie die Gleichung mathematisch auf ihre Richtigkeit prüfen:



Die Gleichung ist also richtig aufgebaut.

[99] **Die Auswertung der chemischen Gleichung.**



Was können wir aus dieser Gleichung herauslesen?

- Die stofflichen Veränderungen:* Magnesium verbindet sich mit Sauerstoff zu Magnesiumoxyd.
- Die Atomverhältnisse:* Ein Atom Magnesium verbindet sich mit einem Atom Sauerstoff zu einem Molekül Magnesiumoxyd.
- Die Gewichtsverhältnisse* (unter Verwendung der Atomgewichte): 24 Gewichtsteile Magnesium verbinden sich mit 16 Gewichtsteilen Sauerstoff zu 40 Gewichtsteilen Magnesiumoxyd.
- Übergang zur mathematischen Gleichung:*

$$24 + 16 = 40$$

- Die Gewichte* mit Hilfe einer Verwandlung der mathematischen Gleichung durch Einsetzen wirklicher Gewichtseinheiten, z. B.

$$24 \text{ g} + 16 \text{ g} = 40 \text{ g}$$

Es vereinigen sich also 24 g Magnesium mit 16 g Sauerstoff zu 40 g Magnesiumoxyd.

Durch Einsetzen der Atomgewichte kann man nach dem ersten chemischen Grundgesetz eine Gleichung rechnerisch auf ihre Richtigkeit prüfen.

Die chemische Gleichung gibt Auskunft über

- die stofflichen Veränderungen,
- die Atomverhältnisse,
- die Gewichtsverhältnisse der an der Reaktion beteiligten Stoffe,
- (Übergang zur mathematischen Gleichung),
- die Gewichte, in denen die Stoffe aufeinander einwirken.

So sind wir fast unmerklich von den bloßen Verhältniszahlen der Atomgewichte durch Ausdeutung einer mathematischen Gleichung zu den wirklichen Gewichten vorgestoßen und haben jene wägbaren Mengen erhalten, in denen die Stoffe aufeinander einwirken. Durch diese gewichtsmäßigen Beziehungen ist es möglich, für bestimmte Mengen der Ausgangsstoffe die zu erwartenden Gewichtsmengen der Endprodukte zu berechnen und umgekehrt.

### [100] Berechnung der Endprodukte mit Hilfe der chemischen Gleichung

Aufgabe: Wieviel Magnesiumoxyd erhält man durch Verbrennen von 10 g Magnesium?

a) Aufstellung der Gleichung:  $\text{Mg} + \text{O} \rightarrow \text{MgO}$

b) Einsetzen der Atomgewichte:  $24 + 16 \rightarrow 40$

c) Gewichtsmäßige Auswertung:  
 $24 \text{ g Mg ergeben } 40 \text{ g MgO}$

d) Ansatz:

$24 \text{ g Magnesium ergeben } 40 \text{ g Magnesiumoxyd}$   
 $10 \text{ g Magnesium ergeben } \underline{x \text{ g Magnesiumoxyd}}$

e) Auflösung:  $24 : 10 = 40 : x$ ;  $x = \frac{10 \cdot 40}{24} = 16\frac{2}{3} \text{ g}$

f) Ergebnis: Beim Verbrennen von 10 g Magnesium entstehen  $16\frac{2}{3} \text{ g Magnesiumoxyd}$ .

Mengenmäßige Berechnung der Endprodukte durch gewichtsmäßige Auswertung der chemischen Gleichung unter Anwendung des Dreisatzes.

### [101] Berechnung der Ausgangsprodukte mit Hilfe der chemischen Gleichung

Aufgabe: Wieviel Gramm Eisen und wieviel Gramm Schwefel werden zur Herstellung von 50 g Schwefel-eisen gebraucht?

a) Gleichung:  $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$

b) Atomgewichte:  $56 + 32 = 88$

c) Gewichte:  $56 \text{ g} + 32 \text{ g} = 88 \text{ g}$

d) Ansatz: Zur Herstellung von

$88 \text{ g FeS werden verbraucht } 56 \text{ g Fe und } 32 \text{ g S}$   
 $50 \text{ g FeS werden verbraucht } \underline{x \text{ g Fe und } y \text{ g S}}$

e) Auflösung:  $x = \frac{50 \cdot 56}{88}$ ;  $y = \frac{50 \cdot 32}{88}$

$x = 31,8$ ;  $y = 18,2$

f) Ergebnis: Zur Darstellung von 50 g Schwefel-eisen werden 31,8 g Eisen und 18,2 g Schwefel verbraucht.

g) Probe (Erstes chemisches Grundgesetz):

$31,8 \text{ g} + 18,2 \text{ g} = 50 \text{ g}$

Mengenmäßige Berechnung der Ausgangsprodukte durch gewichtsmäßige Auswertung der chemischen Gleichung unter Anwendung des Dreisatzes.

# 16. Kapitel: Das Kochsalz

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[102] Die mitteleuropäischen Steinsalzlager. Das Kochsalz, im Haushalt gewöhnlich nur „Salz“ genannt, findet sich als Steinsalz in mächtigen, unterirdischen Lagern in weiten Gebieten Mitteleuropas. Abb. 43 zeigt die wichtigsten Steinsalzlager. Das Hauptbecken liegt zwischen Weser und Elbe; im Süden erreicht es das Thüringer Becken; im Norden setzt es sich unter dem Grund der Nordsee fort. Die Salzschicht-

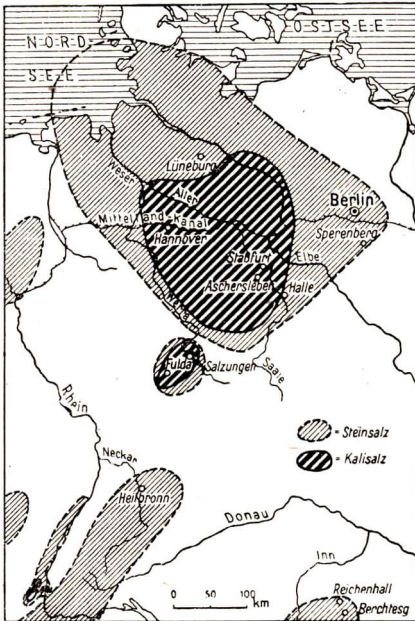


Abb. 43. Die Salzlagerstätten Mitteleuropas

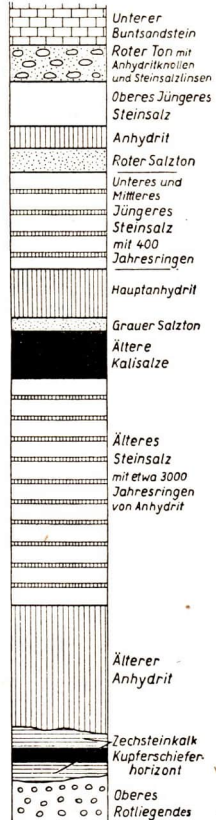


Abb. 44. Profil durch das norddeutsche Salzgebirge



ten sind durchschnittlich 200–500 m mächtig und erreichen 40 km südlich von Berlin bei Sperenberg eine Mächtigkeit von 1500 m. An zweiter Stelle steht das *Neckarbecken*. Wichtig sind weiter die *nordalpinen Vorkommen* von Berchtesgaden-Reichenhall, der Salzburger Alpen und des Salzkammergutes, das linksrheinische Lager des *Oberelsaß* und die polnischen Lager von *Wieliczka-Bochnia*, in denen schon fast seit tausend Jahren das Steinsalz abgebaut wird.

Im Untergrunde Mitteleuropas finden sich zahlreiche Steinsalzlager. Das Hauptbecken liegt zwischen Weser und Elbe und reicht von der Nordseeküste bis ins Thüringer Becken. An zweiter Stelle steht das Neckarbecken. Es folgen die nordalpinen Vorkommen, das linksrheinische Lager des Oberelsaß und das polnische Lager von Wieliczka-Bochnia.

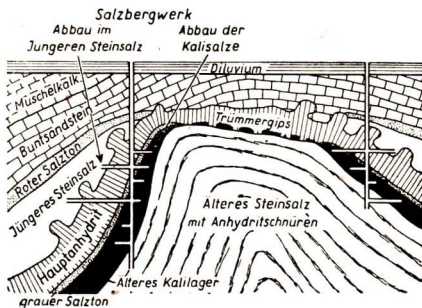


Abb. 45. Schnitt durch den Staßfurter Salzsaattel

Die ursprünglich horizontal liegenden plastischen Salzschieben wurden durch seitlichen Gebirgsdruck in die darüber liegenden Gesteinsschichten hineingepreßt. Später wurde der obere Teil des Salzlagers durch Grundwasser ausgelagert, wobei der schwer lösliche Gips als „Gipshut“ zurückblieb. Durch Tiefbauschächte werden die Kalilager an den Flanken des Sattels abgebaut.

[103] **Das Staßfurter Steinsalzlager.** Das größte deutsche Salzbergwerk befindet sich in Staßfurt im südlichen Harzvorland. Ein geologischer Schnitt durch das Lager (Abb. 44 und 45) zeigt, daß zu unterst das „Ältere Steinsalz“ liegt; es hat eine Mächtigkeit von 300–500 m und ist von zahlreichen *Anhydritschnüren* durchsetzt. Darüber liegen die *Kalialze*, die auch als „*Abramsalze*“ bezeichnet werden; früher mußten sie erst abgeräumt und auf Halde geworfen werden, ehe man zum Steinsalz gelangte. Auf eine dünne *Salztonschicht* (ein Gemisch von Salz und Ton) folgt der *Hauptanhydrit* (eine Kalziumverbindung von der Formel  $\text{CaSO}_4$ ). Darüber lagert das „*Jüngere Steinsalz*“, das verhältnismäßig rein ist und als Speisesalz und Industriesalz verwendet wird. Nach einer Abschlußlage

Ein Schnitt durch die Salzlager des Hauptbeckens zeigt, daß mehrere Steinsalzhorizonte aufeinanderfolgen, die über Anhydritschichten liegen und von Kalialzen überlagert werden.

