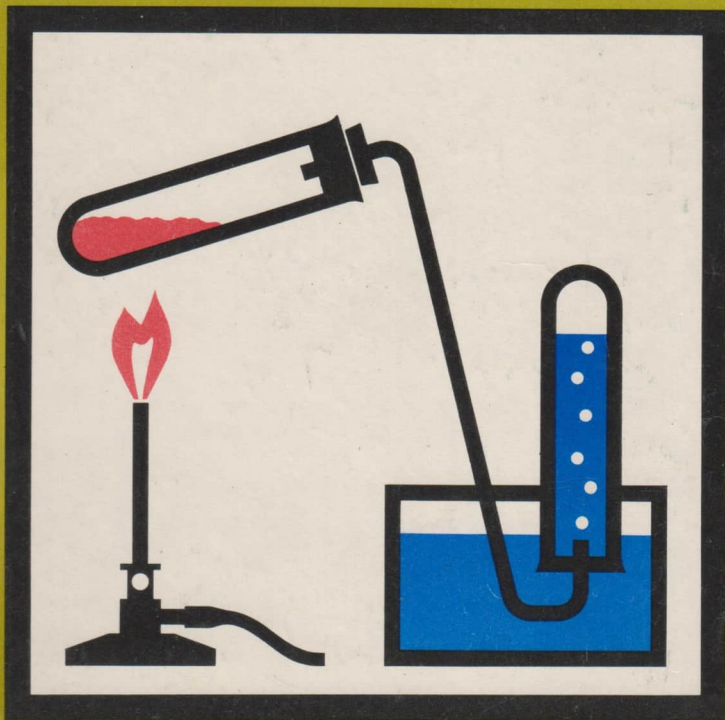


CHEMIE

7





Tiegelzange



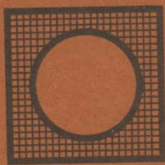
Reagenzglas-
halter



Verbrennungs-
löffel



Spatellöffel



Asbestdrahtnetz



Reagenzglasgestell



Reagenzglasständer



Gestell für
Halbmikro-Kochglas



Reagenzglas



Reagenzglas
mit Ansatzrohr



U-Rohr



Becherglas



Gasbrenner



Spiritusbrenner



Dreifuß



Tondreieck



Reagenzglas-
bürste



Stativ



Stativring



Stativmuffe



Stativklemme



Rundkolben



Stehkolben



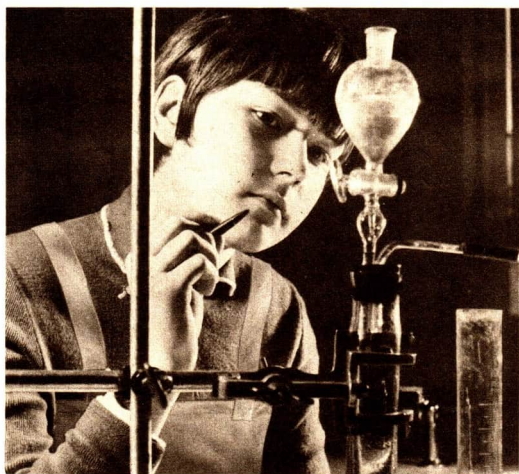
Halbmikro-
Kochglas



Erlenmeyerkolben

CHEMIE

Lehrbuch für Klasse 7



Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin · 1968

Autoren:

Gerhard Meyendorf, Walter Jöricke, Wolfgang Eisenhuth

**Vom Ministerium für Volksbildung der Deutschen Demokratischen Republik
als Schulbuch bestätigt**

1. Auflage

Ausgabe 1968

Lizenz Nr. 203 · 1000/67 (E)

ES 11 H

Redaktionelle Bearbeitung:

Wolfgang Eisenhuth, Klaus Sommer, Edward Gutmacher

Zeichnungen: Heinrich Linkwitz

Illustrationen: Ruth Peschel

Ausstattung: Günter Runschke

Gesetzt aus der Gill

Satz und Druck: Druckerei Fortschritt Erfurt (V/4/59)

Redaktionsschluß: 20. Dezember 1967

Bestell-Nr.: 03 07 09-1

Preis: 1,90

Inhalt

Stoffe – Stoffveränderungen

	Seite
1 Körper und Stoff	7
2 Eigenschaften der Stoffe	8
Ermittlung von Eigenschaften 8 Erkennen von Stoffen 10	
3 Umgang mit Stoffen und Laborgeräten	11
Umgang mit Chemikalien 11 Umgang mit Laborgeräten 12 Regeln für das Experimentieren 12	
4 Stoffgemische	13
Herstellen von Stoffgemischen 13 Trennen von Stoffgemischen 14	
5 Physikalischer Vorgang – chemische Reaktion	17
Physikalischer Vorgang 17 Chemische Reaktion 18	
6 Bedeutung der Chemie	20
Chemie als Naturwissenschaft 20 Unsere chemische Industrie 22	
7 Wiederholung	24

Sauerstoff – Oxydation

8 Sauerstoff	25
Vorkommen und Darstellung 25 Eigenschaften und Verwendung 26	
9 Bau der Atome	28
10 Chemische Elemente	30
11 Chemische Symbole	32
12 Reaktion von Sauerstoff mit anderen Elementen	33
13 Oxide – Oxydation	35
14 Verbindung – Molekül	36
15 Luft	38
Verbrennen von Metallen und Nichtmetallen an der Luft 38 Zusammen- setzung der Luft 39	
16 Feuer, Brandbekämpfung und Brandschutz	41
Entstehung von Feuer 41 Brandbekämpfung und Brandschutz 42	
17 Anwendung und Bedeutung von Oxydationen	44
18 Einteilung der Stoffe	44
19 Wiederholung	46

Chemische Zeichensprache

Seite

20	Chemische Formeln	47
21	Wertigkeit der Elemente in Verbindungen	50
	Wertigkeit 50 Formel und Wertigkeit 52	
22	Namen der Oxide	53
23	Gesetz von der Erhaltung der Masse	54
24	Chemische Gleichung	56
	Aufstellen von chemischen Gleichungen 56 Bedeutung der chemischen Gleichung 58	
25	Wiederholung	60

Chemisches Rechnen

26	Atommasse – Molekülmasse	61
	Atommasse 61 Molekülmasse 62	
27	Mol	63
28	Quantitative Aussagen von Symbolen, Formeln und Gleichungen	65
29	Berechnung der Massen von Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten	66

Wasserstoff – Redoxreaktion

30	Wasserstoff	69
	Darstellung und Eigenschaften von Wasserstoff 69 Knallgas 71 Verwendung von Wasserstoff 73	
31	Redoxreaktionen	74
32	Reduktionsmittel und Oxydationsmittel	77
33	Aluminothermisches Schweißen	78
34	Herstellung von Roheisen	81
	Eisenerze 81 Chemische Grundlagen 81 Technische Durchführung 83	
35	Roheisen und Stahl	87
36	Herstellung von Stahl	88
37	Wiederholung	89

Systematisierung

38	Einteilung der Stoffe	91
39	Namen und chemische Zeichen der Stoffe	92
40	Bau der Stoffe	94
41	Chemische Reaktionen – chemische Gleichungen	95
42	Einteilung chemischer Reaktionen	96
	Anhang: Übersicht über die chemischen Elemente	98
	Schülerexperimente	101
	Register	109

Erläuterungen

- 1 **Lehrbuchabschnitte.** Das Buch ist in 42 Abschnitte gegliedert, von denen jeder inhaltlich einen abgeschlossenen Gedankengang darstellt. Diese Abschnitte sind fortlaufend nummeriert.

Tabellen und Abbildungen im Text sind fortlaufend nummeriert.

- ▼ **Beschreibungen der Experimente** sollen in kurzer Form über das Wesentliche der wichtigsten Unterrichtsexperimente informieren. Sie stellen jedoch keine Experimentieranleitung dar! Das Wort *Vorsicht* weist darauf hin, daß im Ablauf der Experimente Gefahren auftreten können oder die verwendeten Stoffe gefährlich sind. Die Beschreibungen der Experimente sind fortlaufend nummeriert.

- ▼ **Im Anhang Schülerexperimente** werden ausführliche Anleitungen zum Experimentieren gegeben.

- ① **Aufgaben** befinden sich stets im oberen Teil der rechten Seiten. Im Text wird auf sie verwiesen. Die Aufgaben sind für jede Doppelseite gesondert nummeriert.

- **Zusammenfassungen und Merkstoff**

- **Beispiele zur Erläuterung des Textes**

- ↗ **Hinweise auf andere Seiten des Buches beziehungsweise auf andere Schulbücher**

Stoffe – Stoffveränderungen

1

Körper und Stoff

Im Physikunterricht haben wir gelernt, daß alle Gegenstände unserer Umwelt als Körper bezeichnet werden. Alle Körper bestehen aus Stoffen. Sie haben ein Volumen und können einander verdrängen. Alle Körper haben eine Masse. Unter dem Einfluß von Kräften führen sie Bewegungen aus und dehnen sich beim Erwärmen aus.

Körper können entweder nur aus einem Stoff bestehen oder aus mehreren Stoffen zusammengesetzt sein (Abb. 1). Kenntnisse über die Stoffe sind für unser Leben sehr wichtig. Schon im Werkunterricht lernten wir, Körper aus Stoffen herzustellen. In der Industrie werden Stoffe, wie Pappe, Holz, Plaste, Glas und Metalle zu verschiedenen geformten Körpern verarbeitet. In jedem Beruf und auch im Haushalt hat man mit Stoffen zu tun. Deshalb muß jeder gut über die Stoffe Bescheid wissen. Kenntnisse der Menschen über Körper werden von der Wissenschaft Physik erarbeitet. In der Chemie beschäftigen wir uns vor allem mit den Stoffen und ihren Eigenschaften. ① ② ③ (↗ S. 9)

► **Stoffe sind die Materialien, aus denen die Körper bestehen.**

Bei der Untersuchung der Stoffe spielen Experimente eine bedeutende Rolle. Jedes Experiment, das im Unterricht durchgeführt wird, hat die Aufgabe, eine Frage zu klären. Zunächst muß man überlegen, wie das Experiment durchzuführen ist. Beim Ablauf des Experimentes ist ein genaues Beobachten notwendig. Aus den Beobachtungen kann die Antwort auf die Frage abgeleitet werden.

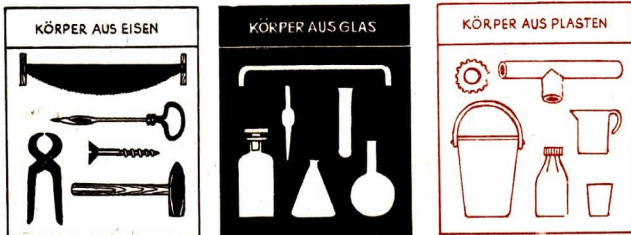


Abb. 1 Aus Stoffen werden verschieden geformte Körper hergestellt.

Eigenschaften der Stoffe

2

Ermittlung von Eigenschaften

Vorsicht! Schwefel, Tafelkreide, Alkohol, Wasser und Essig werden auf Geruch und Brennbarkeit untersucht.

Je 1 g Eisenpulver, Schwefelpulver, Zucker, Kochsalz und Mehl werden auf ihre Löslichkeit in 5 ml Wasser geprüft.

Blei, Eisen und Schwefelbrocken werden mit einer Stahlnadel geritzt.

Vorsicht! In einer Apparatur nach Abbildung 2 werden die Siedetemperaturen von Wasser und Alkohol ermittelt.