Die Steinsalzlagerungen gliedert man nach ihrem Alter in „Älteres“ und „Jüngeres“ Steinsalz.

von *Salzton* folgt das *Deckgebirge* aus Buntsandstein und anderen Schichtenfolgen.

[104] „*Salz*“ in der geographischen Namengebung. Der deutsche Wortstamm „*Salz*“ und der griechische Wortstamm „*hals*“ bestimmten die Namengebung vieler Orte, Flüsse, Gebirge und Landschaften.

Orte: *Salzungen*, *Salzburg*, *Salzgitter*, *Salzwedel*, *Hohensalza*, *Salza*; – *Halle*, *Hallein*, *Reichenhall*, *Hallstatt*.

Flüsse: *Salzach*.

Berge: *Sulzfluh*.

Landschaften: *Salzgitterbezirk*, *Salzkammergut*.

Beruf: *Halloren* = Arbeiter in den Salzwerken von Halle.

Der deutsche und der griechische Wortstamm „*Salz*“ und „*hals*“ haben vielen Orten, Flüssen, Gebirgen und Landschaften den Namen gegeben.

[105] **Vorkommen als Sole.** Unterirdische Wässer laugen vielfach die Salzlager aus, so daß große Hohlräume entstehen. Königsee, Hallstätter See, Achensee u. a. füllen jetzt derartige in sich zusammengebrochene Hohlräume aus.

Das salzhaltige Wasser, das man als „*Sole*“ bezeichnet, wurde früher in Gradierwerken auf Speisesalz verarbeitet und wird heute in vielen Orten für Kur- und Heilzwecke verwendet (Bad Dürrenberg, Bad Salza, Bad Salzungen, Reichenhall).

Grundwässer laugen an vielen Orten die unterirdischen Salzlager aus und treten als salzhaltige Wässer = Solen zutage. In Bädern dienen sie zum Kurbetrieb, z. T. auch noch zur Salzgewinnung.

[106] **Der Salzgehalt natürlicher Wässer.** Alle natürlichen Wässer enthalten größere oder geringere Mengen von Kochsalz gelöst. Auch im Leitungswasser sind Spuren von Kochsalz chemisch nachweisbar.

● Versuch 75: Nachweis von Kochsalz durch Silbernitrat. *Wenn wir einige Tropfen einer Silbernitratlösung in Leitungswasser bringen, so bildet sich eine milchige Trübung, die um so stärker ausfällt, je größer der Gehalt des Wassers an Kochsalz ist. Sämtliche Chlorverbindungen zeigen diese Reaktion.*

● Versuch 76: Kontrollversuch. *Stellen Sie eine hochprozentige Kochsalzlösung her und setzen Sie tropfenweise Silbernitratlösung zu. Jeder Tropfen bildet sofort eine weiße, käsige Niederschlagswolke.*

Die Weltmeere enthalten neben anderen Salzen durchschnittlich 2,7% Kochsalz gelöst [74]. Noch höher ist der Salzgehalt mancher Binnenseen. So enthält das

In allen natürlichen Wässern ist Kochsalz gelöst enthalten, auch im Leitungswasser. Kochsalz wird chemisch durch Silbernitrat nachgewiesen, mit dem es einen weißen, käsigen Niederschlag bildet. Die gleiche Reaktion zeigt sich bei allen Chlorverbindungen.

Die Weltmeere enthalten einen hohen Prozentsatz an gelöstem Kochsalz. Noch höher liegt der Salzgehalt abflußloser Binnenseen in Gegenden mit Wüstenklima.

Tote Meer, dem der Jordan ständig neue Salzmenge-  
 zuführt, 25% Kochsalz. Das Tote Meer ist abflußlos;  
 sein Wasser verdunstet im Wüstenklima Palästinas, so  
 daß sein Salzgehalt allmählich zunimmt.

[107] **Gewinnung als Steinsalz.** In Deutschland ge-  
 winnt man das Kochsalz hauptsächlich bergmännisch  
 als *Steinsalz* in Salzbergwerken, wie sie in Staßfurt  
 schon seit 1852 in Betrieb sind. Besonders das Jüngere  
 Steinsalz ist verhältnismäßig rein [103], so daß man  
 es vor der Verwendung nur noch zu mahlen braucht.  
 Beimengungen von Magnesiumsalzen machen das  
 Steinsalz häufig stark *hygroskopisch*, d. h. es zieht den  
 Wasserdampfgehalt der Luft an, klumpt zusammen  
 und zerfließt endlich.

Gewinnung des Koch-  
 salzes in Deutschland  
 hauptsächlich bergmän-  
 nisch als Steinsalz.  
 Verunreinigungen von  
 Magnesiumchlorid  
 machen es hygroskopisch  
 (zerfließlich).

[108] **Verarbeitung hochprozentiger Solen.** Eine  
 zweite Gewinnungsmethode geht von hochprozentigen  
 Solequellen aus, die einen Salzgehalt von 20% (Halle)  
 und mehr (Lüneburg 25%) aufweisen. Sie werden in  
*Salinen* = Salzsudwerken eingedampft. Durch schnelle  
 Wasserdampfung wird das entstehende „Siedesalz“  
 sehr feinkörnig [10].

Hochprozentige Solen  
 werden in Salzsudwerken  
 eingedickt und auf Siede-  
 salz verarbeitet.

Mit Salzton stark verunreinigte unterirdische Lager  
 werden durch Wasserzufuhr ausgelaugt. Die sich bil-  
 dende *Sinkwerkssole* wird emporgepumpt und weiter-  
 verarbeitet (Reichenhall).

Stark verunreinigte Salz-  
 lager werden durch  
 künstliche Wasserzufuhr  
 ausgelaugt; die entste-  
 hende Sinkwerkssole wird  
 weiterverarbeitet.

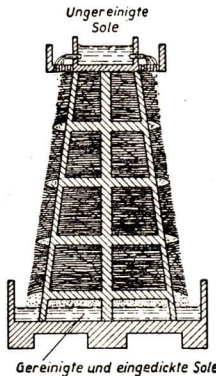


Abb. 46.

Schnitt durch ein Gradierwerk

Durch Wasserverdunstung setzen sich  
 die schwer löslichen Bestandteile (Gips  
 und Kalk) als Dornstein an den Reisisig-  
 wänden ab.

[109] **Verwendung geringwertiger Solen.** Früher wurden auch Solen mit geringeren Salzprozenten auf Siedesalz verarbeitet. Man pumpt sie auf *Gradierwerke* empor (Abb. 46). Dies sind 5–12 m breite und oft mehrere hundert Meter lange Holzgerüste, die mit Schwarzdornreisig dicht gefüllt sind. Die Sole rieselt fein verteilt über die Dornstrauchwände langsam herab, wobei ein Teil des Wassers verdunstet. Mit dem Verdunsten des Lösungswassers scheiden sich zunächst die schwer löslichen Bestandteile der Sole, Kalk und Gips, auf den Dornreisern als *Dornstein* ab. Am Fuße der Gradierwände sammelt sich eine eingedickte und gereinigte Sole, die in Sudpfannen in den Sudhäusern weiter eingedickt und auf feinkörniges Siedesalz verarbeitet wird, das in den Salzstreuern Verwendung findet.

Die notwendige Erneuerung der Gradierwände macht dieses Verfahren zur Salzgewinnung unrentabel. Daher sind Gradierwerke heute nur noch zu Kurzwecken in Betrieb. Die Luft in der Nähe der Saline ist von feinsten Salzstäubchen erfüllt, die eine heilende Wirkung auf erkrankte Atmungsorgane ausüben (Seebäder!). Wir kennen die Kurgärten mit Gradierwerken aus Kreuznach, Nauheim, Salzungen, Kösen, Dürrenberg, Reichenhall.

Geringprozentige Solen werden in Gradierwerken eingedickt und gereinigt, wobei sich der schwerlösliche Gips und Kalk als Dornstein auf den Reisigwänden ausscheiden. Die gereinigte Sole wird in Sudhäusern auf Siedesalz verarbeitet. Gradierwerke sind heute nur noch zu Kurzwecken in Betrieb, da die mit Salzstäubchen erfüllte Luft in ihrer Umgebung heilende Wirkung auf erkrankte Atmungsorgane ausübt.

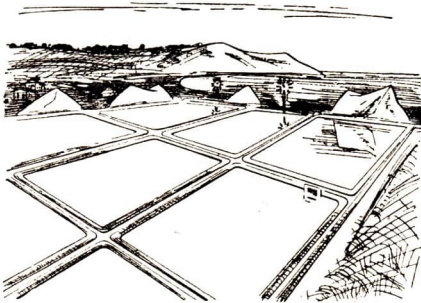


Abb. 47. Salzgärten bei Augusta in Sizilien

Weithin leuchten die weißen Pyramiden des aufgeschichteten Seesalzes

[110] **Salzgärten in wärmeren Zonen.** In wärmeren Zonen gewinnt man das Kochsalz aus dem Meerwasser in *Salzgärten* (Abb. 47). Sie bestehen meist aus zahl-

In wärmeren Gegenden gewinnt man das Kochsalz aus Meerwasser in



reichen quadratischen, hinter- und nebeneinanderliegenden Becken, in die das Meerwasser hineingepumpt wird. Durch Sonne und Wind verdunstet das Wasser, wobei sich zunächst eine Lage des schwer löslichen Gipses abscheidet. Darüber bilden sich Steinsalzsichten. Der letzte Wasserrest, der die leicht löslichen Kalisalze enthält, wird als sogenannte Mutterlauge abgelassen. Salzgärten sind in Italien, Spanien, Südfrankreich, am Kaspischen Meer, in Mexiko und in Japan in Betrieb. – In ähnlicher Weise gewinnt man das Salz durch „Ausfrieren“ von Meerwasser in polaren Gebieten, z. B. an den Küsten des Weißen Meeres.