Vorsicht! Die Schmelztemperatur von Schwefel wird bestimmt (Abb. 3).

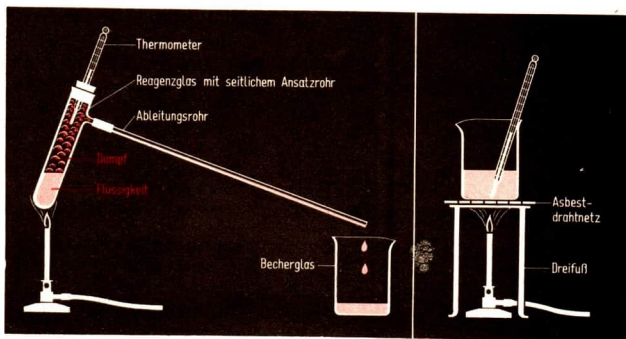


Abb. 2 Wenn ein flüssiger Stoff auf die Siedetemperatur erwärmt wird, geht er in den gasförmigen Aggregatzustand über. Die Siedetemperatur wird abgelesen, wenn die ersten Flüssigkeitstropfen durch das Ableitungsrohr laufen.

Abb. 3 Wenn ein fester Stoff auf die Schmelztemperatur erwärmt wird, geht er in den flüssigen Aggregatzustand über. Die Schmelztemperatur wird abgelesen, wenn der größte Teil des festen Stoffes geschmolzen ist.

Die Eigenschaften der Stoffe werden unmittelbar mit den Sinnesorganen wahrgenommen oder experimentell ermittelt.

Aggregatzustand, Geruch, Farbe, Glanz und Geschmack der Stoffe sind meist ohne Hilfsmittel zu erkennen. Der **Aggregatzustand** den ein Stoff besitzt, ändert sich mit der Temperatur. Deshalb muß bei der Angabe des Aggregatzustandes auch gesagt werden, bei welcher Temperatur er festgestellt wurde. Meist wird der Aggregatzustand bei Zimmertemperatur (20 °C) und normalem Luftdruck angegeben. ④

- ① Überlege, welche unterschiedliche Bedeutung der Begriff „Stoff“ in unserer Sprache hat!
- ② Zähle die Stoffe auf, aus denen die Körper Fahrrad, Lampe, Zange und Fenster hergestellt sind!
- ③ Gleichartige Körper kann man aus verschiedenen Stoffen herstellen. Gib dazu Beispiele an!
- ④ Nenne Beispiele dafür, daß Stoffe bei a) 150 °C; b) —50 °C einen anderen Aggregatzustand als bei 20 °C haben! (/ Tafelwerk, S. 45)

Den **Geruch** von Stoffen muß man sehr vorsichtig prüfen (Abb. 4), weil viele Stoffe gesundheitsschädigend sind (Experiment 1).

Stoffe werden auch an der **Farbe** erkannt. Schwefel ist gelb, Kupfer rotbraun. Die Farbe ein und desselben Stoffes kann jedoch unterschiedlich sein. Eisen sieht an den Bruchflächen silberglänzend aus, in Pulverform ist es dunkelgrau.



Abb. 4
Bei der Geruchsprobe
fächelt man sich die Gase zu
und riecht vorsichtig daran.

Viele Stoffe glänzen. Einen charakteristischen **Glanz** haben die Metalle. Einige Stoffe besitzen auch einen charakteristischen **Geschmack**. Er darf jedoch nicht geprüft werden, weil die Stoffe giftig sein können.

Brennbarkeit, Löslichkeit in Wasser und Härte lassen sich durch einfache Experimente ermitteln. Viele Stoffe verbrennen, nachdem sie genügend erwärmt worden sind (Experiment 1). Farbe oder Rußen der Flamme, eventuelle Rückstände bei der Verbrennung sowie dabei auftretender Geruch sind oft charakteristisch. Schwefel brennt beispielsweise mit blauer Flamme; dabei tritt stechender Geruch auf. Benzin brennt an der Luft mit gelber Flamme, die rußt.

Die Wasserlöslichkeit der Stoffe ist unterschiedlich. Es gibt zum Beispiel Stoffe, die sich in Wasser vollständig lösen; andere Stoffe sind dagegen in Wasser praktisch unlöslich (Experiment 2).

Die Härte eines Stoffes wird durch Ritzen, zum Beispiel mit einer Stahlnadel, geprüft

(Experiment 3). Alle Stoffe, die weniger hart als die Stahlnadel sind, werden von dieser geritzt.

Schmelztemperatur, Siedetemperatur und Dichte sind meßbare Eigenschaften der Stoffe (Experimente 4 und 5). Sie werden mit Hilfe eines Meßgerätes (Thermometer, Waage, Senkspindel u. a.) bestimmt. Für jeden Stoff erhält man dabei charakteristische Werte, die unter gleichbleibenden Bedingungen konstant sind (↗ Tafelwerk, S. 37, S. 45). Die meßbaren Eigenschaften kennzeichnen deshalb jeden Stoff besonders gut. Außerdem gibt es noch andere typische Eigenschaften der Stoffe. Eisen ist zum Beispiel **magnetisch**. Andere Stoffe sind **giftig**. Sie schädigen schon in sehr kleinen Mengen den menschlichen Körper. **Ätzende Stoffe** können Haut oder Kleidung zerstören oder schädigen, wenn sie bei unvorsichtigem Arbeiten darauf gelangen. Sie greifen aber auch oft Farbanstriche und Metalloberflächen an.

- **Stoffe kann man an ihren Eigenschaften, wie Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte, Aggregatzustand, Farbe, Geruch, Glanz, Brennbarkeit und Löslichkeit, erkennen.** ① ②

Erkennen von Stoffen

6 ▼ Ein Stück Plast (Ekadur) wird auf Farbe, Geruch, Ritzbarkeit mit einem Eisennagel, Elastizität und Verhalten beim Erwärmen sowie Abkühlen untersucht.