Salzgärten (Mittelmeergebiet).

**[111] Die Entstehung der mitteleuropäischen Salzlager.** Die große Mächtigkeit der Salzlager deutet darauf hin, daß nicht begrenzte Süßwasserseen, sondern eine weite *Bucht des Zechsteinmeeres* eintrocknete, welche große Teile Mitteleuropas bedeckte. Dieses Salzwasserbecken wurde durch Emporsteigen einer Felsenbarre vom Ozean abgeschnitten und war rings von Wüstenländern umgeben. Durch intensive Wasserverdunstung schrumpfte der Seespiegel, so daß weite, flache Niederungen trockengelegt wurden und gleichzeitig der Gehalt des Wassers an gelösten Bestandteilen sich stark erhöhte. Zuerst schied sich *der schwer lösliche Kalk*, dann der ebenfalls *schwer lösliche Anhydrit* aus. Bei fortschreitendem Verdunsten des Wassers gelangte auch das *Kochsalz* als Steinsalz zur Abscheidung. Unter dem Einfluß der Jahreszeiten mit ihren periodischen Regengüssen in den Randgebieten des Seebeckens schwankte der Wassergehalt und damit auch der Salzgehalt der eintrocknenden Meeresbucht. Es veränderten sich die Bedingungen der Salzabscheidung, wodurch die Steinsalzlager in regelmäßigen Abständen *von dünnen Anhydritschnüren* durchzogen werden. Sie bilden die farbenprächtige Maserung des Schichtenpaketes, aus der die Geologen für das Staßfurter Salzlager auf eine Abscheidungsperiode von 10 000 Jahren schließen.

Das mitteleuropäische Salzwasserbecken des Zechsteinmeeres, das rings von Wüsten umgeben war, verlor die offene Verbindung mit dem Ozean.

Bei der Wasserverdunstung wurde zuerst der schwer lösliche Kalk, dann der Anhydrit und schließlich das Steinsalz abgeschieden. Durch periodische Regenfälle wurden die Bedingungen der Salzabscheidung geändert, so daß das Steinsalz von dünnen Anhydritschnüren durchsetzt ist.

Zuletzt schieden sich aus der Mutterlauge die Kalisalze aus, über die der Wüstenwind tonige Staubschichten breitete.

Über den Steinsalzsichten kommen *die leicht löslichen Kalisalze* zur Ablagerung, wenn auch der letzte Rest des Wassers, die sogenannte *Mutterlauge*, verdunstet. Der Wüstenwind wehte feine Tonstäubchen über die eingetrocknete Salzsteppe und führte die Bildung des *Salztones* herbei. Als wasserundurchlässige



Schicht schützte er die darunterlagernden Salzschie-  
ten vor späterer Auslaugung. Landsenkungen bewirk-  
ten erneute Einbrüche des Zechsteinmeeres und er-  
neute Salzablagerungen in der gleichen Schichten-  
folge, wie wir sie bereits aus dem Staßfurter Steinsalz-  
lager [103] kennen (Abb. 44 und 45). Faltungen der  
Erdrinde führten später zu Aufpressungen der plasti-  
schen Salzlager zu mächtigen *Salzhorsten*.

[112] **Die Bedeutung des mitteleuropäischen Salz-  
bergbaues.** Im vorigen Jahrhundert wurde das Koch-  
salz als Industrie- und Speisesalz abgebaut, während  
die darüberliegenden *Kalisalze* als „*Abraumsalze*“ auf  
Halde geworfen wurden. Durch die Forschungen des  
deutschen Chemikers *Justus von Liebig*<sup>1)</sup> wurden die  
*Kalisalze* als *wichtige Pflanzennährsalze* erkannt. Die  
Übevölkerung in den Industriestaaten zwang zu stär-  
kerer landwirtschaftlicher Ausnutzung des Bodens  
und zur Einführung der künstlichen Düngung. Da-  
mit gewannen die *Kalisalze* (= „*Edelsalze*“) erhöhte

Durch die Forschungen  
Liebigs wurden die Kali-  
salze als wichtige künst-  
liche Düngemittel er-  
kannt. Die hohe Bedeu-  
tung der Kalisalze für die  
landwirtschaftliche Pro-  
duktion führte zu ver-  
stärktem Abbau der Ka-  
lilager.

Die wichtigsten Kalilager  
der Welt liegen im mit-  
teldeutschen Raum zwi-  
schen Weser, Aller, Saale  
und Elbe und im Ober-  
elsaß.



Abb. 48. Abbau der Kalisalze

Das Kalisalzlager ist durch Gebirgsdruck stark gefaltet. Zunächst werden Sprenglöcher in die Salzschie-  
ten gebohrt. Nach der Sprengung werden die  
Salzmassen ladegerecht zerschlagen und abgefahren.

<sup>1)</sup> Justus von Liebig, deutscher Chemiker, 1803–1873; Begrün-  
der der Agrikulturchemie.

Bedeutung (Abb. 48). Sie sind nicht in allen Salzlagern enthalten. Teils floß die Mutterlauge [111] vor ihrer Auskristallisation ab, teils wurden die leicht löslichen Schichten später durch Wasser gelöst und fortgeschwemmt. Die wichtigsten Kalilager Europas und der Welt finden sich zwischen Werra, Weser, Aller; Saale und Elbe (Staßfurt, Aschersleben, Westeregeln u. a. – siehe Abb. 43) und im Oberelsaß. Neuerdings wurden Kalilager auch in den USA. und in der UdSSR. (bei Solikamsk am Ural) entdeckt.

[113] **Verwendung des Kochsalzes.** Kochsalz ist ein wichtiger Zusatz zu unserer Ernährung. Ein Erwachsener verbraucht im Durchschnitt jährlich 7,5 kg *Speisesalz*. Fast in allen Staaten ruht auf dem Salz eine Salzsteuer, die den Preis des Speisesalzes erheblich belastet.

Salz dient als *Konservierungsmittel* für leicht verderbliche Nahrungsmittel (Salzheringe, Pökelfleisch). Große Mengen Steinsalz werden als *Industriesalz* zur Herstellung von Soda, Salzsäure, Natronlauge, Glaubersalz, Chlor und Natrium verbraucht. Als *Viehsalz* findet es Verwendung zur Erzeugung von Kältemischungen und als Tausalz. Viehsalz wird durch Wermutpulver ungenießbar und durch rotes Eisenoxyd kenntlich gemacht; es ist steuerfrei.

Kochsalz wird verwendet als

1. Speisesalz (jährlich 7,5 kg pro Kopf),
2. Konservierungsmittel für Nahrungsmittel,
3. Industriesalz zur Herstellung von Salzsäure, Soda, Natronlauge, Glaubersalz, Chlor und Natrium,
4. Viehsalz für Kältemischungen und als Tausalz.

## 17. Kapitel: Zusammensetzung und Elektrolyse des Kochsalzes

---

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

---

### [114] **Flammenfärbung als Voranalyse**

● Versuch 77: Flammenprobe. *Bringen Sie etwas Kochsalz an ein Magnesiastäbchen, und halten Sie dieses in eine farblose Bunsenflamme! Sofort wird die Flamme leuchtend gelb gefärbt.*

Kochsalz färbt die Flamme leuchtend gelb.

● Versuch 78: Kontrollversuch. Kochsalz als Natriumverbindung. *Bringen Sie nacheinander alle Natriumverbindungen aus Ihrem Chemikalienbestand in die Flamme! (Zum Beispiel Soda, Natronsalpeter, Natronwasserglas, doppeltkohlensaures Natron.) Stets zeigt sich*

Alle Natriumverbindungen färben die Flamme leuchtend gelb. Also ist Natrium der flammenfärbende Bestandteil.

die gleiche Flammenfärbung, die auch schon auftritt, wenn auf dem Gaskocher die Suppe überläuft.

Bestimmte Elemente haben die Eigenschaft, der nicht-leuchtenden Flamme des Bunsenbrenners eine charakteristische Färbung zu verleihen. Die Flammenfärbung ist ein bequemes Mittel zur Erkennung dieser Elemente. Wir benutzen daher die Flammenfärbung als Vorprobe der Analyse, die zur Erforschung der Zusammensetzung einer Verbindung dient, und sprechen von *Voranalyse*. Versuch 78 zeigt uns, daß alle Natriumverbindungen die Flamme leuchtend gelb färben; Natrium ist also der flammenfärbende Bestandteil. *Kochsalz ist eine Natriumverbindung.*

### [115] Kochsalz als Chlorverbindung

● Versuch 79: Entwicklung von Chlor aus Kochsalz. *Nun mischen wir im Prüfglas etwas Kochsalz mit pulverisiertem Braunstein = Mangandioxyd ( $MnO_2$ ), geben etwas konzentrierte Schwefelsäure ( $H_2SO_4$ ) zu und erwärmen. Es entwickelt sich ein gelbgrünes Gas.*

Vorsichtig prüfen wir seinen Geruch. *Der stechende Geruch* ist uns schon aus Hallenbädern und von gechlorten Abortanlagen bekannt; es ist *Chlor*<sup>1)</sup>, ein Grundstoff mit dem chemischen Zeichen *Cl* und dazu ein gefährliches Giftgas. Die angeführten Formeln zeigen, daß weder Braunstein noch Schwefelsäure das Chlor enthält. Also muß Chlor aus dem Kochsalz stammen. *Kochsalz ist eine Chlorverbindung.* Genaue Analysen ergaben, daß keine weiteren Elemente im Kochsalz enthalten sind; *Kochsalz ist chemisch Chlornatrium.*

[116] **Die Elektrolyse von Kochsalz.** Eine Kochsalzlösung läßt sich wie das Wasser durch elektrischen Strom zerlegen, *elektrolysieren*. Hierzu benutzen wir wieder den *Hofmannschen Zersetzungsapparat* ([76], Abb. 34), dessen Elektroden in diesem Falle aus Kohlestäben bestehen müssen.

● Versuch 80: Elektrolyse einer Kochsalzlösung. *Wir stellen eine stärkere Kochsalzlösung her, der etwas violette Lackmuslösung zugesetzt wird. Es ist dies eine alkoholische Lösung des aus der Lackmusflechte gewonnenen Farbstoffes, die als Gruppenreagens für Säuren und Ba-*

Die Flammenfärbung dient als Erkennungsmittel bestimmter Elemente in der Voranalyse.

Kochsalz ist eine Natriumverbindung.

Bei Einwirkung von  $MnO_2$  und  $H_2SO_4$  auf Kochsalz entwickelt sich Chlorgas.

Kochsalz ist eine Chlorverbindung.

Kochsalz ist chemisch Chlornatrium.

Bei der Elektrolyse einer mit Lackmus angefärbten Kochsalzlösung entsteht am positiven Pol Chlorgas und am negativen Pol Natrium.

<sup>1)</sup> chlorós (griech.) = gelbgrün.

sen verwendet wird. Die violett angefärbte Lösung füllen wir in den Hofmannschen Apparat, schließen die Hähne und verbinden die Kohleelektroden mit den Polen einer elektrischen Gleichstromleitung (z. B. eines 4-Volt-Akkumulators). An beiden Elektroden entwickeln sich wieder Gase und perlen in den Schenkeln des U-Rohres empor. Gleichzeitig färbt sich die violette Grundlösung am Minuspol blau, während am Pluspol die Farbe allmählich verblaßt und schließlich in Gelbgrün übergeht. Nachdem sich genügend Gas in beiden Schenkeln gebildet hat, unterbrechen wir die Elektrolyse.

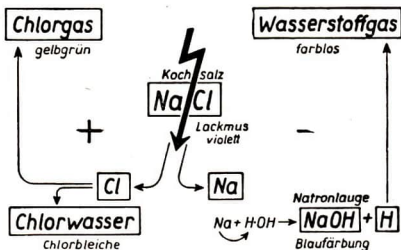


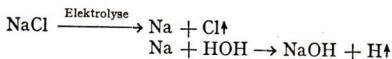
Abb. 49. Schema der Kochsalzelektrolyse

Über die Mündung des Minusschenkels stülpen wir ein Prüfglas; beim Öffnen des Hahnes wird das Gas hineingepreßt. Halten wir die Mündung des Prüfglases sofort an eine Flamme, so erweist sich das Gas als Wasserstoffgas ([76], [81] und [82]). Beim Öffnen des Hahnes am Pluschenkel verbreitet sich im Zimmer sofort der charakteristische, stechende Geruch des Chlorgases.

[117] **Die chemischen Vorgänge bei der Kochsalzelektrolyse.** Durch elektrischen Strom wird das Kochsalzmolekül NaCl in seine beiden Bestandteile zerlegt (Abbildung 49). Das Chlorgas wandert zum Pluspol und bleicht dort den Lackmusfarbstoff der Lösung. Chlorgas löst sich leicht in Wasser und teilt diesem „Chlorwasser“ seine gelbgrüne Eigenfärbung mit. Erst nachdem das Wasser mit Chlorgas gesättigt ist, kann dieses als Gasraum im Pluschenkel in Erscheinung treten. Das Natrium wandert zum Minuspol. Es reagiert mit den Wassermolekülen unter Bildung von Natronlauge NaOH, wobei die Hälfte des Wasserstoffes in Freiheit gesetzt

Das Chlorgas bleicht den Lackmusfarbstoff im Pluschenkel; es löst sich im Wasser unter Bildung von Chlorwasser, das die gelbgrüne Färbung des Chlors annimmt. Das Natrium setzt sich mit den Wassermolekülen unter Bildung von NaOH um, wobei Wasserstoffgas frei wird. NaOH färbt Lackmus blau.

wird und als farbloses Gas im Minusschenkel sich ansammelt.



Die gebildete Natronlauge färbt den Lackmusfarbstoff blau.

## 18. Kapitel: Die Salzsäure

### A. Lehrgang

### B. Kurzfassung

[118] **Herstellung der Salzsäure.** Kochsalz ist die Ausgangsverbindung für die Herstellung von Salzsäure.

● **Versuch 81: Herstellung von Salzsäure (Abb. 50).** In eine Kochflasche von 200 cm<sup>3</sup> Inhalt füllen wir etwa 10 g Kochsalz und übergießen es mit schwach verdünnter Schwefelsäure<sup>1)</sup>, so daß das Kochsalz gerade bedeckt ist. Dann verschließen wir die Kochflasche mit einem Gummistopfen, durch dessen Bohrung ein zweimal rechtwinklig gebogenes Glasrohr geführt wurde. Das freie Ende des Glasrohres mündet in einer Waschflasche einige Millimeter über dem Wasserspiegel (es darf nicht eintauchen!).

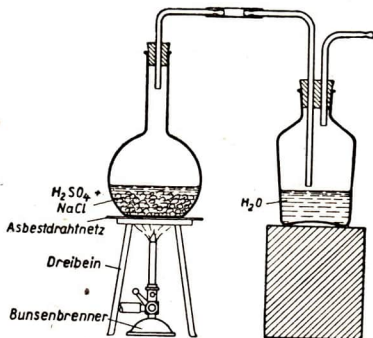


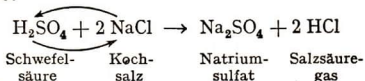
Abb. 50 Herstellung von Salzsäure. Versuchsanordnung für Versuch 81

<sup>1)</sup> Gießen Sie beim Verdünnen konzentrierter Schwefelsäure stets die Säure langsam in das Wasser, nie umgekehrt!



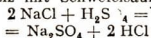
Der Stopfen der Waschflasche ist außerdem von einem Abzugsrohr durchbrochen. Die Kochflasche wird in ein Bunsenstativ eingespannt, auf ein Asbestdrahtnetz gestellt und mit kleiner Flamme erwärmt. Die Masse schäumt auf. An der Mündung des Glasrohres zeigen sich weiße Nebel, ein Zeichen, daß sich ein Gas entwickelt hat. Gleichzeitig beobachten wir an der Bildung von Schlieren, wie sich dieses Gas im Wasser auflöst. Halten wir in das Wasser einen Streifen blaues Lackmuspapier, so färbt er sich rot.

Aus Kochsalz und Schwefelsäure hat sich Salzsäuregas gebildet:



(Zur Verdrängung der zwei Wasserstoffatome im Schwefelsäuremolekül sind zwei Atome des einwertigen Natriums nötig.) Das Salzsäuregas löst sich im Wasser der Waschflasche; die Lösung heißt *Salzsäure*. Salzsäure färbt wie alle anderen Säuren Lackmuspapier rot.

Salzsäure entsteht beim Übergießen von Kochsalz mit Schwefelsäure:



### [119] Die Eigenschaften der Salzsäure

● Versuch 82: Farbe der Salzsäure. *Beobachten Sie bei Versuch 81 die Farbe des Salzsäuregases und der Salzsäure!*

Salzsäuregas und Salzsäure sind farblos.

Salzsäuregas und Salzsäure sind farblos.

● Versuch 83: Geruch der Salzsäure. *Riechen Sie vorsichtig an dem Abzugsrohr der Waschflasche bei Durchführung des Versuches 81!*

Das Salzsäuregas riecht stechend.

Salzsäuregas riecht stechend.

● Versuch 84: Nebelbildung. *Hauchen Sie bei Versuch 81 gegen die Mündung des Abzugrohres!*

Es bilden sich *weiße Nebel*, die aus feinen Salzsäuretröpfchen bestehen. Sie sind durch Auflösung des Salzsäuregases in dem Wasserdampf der Atemluft entstanden.

Merken Sie sich diese Erscheinung als *Erkennungsmittel für Salzsäure!* Beim Öffnen einer Flasche mit konzentrierter Salzsäure bildet sich ein feiner, weißer Rauch.

Konzentrierte Salzsäure bildet an feuchter Luft weiße Nebel aus Salzsäuretröpfchen. (Erkennungsmittel der Salzsäure!)

### [120] Die Löslichkeit des Salzsäuregases

● Versuch 85: Springbrunnen. *Nach Entfernung der Waschflasche in Versuch 81 halten wir eine größere, innen*

vollkommen trockene Kochflasche unter die Glasröhre, die wir so weit als möglich in die Kochflasche eintauchen lassen. Nach einiger Zeit verschließen wir die Flasche mit einem Gummistopfen, durch dessen Bohrung eine zur Spitze ausgezogene Glasröhre gesteckt ist und halten sie umgekehrt in ein größeres Gefäß mit Wasser (Abb. 51). Das Wasser stürzt springbrunnenartig in die Kochflasche.

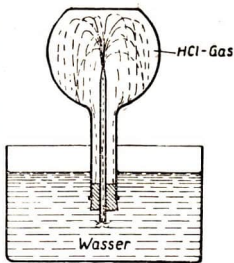


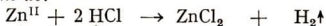
Abb. 51.  
Salzsäure-Springbrunnen  
Versuchsanordnung für Versuch 85.  
Der Springbrunnen entsteht durch einen Unterdruck in der Flasche, der durch Auflösen des Salzsäuregases verursacht wird.