7 ▼ Jeweils zwei Stoffe (Eisen und Blei, Puderzucker und Mehl, Wasser und Alkohol) sind durch die Angabe von Farbe, Geruch, Brennbarkeit und Löslichkeit in Wasser zu unterscheiden.

Stoffe können in einer Reihe von Eigenschaften übereinstimmen (Experiment 7).

- Wasser und Alkohol sind farblose Flüssigkeiten. Sie unterscheiden sich aber durch den Geruch und die Brennbarkeit. Wasser ist im Gegensatz zu Alkohol geruchlos und nicht brennbar. Bedeutende Unterschiede bestehen auch zwischen den Schmelztemperaturen, Siedetemperaturen und Dichten beider Stoffe. ③

In anderen Fällen ist die Unterscheidung schwieriger. Kochsalz und Zucker sind feste Stoffe. Sie erscheinen weiß und sind in Wasser löslich. Ihre Dichte unterscheidet sich ebenfalls nicht stark. Wesentliche Unterschiede in den Eigenschaften zeigen sich beim Erwärmen und hinsichtlich der Brennbarkeit. Mit einer Lupe könnte man auch feststellen, daß Zucker- und Kochsalzkristalle vorliegen, die unterschiedlich geformt sind.

Diese Beispiele zeigen, daß zum Erkennen eines Stoffes mehrere Eigenschaften zu beachten sind. Benützt man nur einige, so kann das leicht zu falschen Entscheidungen führen. Für das Erkennen eines Stoffes sind solche Eigenschaften besonders wichtig, die diesen Stoff deutlich von anderen Stoffen unterscheiden. Man spricht dann auch von den charakteristischen Eigenschaften eines Stoffes. So sind zum Beispiel für das Eisen die starken magnetischen Eigenschaften und die Dichte $7,86 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ charakteristisch. ④

Bei der Angabe von Eigenschaften eines Stoffes sind jedoch stets die Bedingungen zu beachten, unter denen man ihn untersucht, zum Beispiel die Temperatur.

- ① Stelle für folgende Stoffe die Eigenschaften zusammen, die im Merksatz angegeben sind: a) Kupfer; b) Blei; c) Silber; d) Wasser; e) Zucker; f) Kochsalz; g) Glas; h) Porzellan! (✓ Tafelwerk, S. 45)
- ② Prüfe an den in Klammern angegebenen Eigenschaften, ob die genannten Körper aus dem gleichen Stoff bestehen! a) Eisenblech, Eisendraht, Eisennagel, Eisenpulver (magnetische Eigenschaften, Farbe); b) Kupferdraht, Kupferblech (Farbe, Glanz); c) Kandiszucker, Kristallzucker, Puderzucker (Löslichkeit in Wasser, Verhalten beim Erhitzen, Brennbarkeit).
- ③ Vergleiche die Schmelz- und Siedetemperatur sowie die Dichte von Alkohol (Äthanol) und Wasser! Stelle diese Eigenschaften sowie Farbe und Brennbarkeit beider Stoffe in einer Tabelle gegenüber! (✓ Tafelwerk, S. 48, S. 47)
- ④ An welchen Eigenschaften kann man Eisen und Blei unterscheiden?
- ⑤ Begründe, weshalb Chemikalien nicht in Behältnissen für Lebensmittel aufbewahrt werden dürfen und warum Vorratsgefäße für Chemikalien zu beschriften sind!
- ⑥ Warum wird der Geschmack von Stoffen im allgemeinen nicht geprüft?
- ⑦ Wie prüft man den Geruch von Chemikalien?

Umgang mit Stoffen und Laborgeräten

3

Zu chemischen Experimenten werden Chemikalien und Laborgeräte (✓ Anfang und Ende des Buches) verwendet. Mit beiden muß man gewissenhaft umgehen, damit das Experiment zu eindeutigen Ergebnissen führt und Schädigungen der Gesundheit, der Bekleidung, der Geräte oder der Einrichtung des Chemieraumes und damit auch unnötige Kosten vermieden werden.

Umgang mit Chemikalien

Chemikalien sind Stoffe, die giftig, leicht brennbar oder ätzend sein können. Deshalb muß man beim Umgang mit Chemikalien sehr sorgfältig und vorsichtig sein.

Vorratsgefäße, in denen Chemikalien aufbewahrt werden, müssen so beschriftet werden, daß Gefahren eindeutig erkennbar sind (Abb. 5, S. 12).

Chemikalien dürfen niemals in Gefäße gefüllt werden, die auch zur Aufbewahrung von Nahrungs- oder Genußmitteln dienen (Marmeladengläser, Milchflaschen u. ä.). ⑤

Beim chemischen Experimentieren sind bestimmte Vorsichtsmaßnahmen genau zu beachten, damit keine Unfälle eintreten können: Die Chemikalien dürfen nur mit sauberen Geräten (z. B. Spatellöffeln) aus den Vorratsflaschen entnommen und auch nicht wieder in die Flaschen zurückgegeben werden. Dadurch vermeidet man eine Verunreinigung der Chemikalien. Wenn Flüssigkeiten aus Flaschen zu gießen sind, dann muß die Beschriftung auf der Flasche so gehalten werden, daß sie durch herablaufende Tropfen nicht beschädigt wird. Chemikalien sind möglichst nicht mit den Händen zu berühren. Nach dem Experimentieren muß man sich die Hände waschen. ⑥ ⑦ Chemikalienabfälle sollen nur in die dafür vorgesehenen Behälter gegeben werden.

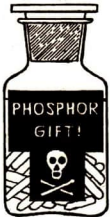
GIFTE	ÄTZENDE STOFFE	FEUERGEFÄHRLICHE STOFFE
		

Abb. 5 Flaschen mit gefährlichen Chemikalien sind in besonderer Weise beschriftet.