Wasser löst begierig große Mengen von Salzsäuregas auf.

Das Salzsäuregas löst sich begierig in Wasser auf. 1 cm<sup>3</sup> Wasser löst bei Zimmertemperatur und Normaldruck ungefähr 450 cm<sup>3</sup> Salzsäuregas! In der Flasche entsteht hierbei sofort ein Unterdruck, wodurch das Wasser in die Flasche emporgerissen wird.

## [121] Die Zusammensetzung der Salzsäure

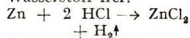
● Versuch 86: Zersetzung der Salzsäure durch Metalle. Im Reagenzglas übergießen wir ein Stück Zink oder etwas Eisenpulver mit verdünnter Salzsäure. Es setzt sofort eine lebhaft Gasentwicklung ein, die wir durch Erwärmen steigern können. Nähern wir die Mündung des Prüfglases einer Flamme, so zeigt sich entweder eine leichte Verpuffung, oder das Gas brennt ruhig mit schwachblauer Flamme ab.



Zink
Salzsäure
Zinkchlorid
Wasserstoff

Das Metall hat aus der Salzsäure Wasserstoff verdrängt, wobei ein Atom des zweiwertigen Zinks zwei Atome des einwertigen Wasserstoffs in Freiheit setzt. Im Anfangsstadium der Entwicklung verbrennt der Wasserstoff mit dem Luftrest im Glase unter leichter Knallgasexplosion [82]. Später, nachdem alle Luft im Glase verdrängt ist, brennt er ruhig ab [81]. Salzsäure ist also eine Wasserstoffverbindung. Die Gleichung zeigt außerdem die Bildung des Lötwassers, das eine Lösung des entstandenen Zinkchlorids in überschüssiger Salzsäure ist. Es dient zum Reinigen von Metallflächen vor dem Löten.

Zink zersetzt die Salzsäure und macht aus ihr Wasserstoff frei:



Salzsäure ist also eine Wasserstoffverbindung.

● Versuch 87: Zersetzung der Salzsäure durch Braunstein. *Im Prüfglas übergießen wir etwas gepulverten Braunstein  $MnO_2$  mit konzentrierter Salzsäure und erwärmen gelinde. Hierbei entwickelt sich ein gelbgrünes Gas von erstickendem Geruch; es ist Chlorgas.*

Durch Analyse können wir feststellen, daß keine weiteren Elemente in der Salzsäure enthalten sind. *Salzsäure besteht aus Wasserstoff und Chlor. Sie hat die Formel  $HCl$ . Dieselbe Formel kommt dem Salzsäuregas zu, das man nach seiner Zusammensetzung auch Chlorwasserstoff nennt.*

Braunstein macht aus der Salzsäure Chlorgas frei. Salzsäure ist also eine Chlorverbindung.

Salzsäure ist chemisch Chlorwasserstoff; sie hat die Formel  $HCl$ .

[122] Die Elektrolyse der Salzsäure. Ähnlich wie beim Kochsalz können wir die Zusammensetzung der Salzsäure auch durch Elektrolyse ermitteln.

Bei der Elektrolyse zerfällt die Salzsäure in Wasserstoffgas und Chlorgas.

● Versuch 88: Elektrolyse der Salzsäure. *Wir füllen den Hofmannschen Apparat mit verdünnter Salzsäure und legen an die Kohlelektroden eine Gleichstromspannung an. Am Pluspol entwickelt sich das gelbgrüne Chlorgas, das an seiner Farbe und am stechenden Geruch erkannt wird. Im Minusschenkel sammelt sich ein farbloses Gas an, das wir an seiner Brennbarkeit als Wasserstoff erkennen.*



[123] Die Salzsäure des Handels. Die Salzsäure kommt in verschiedener Form in den Handel. Sie wird angeboten als

- reine konzentrierte Salzsäure mit einem Gehalt bis zu 38%  $HCl$ ,
- rohe oder technische Salzsäure, die ebenfalls konzentriert, aber durch geringfügige Verunreinigung mit Eisensalzen gelblich gefärbt ist,
- verdünnte Salzsäure des Handels, die etwa 12%  $HCl$  enthält.

Die konzentrierte Salzsäure enthält bis 38%  $HCl$ , die verdünnte Säure des Handels etwa 12%  $HCl$ .

Die technische Säure ist durch Eisenverbindungen verunreinigt.

## 19. Kapitel: Das Chlor

### A. Lehrgang

### B. Kurzfassung

[124] Darstellung des Chlors. *Chlor kommt in der Natur nicht frei vor, da es eine große Verbindungsneigung zu den Metallen und zu Wasserstoff besitzt ([40] und [41]). Wir müssen es daher aus seinen Verbindungen*

Chlor finden wir in der Natur nur in den Chlorverbindungen. Elementar kommt es nicht vor, da es eine große Affinität

in Freiheit setzen. Die in Versuch 88 durchgeführte Elektrolyse der Salzsäure ist in der Praxis hierfür nicht geeignet; denn auch die Salzsäure muß erst technisch dargestellt werden, wodurch das Endprodukt erheblich verteuert würde. Wir können daher von der Salzsäure nur ausgehen, wenn wir geringe Chlormengen im Laboratorium sofort zur Verfügung haben wollen. Am besten zersetzen wir dann die Salzsäure durch Zusatz von Braunstein (Versuch 87) oder Kaliumpermanganat (Versuch 89). *In der Technik wird Chlor durch Elektrolyse einer Kochsalzlösung hergestellt.*

zu den Metallen und zu Wasserstoff hat. Chlordarstellung im Laboratorium durch Zersetzen von Salzsäure mit Braunstein oder Kaliumpermanganat. Chlordarstellung in der Technik durch Elektrolyse einer Kochsalzlösung.

### [125] Chlordarstellung aus Salzsäure und Kaliumpermanganat (Abb. 52)

● Versuch 89 (Abbildung 52): *Wir füllen gepulvertes Kaliumpermanganat<sup>1)</sup> in eine Kochflasche und verschließen sie mit einem doppelt durchbohrten Gummistopfen. Durch*

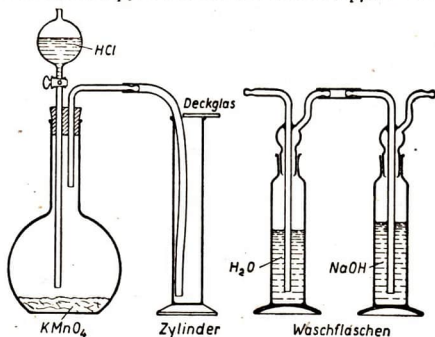


Abb. 52 Chlordarstellung. Versuchsanordnung für Versuch 89

*die eine Bohrung führt ein Trichterrohr, in das bei geschlossenem Hahne rohe Salzsäure eingefüllt wird. In der zweiten Bohrung steckt ein Gasablaßrohr, das mit einem Gummischlauch versehen ist. Ferner halten wir drei Glaszylinder mit Deckgläsern zum Auffangen des Gases bereit und verbinden zwei Waschflaschen, von denen die erste mit Wasser und die zweite mit Natronlauge gefüllt ist, durch Gummischlauch.*

<sup>1)</sup> Kaliumpermanganat ist ein kräftiges Oxydationsmittel, da es leicht Sauerstoff abgibt. Es bildet schillernde, purpurviolette Kristalle und eine rotviolette Lösung.

Nun lassen wir langsam Salzsäure auf das Kaliumpermanganat tropfen. Es entwickelt sich gelbgrünes Chlorgas, das den Zylinder von unten her füllt. Dann wird der erste Zylinder gut abgedeckt und durch den zweiten und schließlich durch den dritten ersetzt. Zuletzt schließen wir den Gummischlauch des Gasablaßrohres an die beiden Waschflaschen an und leiten noch so lange Chlorgas ein, bis das Wasser der ersten Waschflasche sich gelbgrün gefärbt hat. Dann wird die Salzsäurezufuhr gesperrt. Das sich noch bildende überschüssige Chlor wird von der Natronlauge in der zweiten Waschflasche aufgenommen und unschädlich gemacht.

Nach Beendigung des Versuches nehmen wir den Apparat auseinander und reinigen die einzelnen Teile sorgfältig. Gummistopfen und -schlauch legen wir in frisches Wasser, das wir mehrmals erneuern.

Alle Chlorversuche müssen im Freien oder bei geöffnetem Fenster durchgeführt werden. Das entstehende Chlor ist Giftgas und reizt die Schleimhäute der Augen, der Nase und des Rachens sehr! Bildung von „Chlorschnupfen“. Die chemischen Vorgänge sind diesmal verwickelter. Auch hier handelt es sich um eine Oxydation des Wasserstoffs der Salzsäure zu Wasser. Als Oxydationsmittel wirkt das Kaliumpermanganat in ähnlicher Weise wie der Braunstein in Versuch 87.

In der ersten Waschflasche löst sich das Chlorgas zu Chlorwasser.

[126] **Chlor ist schwerer als Luft.** Beim Auffangen des Chlorgases in Versuch 89 haben wir schon beobachtet, daß sich die Zylinder von unten her mit dem gelbgrünen Gase füllen. Chlor ist 2,5mal so schwer wie Luft. Außer der Färbung des Chlorgases nahmen wir auch seinen stechenden Geruch wahr. Die Schädigungen beim Einatmen der Chlordämpfe beruhen auf inneren Verätzungen. *Als Gegenmittel bei Unglücksfällen atmet man vorsichtig Ammoniak-, Alkohol- oder Ätherdämpfe ein.*

### [127] Die Bleichwirkung des Chlors

● Versuch 90: *In einen mit Chlor gefüllten Zylinder (Versuch 89) bringen wir folgende gefärbte Gegenstände, die wir am besten mit einem Bindfaden zusammenbinden und in den Zylinder hineinhängen (Abb. 53): a) einen*

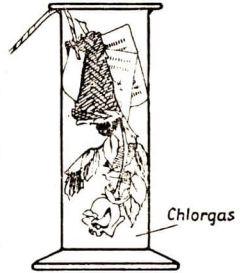


Abb. 53. Die Chlorbleiche  
(Versuchsanordnung für Versuch 90)

Chlor ist 2,5 mal so schwer wie Luft. Es ist ein gelbgrünes Gas von stechendem Geruch. Eingeatmet reizt es die Schleimhäute, ruft „Chlorschnupfen“ hervor und führt schließlich zu inneren Verätzungen. Chlor ist ein Giftgas.

Chlor bleicht Pflanzenfarbstoffe und zahlreiche synthetisch hergestellte Farbstoffe. Bleistiftschrift und Drucker-



*Streifen Lackmuspapier, den wir angefeuchtet haben (Lackmuspapier ist Fließpapier, das mit Lackmuslösung getränkt ist), b) ein Stück Papier, das mit schwarzer und roter Tinte beschrieben ist, c) ein Stück Papier mit Maschinenschrift und Bleistiftschrift, d) ein bedrucktes Papier, e) eine mit Wasser benetzte Rose, f) ein mit Wasser benetztes grünes Blatt, g) angefeuchtete bunte Stoffreste. Der Zylinder muß wieder gut abgedeckt werden, um Belästigungen durch Chlorgas zu vermeiden.*

Der Lackmusfarbstoff wird gebleicht; ebenso verschwinden die Tintenfarbstoffe und die Pflanzenfarbstoffe; das Blatt welkt. Die Stoffreste werden in der Regel nur teilweise gebleicht. Bleistift- und Maschinenschrift sowie Druckerschwärze bleiben unverändert, da Kohlenstoff durch Chlor nicht angegriffen wird.

## [128] Weitere Chlorversuche

● Versuch 91: Auch Chlorwasser bleicht Farbstoffe. *Wir betrachten die mit Wasser gefüllte Waschflasche. Das Wasser hat sich gelbgrün gefärbt und riecht stark nach Chlor. Ein in das Wasser getauchter Lackmustrifen wird entfärbt.*

● Versuch 92: Eine Kerze brennt im Chlorzylinder. *In den zweiten mit Chlor gefüllten Zylinder des Versuchs 89 führen wir eine brennende Kerze ein und beobachten, daß weiße Nebel sich bilden und die Flamme stark rußt (Abb. 54).*

● Versuch 93: Chlor verbindet sich direkt mit Metallen. *Wir befreien ein Stückchen Natrium von der ihm anhaftenden weißen Kruste, schmelzen es im Verbrennungslöffel und halten diesen in den dritten Chlorzylinder hinein. Unter Feuererscheinung bildet sich ein weißer Stoff, von dem wir etwas abkratzen, in Wasser lösen und die Lösung kosten; sie schmeckt salzig. Meistens bilden sich bei diesem Versuch noch braune Dämpfe, die sich aus dem Chlor und dem Eisen des Verbrennungslöffels zusammensetzen.*

[129] Die Eigenschaften des Chlors. Chlor ist ein einwertiges Element mit dem Symbol Cl. Es ist ein gelb-

schwärze hingegen werden vom Chlor nicht angegriffen (Kohlenstoff).



Abb. 54.  
Verbrennung im Chlorzylinder  
(Versuchsanordnung für Vers. 92)

Auch das Chlorwasser hat die bleichenden Eigenschaften des Chlors.

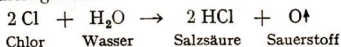
Eine Kerze verbrennt im Chlor unter starker Rußbildung.

Chlor verbindet sich mit vielen Metallen direkt, teils sogar unter starken Licht- und Feuererscheinungen.

Chlor hat das Symbol Cl und gehört zu den ein-

grünes<sup>1)</sup> Gas, das stechend riecht und schwerer als Luft ist (Versuch 89). In geringen Mengen eingeatmet verursacht es Husten und Schnupfen; größere Mengen führen zu Blutspeien und wirken tödlich. Chlor ist also äußerst giftig. Chlor ist in hohem Maße wasserlöslich. Das hierbei sich bildende Chlorwasser zeigt alle Eigenschaften des Chlors; es ist gelbgrün gefärbt, hat stechenden Geruch und bleicht Farbstoffe (Versuch 91).

**[130] Die Affinität des Chlors zu Wasserstoff.** Die Affinität des Chlors zu Wasserstoff ist so groß, daß es den Sauerstoff des Wassermoleküls verdrängt und mit dem Wasserstoff Salzsäure bildet; der Sauerstoff wird in Freiheit gesetzt.



Auf dieser chemischen Umsetzung beruht die bleichende Wirkung des Chlors. Zum Bleichen ist daher immer die Anwesenheit von Wasser erforderlich. (Versuch 90). *Nicht das Chlor bleicht direkt, sondern der aus dem Wasser frisch entstehende Sauerstoff.* Dieser Sauerstoff im Entstehungszustand oxydiert den Farbstoff zu einem farblosen Oxyd.

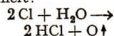
In der Chemie beobachtet man oft, daß ein Stoff im Augenblick des Entstehens besondere Eigenschaften hat, die an ihm sonst nicht zu erkennen sind. Man sagt dann von ihm, er wirke „*in statu nascendi*“ (lat.), d. h. im Zustande des Entstehens.

Die Affinität des Chlors zum Wasserstoff erklärt auch die Verbrennungserscheinungen der Kerze im Chlorzylinder (Versuch 92). Die Kerze besteht aus einem Gemisch von Kohlenwasserstoffen, die also die Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff enthalten. Das Chlor entzieht der Kerze den Wasserstoff und bildet mit diesem Salzsäuregas; so sind die weißen Nebel zu erklären, die sich in Versuch 92 bilden (siehe auch Versuch 84!). Der übrigbleibende Kohlenstoff scheidet sich als schwarzer Ruß ab, der den ganzen Chlorzylinder erfüllt.

**[131] Die Affinität des Chlors zu den Metallen.** Auch zu den Metallen besitzt Chlor eine große chemische Bindekraft. So vereinigt sich Chlor in Ver-

wertigen Elementen. Es ist ein stechend riechendes, gelbgrünes Giftgas, das schwerer als Luft ist. Chlor ist in hohem Maße wasserlöslich; es bildet sich Chlorwasser.

Chlor hat eine große Affinität zu Wasserstoff. Unter Salzsäurebildung enttreibt es den Wassermolekülen Wasserstoff und setzt Sauerstoff in Freiheit:



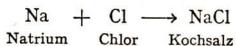
Dieser Sauerstoff im Entstehungszustand bleicht Farbstoffe unter Bildung farbloser Oxyde.

Unter Salzsäurebildung enttreibt das Chlor einer brennenden Kerze (Kohlenwasserstoffe) den Wasserstoff, so daß der Kohlenstoff als dichte Rußwolke sich abscheidet.

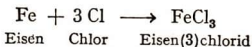
Die große Affinität des Chlors zu den Metallen führt zur Bildung der

<sup>1)</sup> chlorós (griech.) = gelbgrün.

sich 93 direkt mit dem Natrium unter Bildung von Kochsalz:



Ebenso verbindet es sich bei dem gleichen Versuch mit dem dreiwertigen Eisen des Verbrennungslöffels:



**Die entstehenden Chlor - Metall - Verbindungen nennt man Chloride.**

[132] **Namengebung der Chlor-Metall-Verbindungen.** Die Namen der Chlormetalle werden gebildet, indem man an den Namen des Metalls die Sammelbezeichnung „-chlorid“ anhängt. Die Formeln der Chloride können wir bereits selbst bilden, da wir die Wertigkeit der Metalle aus der Tabelle 1 entnehmen können.

Das einwertige Natrium bildet mit dem einwertigen Chlor die Verbindung  $\text{NaCl}$ , *Natriumchlorid*; sie ist uns bisher unter dem alltäglichen Namen Kochsalz bekannt.

Das einwertige Kalium bildet  $\text{KCl}$ , *Kaliumchlorid*, das unter den Kalisalzen oder Abraumalzen erschien [103]. Das zweiwertige Magnesium bildet  $\text{MgCl}_2 = \text{Magnesiumchlorid}$ , den hygroskopischen [107] Gemengteil im verunreinigten Kochsalz.

Bei Metallen, die in mehreren Wertigkeiten auftreten, wird zwischen die beiden Bestandteile des Namens die Wertigkeit in arabischen Zahlen eingefügt:

Eisen ist zweiwertig und dreiwertig.  $\text{Fe}^{\text{II}}$  bildet  $\text{FeCl}_2 = \text{Eisen(2)chlorid}$  (gelesen: Eisenzweichlorid).  $\text{Fe}^{\text{III}}$  bildet  $\text{FeCl}_3 = \text{Eisen(3)chlorid}$ . *Eisen(3)chlorid* ist gelbbraun gefärbt; es ist als Verunreinigung in der rohen Salzsäure [123!] enthalten.

[133] **Namengebung der Metalloxyde.** In [66] lernen wir die Namengebung der Nichtmetalloxyde kennen. Die Metalloxyde werden in der gleichen Art wie die Chloride benannt. Metalle, die nur in einer Wertigkeitsstufe vorkommen, erhalten die Sammelbezeichnung „-oxyd“ angefügt. Bei der Formelbildung müssen wir beachten, daß das Oxyd eine Verbindung mit dem zweiwertigen Sauerstoff ist:

Chlor-Metall-Verbindungen, die man als Chloride bezeichnet.