Umgang mit Laborgeräten

Viele Laborgeräte bestehen aus Glas oder Porzellan und sind leicht zerbrechlich. Laborgeräte aus Glas und Porzellan dürfen nur dann erwärmt werden, wenn sie dünnwandig sind. Starke Temperaturschwankungen halten sie jedoch nicht aus: Heiße Laborgeräte sind deshalb auf Holzunterlagen abzustellen.

Besondere Umsicht ist bei der Benutzung von Brennern notwendig, damit Brände oder Gasvergiftungen vermieden werden. Beim Umgang mit allen Laborgeräten, besonders beim Zusammenbau von Apparaturen, sind die Anweisungen des Lehrers **genau** zu befolgen.

Regeln für das Experimentieren

Bei der Ausführung von Schülerexperimenten sind folgende Regeln einzuhalten:

Halte stets Ordnung und Sauberkeit am Arbeitsplatz!

Behandle alle Geräte sorgsam und pfleglich! Melde Beschädigungen und Verluste sofort!

Verhalte dich stets diszipliniert und verfolge aufmerksam die Erläuterungen des Lehrers!

Beginne erst mit dem Experimentieren, wenn der Lehrer dazu auffordert und dir die Ausführung des Experiments völlig klar ist!

Verwende nur geringe Substanzmengen!

Schütze deine Kleidung durch eine Schürze oder einen Kittel!

Benutze die vorgeschriebenen Schutzvorrichtungen (z. B. Schutzbrille)!

Halte alle Vorsichtsmaßnahmen für den Umgang mit Chemikalien ein!

Melde Verletzungen, auch wenn sie dir unbedeutend erscheinen, sofort dem Lehrer!

Bewahre bei Zwischenfällen stets Ruhe und befolge die Anordnungen des Lehrers. ①

- ① Begründe die Vorsichtsmaßnahmen und Regeln, die beim Experimentieren einzuhalten sind!
- ② Entscheide, ob es sich um reine Stoffe oder Stoffgemische handelt! a) Zink; b) Wasser; c) Kuchenteig; d) Ackerboden; e) Kupferdraht; f) Kupferblech; g) Milch; h) Schwefelpulver; i) Schlämme in Wasser; h) Kochsalzlösung.

Stoffgemische

4

Herstellen von Stoffgemischen

Kochsalz und Kreidepulver werden mit Wasser geschüttelt.

Ein Gemisch von Eisenfeilspänen und Kochsalz wird genau mit der Lupe betrachtet. Ein Teil davon wird mit einem Magneten (Abb. 6), der andere mit Wasser behandelt.

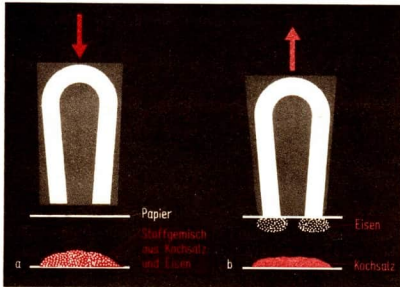
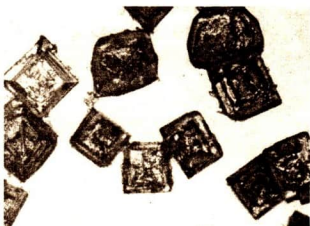
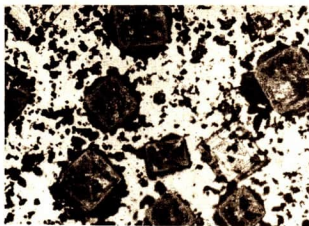


Abb. 6 Eisen hat seine magnetischen Eigenschaften im Stoffgemisch aus Schwefel und Eisen behalten (a). Es kann daher mit einem Magneten vom Schwefel getrennt werden (b).

Außer **reinen Stoffen**, wie Eisen, Kupfer, Schwefel, Blei, Wasser, Zucker und Kochsalz, gibt es auch **Stoffgemische**.

■ Mörtel ist ein Stoffgemisch aus Kalk, Sand und Wasser. In Gesteinen lassen sich verschiedene Bestandteile nebeneinander erkennen. Tinte enthält Farbstoffe und Wasser. ②

Stoffgemische erhält man durch Mischen unterschiedlicher Stoffe. Besondere Arten des Mischens sind das Lösen und das Aufschlämmen. Durchsichtige, wäßrige **Lösungen** entstehen dadurch, daß sich lösliche Stoffe, zum Beispiel Zucker, vollständig in Wasser verteilen. Schüttelt man Kreidepulver mit Wasser, so löst es sich nicht. Es entsteht eine **Aufschlammung**. Aus der trüben Aufschlammung scheiden sich die festen Bestandteile sehr schnell wieder ab (Experiment 8).



a) Stoffgemisch
aus Eisenpulver und Kochsalz;

b) Kochsalz
(Vergrößerung 1:60)

Abb. 7 In einem Stoffgemisch liegen die Bestandteile verteilt vor.

In einem Stoffgemisch sind die Bestandteile noch nebeneinander vorhanden. Bei einem Stoffgemisch aus Eisen und Kochsalz (Experiment 9) lassen sie sich zum Beispiel noch gut beobachten (Abb. 7). In anderen Fällen, wie bei Lösungen, ist die Verteilung jedoch derartig fein, daß man die Bestandteile nicht wahrnehmen kann. Aus diesem Grunde ist die Entscheidung, ob ein reiner Stoff oder ein Stoffgemisch vorliegt, oft schwierig. ①

▶ **Stoffgemische entstehen durch Mischen von mindestens zwei verschiedenen Stoffen. Beim Mischen bleiben die einzelnen Stoffe mit ihren charakteristischen Eigenschaften erhalten.**

Trennen von Stoffgemischen

10 Einen Teil einer Aufschlämmung von Kreidepulver in Wasser trennt man durch Dekantieren (Abb. 8), einen zweiten durch Filtrieren (Abb. 9).