Die Namen der Chloride werden gebildet aus dem Namen des Metalles und dem angefügten Sammelnamen „-chlorid“. Da Chlor einwertig ist, ergeben sich die Formeln aus der Wertigkeit des Metalles. Aluminium ist dreiwertig; Aluminiumchlorid hat die Formel  $\text{AlCl}_3$ .

Bei Metallen, die in mehreren Wertigkeiten auftreten, wird zwischen beide Bestandteile des Namens die Wertigkeitszahl eingeschoben.

$\text{Fe}^{\text{II}}$  bildet  $\text{FeCl}_2 = \text{Eisen(2)chlorid}$ .  
 $\text{Fe}^{\text{III}}$  bildet  $\text{FeCl}_3 = \text{Eisen(3)chlorid}$ .

Bei den Metalloxyden erhalten die Metalle, die nur in einer Wertigkeitsstufe auftreten, die Sammelbezeichnung „oxyd“ angefügt. Bei Metallen, die in mehreren Wertigkeitsstufen vorkommen, wird die Wertigkeitszahl

$\text{Na}_2\text{O}$  ist Natriumoxyd,  $\text{MgO}$  = Magnesiumoxyd,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  = Aluminiumoxyd. (Über Formelbildung siehe [64]!)

Bei Metallen, die in mehreren Wertigkeitsstufen vorkommen, schieben wir wieder die Wertigkeitszahl in den Namen ein:

Quecksilber kommt ein- und zweiwertig vor. Das einwertige Quecksilber bildet die Verbindung  $\text{Hg}_2\text{O}$  = Quecksilber(1)oxyd, (gelesen: Quecksilbereinsoxyd),  $\text{Hg}^{\text{II}}$  hingegen  $\text{HgO}$  = Quecksilber(2)oxyd, (gelesen: Quecksilberzwei oxyd).

[134] **Verwendung des Chlors.** Da schon geringe Mengen Chlor auf niedere Lebewesen tödlich wirken, wird es zum *Entkeimen des Wassers* in Wasserwerken [75] und Hallenbädern benutzt. Die hierzu verwendeten Mengen sind so klein, daß sie für den Menschen unschädlich sind.

in den Namen eingefügt:  
 $\text{Hg}^{\text{I}}$  bildet  $\text{Hg}_2\text{O}$  =  
Quecksilber(1)oxyd;  
 $\text{Hg}^{\text{II}}$  bildet  $\text{HgO}$  =  
Quecksilber(2)oxyd.

Chlor dient zum Entkeimen des Wassers in Wasserwerken und Hallenbädern.

## 20. Kapitel: Der Schwefel

### A. Lehrgang

### B. Kurzfassung

#### [135] Die Erscheinungsformen des festen Schwefels

● Versuch 94: Erwärmen des Schwefels. *Wir wiederholen Versuch 11, indem wir Schwefel in einem Reagenzglas mit kleinster Flamme vorsichtig erwärmen.*

Das gelbe Schwefelpulver schmilzt bei  $110^\circ$  zu einer honiggelben Flüssigkeit, die bei  $220^\circ$  dünnflüssig wird und sich dunkel rotbraun färbt. Bei  $440^\circ$ <sup>1)</sup> siedet der flüssige Schwefel und verwandelt sich in Schwefeldampf. Beim Abkühlen überspringt er den flüssigen Zustand und setzt sich als festes Pulver, Schwefelblume genannt, an den kalten Glaswänden ab; *er sublimiert* [7].

● Versuch 95: Herstellung von plastischem Schwefel. *Wir erhitzen einige Kubikzentimeter Schwefelblume in einem Reagenzglas, bis der Schwefel sich restlos verflüssigt*

Beim Erwärmen verwandelt sich Schwefelblume in eine dünne, honiggelbe Flüssigkeit; diese geht in eine sirupartige, rotbraune Masse über und verdampft. Beim Abkühlen sublimiert der Schwefeldampf zu Schwefelblume.

Bei plötzlicher, starker Abkühlung von flüssigem Schwefel entsteht plastischer Schwefel, der

<sup>1)</sup> Jede folgende Zahl ist das Doppelte der vorhergehenden.



*hat. Durch Neigung des Glases gießen wir den Inhalt in kaltes Wasser. Sofort erstarrt der Schwefel.*

Wenn Sie den Schwefel nunmehr aus dem Glas herausnehmen wollen, bleibt er an den Fingern kleben; er verhält sich ähnlich wie elastischer Gummi; wie eine Gummischnur können Sie ihn weit auseinanderziehen. Aber schon nach kurzem Verweilen an der Luft verringert sich die Elastizität des „plastischen Schwefels“ bedeutend; beim Dehnen reißen die gesponnenen Fäden. Nach wenigen Tagen hat der plastische Schwefel seine Elastizität völlig verloren und hat sich wieder in den spröden Schwefel zurückverwandelt, der allerdings nicht die einheitlich gelbe Farbe wie vorher besitzt. Schwefel tritt uns also in mehreren physikalischen Formen entgegen, von denen die spröde Form bei gewöhnlicher Temperatur die beständige ist.

beim Lagern an der Luft wieder in die spröde Ausgangsform übergeht.

### [136] Die physikalischen Eigenschaften des Schwefels

● Versuch 96: Schwefel wird elektrisch. *Wenn Sie eine starke Schwefelstange kräftig mit einem wollenen Lappen reiben und dann über bereitgelegte kleinste Papierschnitzel halten, so werden diese vom Schwefel angezogen. Schwefel wird also durch Reiben elektrisch.*

Beim Reiben mit einem wollenen Lappen wird Schwefel elektrisch und zieht kleinste Papierschnitzel an.

● Versuch 97: Schwefel ist in Wasser unlöslich. *Übergießen Sie Schwefel mit Wasser und schütteln Sie kräftig und anhaltend um! Es zeigt sich keine Veränderung. Wenn Sie das Wasser nach einiger Zeit in eine Porzellanschale abgießen und es verdunsten lassen, so bleibt kein Schwefelrückstand, denn Schwefel ist in Wasser unlöslich.*

Schwefel ist in Wasser unlöslich.

● Versuch 98: Schwefel ist in Schwefelkohlenstoff löslich. *In einem Reagenzglas übergießen wir Schwefel mit Schwefelkohlenstoff  $CS_2$ . Dies ist eine farblose, übelriechende Flüssigkeit, die sehr leicht verdunstet und äußerst feuergefährlich ist. Offene Flammen dürfen daher während des Versuches im Raume nicht brennen. Außerdem sind die Dämpfe des Schwefelkohlenstoffs sehr giftig! Beim Schütteln des Glases nimmt die Menge des Schwefels ab, bis der Schwefel völlig verschwunden ist. Nun gießen wir die Flüssigkeit in eine Porzellanschale und stellen sie vor das Fenster. Nach kurzer Zeit ist der Schwefelkohlenstoff verdunstet, und der Schwefel hat sich aus der Lösung in Form feiner Kristallnadeln ausgeschieden.*

Schwefel löst sich in Schwefelkohlenstoff  $CS_2$ .



Bei den Versuchen 94 bis 98 verändert sich der Schwefel stofflich nicht; es handelt sich also um physikalische Experimente, die zur Feststellung der physikalischer Eigenschaften des Schwefels dienen.

[137] Die chemischen Eigenschaften des Schwefels. Beim Versuch 12 sahen Sie, daß Schwefel beim Erhitzen an der Luft mit schwachblauer Flamme zu einem stechend riechenden Gas, dem Schwefeldioxyd, verbrennt.



● Versuch 99: Herstellung von Quecksilbersulfid. Wenn Sie in einer Reibschale längere Zeit Quecksilber mit Schwefelblume verreiben, so erhalten Sie eine Verbindung beider Elemente, die man als Schwefelquecksilber oder Quecksilbersulfid bezeichnet:  $\text{Hg} + \text{S} \longrightarrow \text{HgS}$ .

● Versuch 100: Herstellung von Zinksulfid. Nunmehr mischen wir 5 g Schwefelblume mit 10 g Zinkpulver, schütten die Mischung auf einen Ziegelstein und richten vorsichtig die Brennerflamme darauf. Plötzlich vereinigen sich beide Stoffe zu Schwefelzink oder Zinksulfid, das zum Teil in Flockenform in der Luft herumfliegt und als einziges Sulfid weiß ist (siehe [18]!).  $\text{Zn} + \text{S} \longrightarrow \text{ZnS}$ .

In den Versuchen 22, 24 und 25 haben wir bereits die Herstellung von Eisen-, Silber- und Bleisulfid kennengelernt.

Schwefel verbrennt also beim Erhitzen in Sauerstoff. Beim Erhitzen mit Metallen bildet er Schwefel-Metall-Verbindungen, die als Sulfide bezeichnet werden.

[138] Vorkommen des Schwefels und Schwefelförderung. Schwefel findet sich als Grundstoff in Sizilien und in den nordamerikanischen Staaten Louisiana und Texas. Im vorigen Jahrhundert war Italien der Hauptlieferant für Schwefel. In diesem Jahrhundert stieg die amerikanische Produktion rapid an, während die italienische Förderung zurückging und heute nur noch eine untergeordnete Bedeutung hat. In Deutschland sind keine Schwefellager vorhanden; bei uns wird der Schwefel als Nebenprodukt bei der Verarbeitung schwefelhaltiger Erze (Sulfide) und in den Gaswerken und Kokereien aus der Kohle gewonnen.

Schwefel verbrennt an der Luft zu einem stechend riechenden Gas, dem Schwefeldioxyd  $\text{SO}_2$

Metalle vereinigen sich beim Erwärmen mit Schwefel zu Metall-Schwefel-Verbindungen; diese heißen Sulfide.

Elementar findet sich der Schwefel in großen Lagern in Sizilien und in Louisiana und Texas. Die reichen nordamerikanischen Vorkommen liefern heute die Hauptmasse der Weltproduktion. In Deutschland wird Schwefel als Nebenproduktion bei der Verarbeitung sulfidischer Erze und bei der Verkokung der Kohle gewonnen.

[139] Die Schwefelgewinnung. In Sizilien wird schwefelhaltiges Gestein bergmännisch teils im Tagebau, teils unter Tage gebrochen, zu meilerartigen Haufen aufgeschichtet und durch Entzünden des Schwefels erhitzt. Die entweichenden Schwefeldämpfe gelangen in große Kammern, in denen sie bei langsam verlaufender Reaktion sublimieren. Oder der Schwefel wird in geschmolzenem Zustande in konische Holzformen gegossen, in denen er als „Stangenschwefel“ erstarrt.

In Amerika treibt man Bohrlöcher in schwefelhaltiges Gestein nieder und führt Heißwasser in die Bohrlöcher ein. Durch Erhitzen des Gesteins wird der Schwefel verflüssigt und sammelt sich am Grunde des Bohrloches; durch komprimierte Luft wird er in flüssigem Zustande empedrückt und weiterverarbeitet (Abb. 55).

In Sizilien gewinnt man den Schwefel durch Erhitzen schwefelhaltiger Gesteine, die bergmännisch abgebaut werden.

In Amerika wird der Schwefel im Gestein durch eingeleitetes Heißwasser verflüssigt und sammelt sich am Grunde der Bohrlöcher.

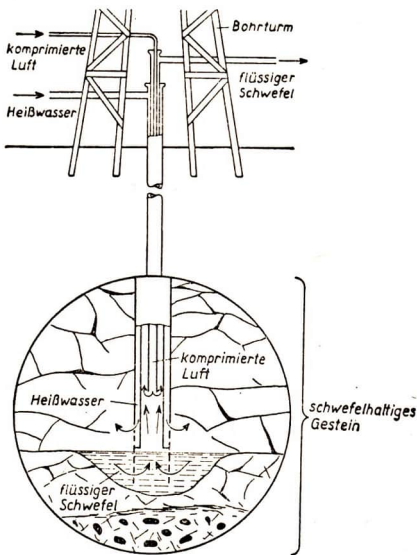


Abb. 55. Schwefelgewinnung in den USA.

Durch Tiefbohrung werden die schwefelhaltigen Schichten erreicht. Der Schwefel wird durch Heißwasser geschmolzen und durch komprimierte Luft empedrückt.

[140] **Verwendung des Schwefels.** Der Schwefel dient zur Bekämpfung der Traubenkrankheiten des Weinstockes durch Bestäuben mit Schwefelblume, zum Ausschweffeln von Weinfässern, zur Herstellung von Schwefelverbindungen und zum *Vulkanisieren des Kautschuks*. Hierbei wird der Kautschuk mit 10% S, der in Schwefelkohlenstoff gelöst ist, durchgewalzt und in Kesseln mit hochgespannten Wasserdämpfen behandelt. Durch die Vereinigung mit Schwefel verliert der Kautschuk in der Wärme seine Klebrigkeit und in der Kälte seine Brüchigkeit; er wird zu elastischem Gummi umgestaltet. Sind größere Mengen Schwefel zugesetzt, so verwandelt sich der Kautschuk in Hartgummi, der als Isoliermaterial und für Federhalter usw. verwendet wird.

Verwendung des Schwefels zur Bekämpfung der Traubenkrankheiten des Weinstockes, zum Ausschweffeln der Weinfässer und zum Vulkanisieren des Kautschuks.

Kautschuk verliert durch Zusatz von 10% Schwefel in der Wärme seine Klebrigkeit und in der Kälte seine Brüchigkeit und wird zu elastischem Gummi.

---

## K. Zusammenfassung (14.-20. Kapitel)

---

### 14. Kapitel: Reduktion und Reduktionsmittel — Chemische Grundgesetze

Reduktion ist das Herausziehen von Sauerstoff aus dessen Verbindungen. Stoffe, die Reduktion bewirken, heißen Reduktionsmittel (Wasserstoff, Magnesium). Bei der Reduktion reißen die Reduktionsmittel den freigewordenen Sauerstoff an sich und werden selbst oxydiert.

Erstes chemisches Grundgesetz: *Gesetz von der Erhaltung der Masse*. Das Gesamtgewicht der an einer chemischen Reaktion beteiligten Stoffe bleibt unverändert (Lavoisier 1782).

Zweites chemisches Grundgesetz: *Gesetz von den bestimmten Gewichtsverhältnissen*. Die Gewichtsmengen der an einem chemischen Vorgang beteiligten Stoffe stehen in einem bestimmten Gewichtsverhältnis zueinander. (Proust).

### 15. Kapitel: Atomgewicht — Molekulargewicht — Chemische Berechnungen

Das *absolute Atomgewicht* ist sehr klein; es beträgt für Wasserstoff  $1,66 \cdot 10^{-24}$  g. Die *Einheit der relativen Atomgewichte* bildet der Wasserstoff mit 1 bzw. neuerdings Sauerstoff mit 16. Dieses Atomgewicht ist kein Gewicht, sondern eine Verhältniszahl; sie gibt an, wieviel mal schwerer ein Atom des Stoffes ist wie ein Atom Wasserstoff. Das *Molekulargewicht* ist gleich der Summe der Atomgewichte aller im Molekül enthaltenen Atome. In den *chemischen Gleichungen* müssen beide Seiten mengen- und stoffmäßig übereinstimmen. Das Gesamtgewicht aller Ausgangsstoffe ist gleich dem Gesamtgewicht aller Endprodukte. Die Gleichung gibt Auskunft über die Stoffveränderungen, die Atom- und Gewichtsverhältnisse und über die zu verwendenden Gewichtsmengen.

### 16. Kapitel: Das Kochsalz

Das größte deutsche Steinsalzvorkommen liegt zwischen Weser und Elbe und erstreckt sich von der Nordseeküste bis ins Thüringer Becken; ein zweites wich-

tiges Salzvorkommen findet sich im Neckargebiet. Die Bildung der Lager erfolgte durch Eintrocknen eines abgeschlossenen Meeresgebietes; zu unterst lagerte sich der schwer lösliche Gips (bzw. Anhydrit) ab, dann folgten das leichter lösliche Steinsalz und zu oberst die leicht löslichen Kalisalze. Meist finden sich mehrere Ablagerungsperioden übereinander. Durch unterirdische Auslaugung von Salzlagern bilden sich *Solen*. Die hochprozentigen Solen werden in *Salinen* eingedampft, die geringwertigen vorher in *Gradierwerken* gereinigt (Absatz von Dornstein) und eingedickt. In wärmeren Zonen gewinnt man das Kochsalz in *Salzgärten*. Die wichtigsten Teile der Salzlager sind heute die Kalischichten. *Die Kalisalze (= Edelsalze) sind unentbehrliche künstliche Düngemittel für die Landwirtschaft.*

#### 17. Kapitel: Zusammensetzung und Elektrolyse des Kochsalzes

Kochsalz setzt sich zusammen aus Natrium (Flammenfärbung) und Chlor (Geruch; Färbung). In der *Voranalyse* wird die Flammenfärbung zur Erkennung bestimmter Elemente in ihren Verbindungen verwendet.

Bei der *Elektrolyse* wird Kochsalz durch elektrischen Strom zersetzt, wobei das Chlorgas am Pluspol sich abscheidet und das Natrium am Minuspol mit dem Wasser Natronlauge und Wasserstoff bildet.

#### 18. Kapitel: Die Salzsäure

Salzsäure bildet sich beim Übergießen von Kochsalz mit Schwefelsäure. Sie ist farblos, riecht stechend, bildet an feuchter Luft Nebel und rötet blaues Lackmuspapier. Sie hat die Formel HCl. Konzentrierte Säure enthält bis 38% HCl; die technische Säure ist durch Eisensalze verunreinigt und leicht gelb gefärbt.

#### 19. Kapitel: Das Chlor

Chlor kommt nur in Verbindungen vor, da es große Affinität zu Wasserstoff und zu den Metallen besitzt. Es entsteht durch Zersetzen von Chlorverbindungen, ist ein gelbgrünes Giftgas, ist schwerer als Luft und bleicht Farbstoffe. Mit Metallen verbindet es sich direkt; die Chlor-Metallverbindungen heißen *Chloride*. Treten Metalle in verschiedenen Wertigkeitsstufen auf, so unterscheidet man ihre Chloride durch Einfügung der Wertigkeitszahl in den Namen (Eisen(2)chlorid – Eisen(3)chlorid). Ebenso unterscheidet man in der Nomenclatur die Oxyde dieser Metalle (Eisen(2)oxyd – Eisen(3)oxyd). Chlor wird als Bleichmittel und als Desinfektions- und Entkeimungsmittel verwendet.

#### 20. Kapitel: Der Schwefel

Schwefel sublimiert beim Abkühlen seiner Dämpfe. Beim plötzlichen Abkühlen flüssigen Schwefels bildet sich zunächst plastischer Schwefel, der in die spröde Form allmählich übergeht.

Schwefel ist unlöslich in Wasser, leicht löslich in Schwefelkohlenstoff. An der Luft verbrennt er zu Schwefeldioxyd, einem stechend riechenden Gas. Beim Erwärmen vereinigt er sich mit den Metallen zu Metall-Schwefelverbindungen, die man *Sulfide* nennt. Elementar kommt er in großen Lagern in Sizilien und in den USA. vor. In Deutschland wird er als Nebenprodukt bei der Verarbeitung schwefelhaltiger Erze und der Kohle gewonnen.