11 Kochsalz (etwa 1 g) wird in einer Abdampfschale gewogen und in Wasser gelöst. Die Lösung wird eingedampft (Abb. 10). Anschließend wägt man die Schale mit dem zurückgewonnenen Kochsalz.

Stoffgemische lassen sich verhältnismäßig leicht wieder in die Bestandteile zerlegen. Dabei nutzt man die unterschiedlichen Eigenschaften der Bestandteile aus. Einige Operationen zur Trennung von Gemischen fester und flüssiger Stoffe sind Dekantieren, Filtrieren und Eindampfen.

Durch **Dekantieren** können Aufschlämmungen getrennt werden. Dabei nutzt man die unterschiedliche Dichte der Stoffe. ② ③

■ Aus einer Aufschlämmung von Kreidepulver in Wasser setzt sich das Kreidepulver nach einiger Zeit als **Bodensatz** ab (Experiment 10). Es hat eine größere Dichte als das Wasser. Die Flüssigkeit über dem Bodensatz kann dann vorsichtig abgegossen oder abgesaugt (dekantiert) werden (Abb. 8). Eine vollständige Trennung der Stoffe ist beim Dekantieren nur sehr schwer zu erreichen. Das Dekantieren wird auch in der Industrie angewendet. Zur Gewinnung von Kalidüngesalzen werden Kalisalze aus den Salz-

- ① Schüttele folgende Stoffe jeweils mit Wasser: a) Sand; b) Mehl; c) Zucker; d) Fewa! Entscheide, in welchen Fällen Lösungen und in welchen Aufschlämmungen entstanden sind! Begründe deine Entscheidung!
- ② Wie sind die Salzlagerstätten entstanden? Wo werden in unserer Republik Kalisalze abgebaut und zu Kalidüngemitteln verarbeitet (↗ Atlas)?
- ③ Was ist in einer Aufschlämmung zu erwarten, in der die Dichte des festen Stoffes geringer ist als die Dichte der Flüssigkeit (z. B. Korkpulver und Wasser)?

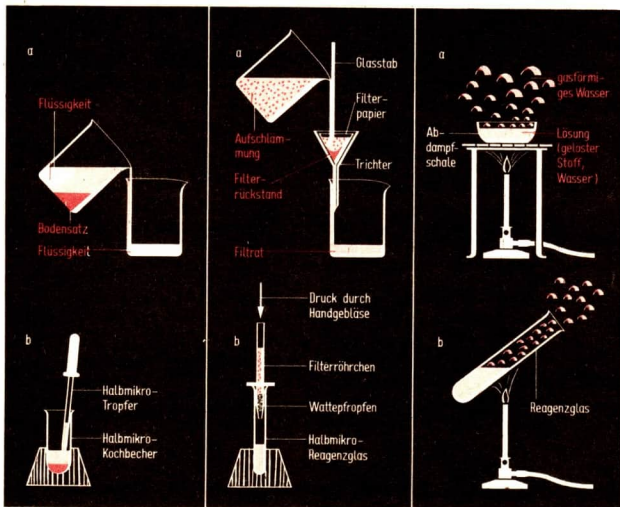


Abb. 8 Dekantieren. Vor dem Dekantieren läßt man absetzen.

- a) Große Mengen einer Aufschlämmung dekantiert man durch Abgießen;
- b) kleine Mengen einer Aufschlämmung dekantiert man durch Absaugen.

Abb. 9 Filtrieren

- a) Große Mengen einer Aufschlämmung werden beim Filtrieren mit Hilfe von Filterpapier getrennt;
- b) kleine Mengen einer Aufschlämmung werden beim Filtrieren mit Hilfe eines Wattepfropfens getrennt.

Abb. 10 Eindampfen

- a) Große Mengen einer wäßrigen Lösung werden in der Abdampfschale eingedampft;
- b) kleine Mengen einer wäßrigen Lösung werden im Reagenzglas eingedampft.

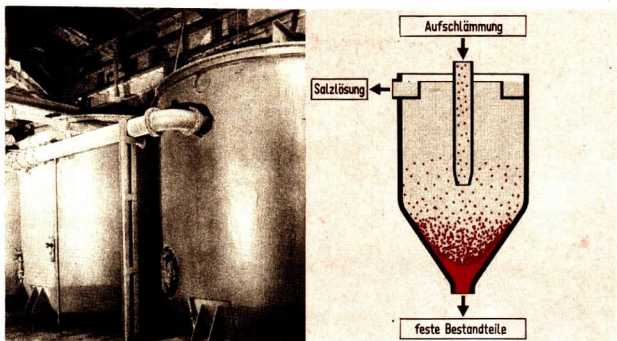


Abb. 11 Klärbehälter in einem Kaliwerk unserer Republik

Abb. 12 In den Klärbehälter fließt ständig eine Aufschlammung zu, feste Bestandteile setzen sich ab, und die Salzlösung fließt ab.

lagerstätten mit Wasser überspült. Dabei lösen sich die Bestandteile, die später in dem Düngesalz enthalten sind. Die nicht gelösten Bestandteile der Kalisalze werden durch Dekantieren in Klärbehältern von der Lösung getrennt (Abb. 11 und 12).

Beim **Filtrieren** wird die Aufschlammung auf ein Filter gegeben. Es läßt Flüssigkeiten oder Lösungen hindurchfließen, hält aber die festen Bestandteile zurück (Experiment 10). Beim Filtrieren wird die unterschiedliche Teilchengröße der Stoffe zum Trennen genutzt. Im Laboratorium verwendet man Filtrierpapier oder Watte als Filter. Ein rundes Filterblatt wird nach zweimaligem Falten (Abb. 13) in einen Trichter eingelegt und angefeuchtet. Dann drückt man es allseitig an die Trichterwand. Die Aufschlammung läßt man an einem Glasstab, der über die Trichteröffnung gehalten wird, herabfließen (Abb. 9a, S. 15). Bei sehr kleinen Substanzmengen werden an Stelle von Filtrierpapier und Trichter ein Wattepfropfen mit einem Filterröhrchen verwendet (Abb. 9b, S. 15).

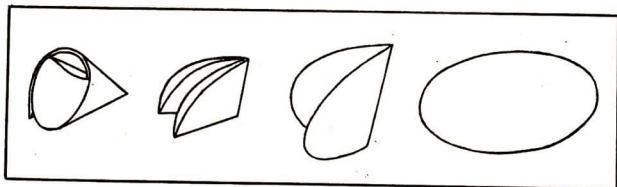


Abb. 13 Arbeitsschritte beim Falten eines runden Blattes Filtrierpapier zum Rundfilter

- ① Stelle je eine Aufschlämmlung von Sand, von Schwefelpulver und von Kohlepulver in Wasser her! Trenne jeweils einen Teil dieser Aufschlämmlung durch Dekantieren, einen zweiten durch Filtrieren!
- ② Entwickle Vorschläge zur Trennung folgender Stoffgemische:
a) Eisen und Zucker; b) Sand und Kochsalz; c) Sägespäne und Eisenspäne; d) Schlammkreide und Kochsalz!
- Alle Stoffe sollen nach der Trennung wieder vorliegen.

Den festen Rückstand auf dem Filter bezeichnet man als **Filterrückstand**, die ablaufende Flüssigkeit als **Filtrat**. Auch in der Industrie wird häufig filtriert. ①

Durch **Eindampfen** kann man aus wäßrigen Lösungen den gelösten Stoff zurückgewinnen. Bei diesem Verfahren werden die unterschiedlichen Siedetemperaturen von Wasser und gelöstem Stoff zur Trennung genutzt. Man erhitzt die Lösung bis zum Sieden, so daß das Wasser verdampft (Experiment 11). Im Laboratorium werden Lösungen im Reagenzglas, in einer Abdampfschale oder einem Kochbecher eingedampft (Abb. 10). Die Wärmezufuhr muß langsam und gleichmäßig erfolgen. Außerdem ist die heiße Lösung ständig umzurühren. Wenn diese Vorsichtsmaßnahmen eingehalten werden, kann die heiße Lösung nicht verspritzen.

Das Eindampfen ist eine wichtige Trennoperation in der Industrie. Man wendet sie an, um Speisesalz (Siedesalz) aus Salzlösungen zu gewinnen oder um Zucker aus Zuckerslösungen abzuschcheiden. ②

Trennoperation	zum Trennen ausgenutzte Eigenschaft der Bestandteile	zu trennendes Stoffgemisch
Dekantieren Filtrieren Eindampfen	unterschiedliche Dichte unterschiedliche Teilchengröße unterschiedliche Siedetemperatur	Aufschlämmlung Aufschlämmlung Lösung

Physikalischer Vorgang – chemische Reaktion

5

Physikalischer Vorgang

12 Kristallzucker wird in einer Reibschale mit Hilfe eines Pistills zerrieben. Eigenschaften des Zuckers werden vor und nach dem Zerreiben untersucht.

13 Im Reagenzglas wird Schwefel vorsichtig zum Schmelzen erhitzt. Die Schmelze läßt man wieder erkalten. Vor und nach dem Erhitzen werden Brennbarkeit und Löslichkeit in Wasser untersucht.

Beim Mischen bleiben die charakteristischen Eigenschaften der Stoffe erhalten. Auch beim Zerkleinern ändern sich die charakteristischen Eigenschaften der Stoffe nicht; die Stoffe erhalten nur eine andere Form. Zum Beispiel ist zerriebener Zucker (Puderzucker) ebenfalls weiß, in Wasser leicht löslich, geruchlos und süß schmeckend

(Experiment 12). Beim Schmelzen und Erstarren ändert sich nur der Aggregatzustand des Stoffes. Der Stoff selbst aber bleibt mit seinen charakteristischen Eigenschaften erhalten (Experiment 13). ①

Lageveränderungen, Änderung des Aggregatzustandes, Mischen von Stoffen und Trennen von Stoffgemischen sowie Zerkleinern sind Vorgänge, bei denen die Stoffe mit ihren charakteristischen Eigenschaften erhalten bleiben. Man bezeichnet sie als **physikalische Vorgänge**. ②

▶ **Bei physikalischen Vorgängen bleiben die Stoffe erhalten. Es ändert sich nur deren Form, Aggregatzustand oder Lage.**

Chemische Reaktion

14 ▼ Zucker wird im Reagenzglas kräftig erwärmt (Abb. 14).

15 ▼ **Vorsicht!** Im Reagenzglas wird Schwefel verdampft. In den Schwefeldampf hält man erwärmtes, dünnes Kupfer, z. B. Kupferblech (Abb. 16).

16 ▼ **Vorsicht!** Über einer Abdampfschale wird ein Magnesiumspan verbrannt (Abb. 15).

Die Stoffe sind nicht unveränderlich. Durch **chemische Reaktionen** werden sie in andere Stoffe umgewandelt.

■ Aus den Stoffen Holz und Kohle entstehen beim Verbrennen Rauch und Gase. Zucker geht beim Erwärmen zunächst in eine braune, zähflüssige und klebrige Masse über, aus der schließlich ein bröckliger schwarzer Stoff entsteht. Es entweichen Dämpfe mit unangenehmem Geruch (Experiment 14).

Rotbraunes Kupfer wandelt sich im Schwefeldampf in einen blauschwarzen, spröden Stoff um, der keine Ähnlichkeit mehr mit Kupfer hat (Experiment 15). Das Metall Magnesium verbrennt mit greller Lichterscheinung (Schutzbrille benutzen!) zu einem weißen Pulver (Experiment 16).

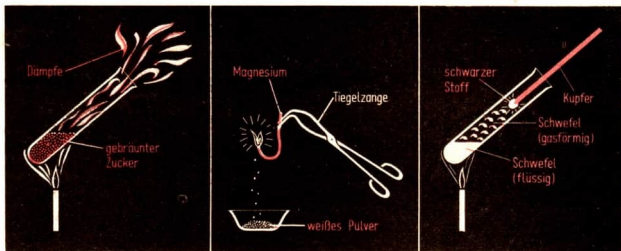


Abb. 14 Zucker wandelt sich beim Erhitzen in andere Stoffe um.

Abb. 15 Beim Verbrennen von Magnesium bildet sich ein neuer Stoff.

Abb. 16 Aus Kupfer und Schwefel entsteht beim Erhitzen ein Stoff mit neuen Eigenschaften.

- ① Belege an den Ergebnissen von Experiment 13 (↗ S. 17), daß die Stoffe beim Schmelzen und Erstarren ihre charakteristischen Eigenschaften nicht ändern!
- ② Nenne Beispiele für physikalische Vorgänge, die du im Physikunterricht kennengelernt hast! Begründe, daß bei diesen Vorgängen keine neuen Stoffe entstanden sind!
- ③ Entscheide, ob es sich bei den folgenden Vorgängen um chemische Reaktionen handelt: a) Verbrennen von Kohle; b) Braten von Fleisch; c) Feilen von Eisen; d) Herstellen von Benzin aus Kohle; e) Herstellen von Gummi aus Kohle und Kalk; f) Mahlen von Getreide; g) Verdunsten von Wasser; h) Schmelzen von Blei; i) Lösen von Kochsalz in Wasser!

► **Vorgänge, bei denen sich Stoffumwandlungen vollziehen, bezeichnet man als chemische Reaktionen. Bei einer chemischen Reaktion entstehen neue Stoffe mit neuen Eigenschaften.**

Bei chemischen Reaktionen unterscheidet man zwischen Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten. **Ausgangsstoffe** sind die Stoffe, die vor Beginn der Reaktion vorliegen. Sie werden umgewandelt.

Reaktionsprodukte sind die neuen Stoffe, die bei der chemischen Reaktion entstehen.

■ Bei der Herstellung von Heizgas ist Kohle oder Erdöl der Ausgangsstoff, das Heizgas und andere Stoffe sind die Reaktionsprodukte.

Ob eine chemische Reaktion abgelaufen ist, kann man feststellen, wenn man die Stoffe vergleicht, die vor und nach Ablauf eines Vorganges vorliegen:

Schrittfolge zum Feststellen physikalischer Vorgänge und chemischer Reaktionen ③

Schritt	■ Zerreiben von Zucker	■ Erhitzen von Zucker
1.a) Eigenschaften der Stoffe vor Ablauf des Vorganges b) Eigenschaften der Stoffe nach Ablauf des Vorganges	a) Zucker: weißer, kristalliner Stoff, der sich in Wasser löst b) weißes Pulver, das sich ebenfalls in Wasser löst	a) Zucker: weißer, kristalliner Stoff, der sich in Wasser löst b) schwarzer, bröckliger Rückstand, der sich nicht in Wasser löst; übelriechende Dämpfe entstehen
2. Vergleichen der Stoffe vor und nach Ablauf des Vorganges	die charakteristischen Eigenschaften des Stoffes sind erhalten geblieben	die charakteristischen Eigenschaften des Stoffes haben sich verändert; neue Stoffe sind entstanden
3. Entscheidung, ob eine chemische Reaktion abgelaufen ist	keine Stoffumwandlung, also keine chemische Reaktion, sondern physikalischer Vorgang	Stoffumwandlung, also chemische Reaktion

Eine chemische Reaktion kann man wie folgt angeben:

Ausgangsstoffe setzen sich chemisch um zu Reaktionsprodukten

oder noch kürzer



Die Stoffe wandeln sich nur unter bestimmten Bedingungen um. Damit im Laboratorium oder in der Industrie chemische Reaktionen ablaufen können, muß man die dafür erforderlichen **Reaktionsbedingungen** kennen und schaffen. Eine wichtige Reaktionsbedingung ist die Temperatur. Viele chemische Reaktionen laufen erst ab, wenn die Ausgangsstoffe auf eine bestimmte Temperatur erwärmt worden sind. Schwefel und Kupfer reagieren miteinander, wenn den Ausgangsstoffen genügend Wärme zugeführt wurde. Beim Erwärmen dehnt sich das Kupfer aus, der Schwefel schmilzt und verdampft. Das sind physikalische Vorgänge. Ihnen folgt die chemische Reaktion von Kupfer mit Schwefel (Experiment 15).

Auch während einer chemischen Reaktion finden physikalische Vorgänge statt. Beim Verbrennen von Kohle wird Wärme frei, und es tritt gleichzeitig Licht auf. Wärme- und Lichtentwicklung sind physikalische Vorgänge. ③

- **Chemische Reaktionen sind mit physikalischen Vorgängen verbunden. Für jede chemische Reaktion sind bestimmte Reaktionsbedingungen erforderlich.**

Bedeutung der Chemie

6

Chemie als Naturwissenschaft

Zum Arbeitsgebiet der Chemie gehört die Untersuchung der Stoffe und der chemischen Reaktionen. Stoffe und chemische Reaktionen sind Naturerscheinungen. Deshalb ist die Chemie eine Naturwissenschaft. Zu den Naturwissenschaften gehören auch die Physik und die Biologie.

Die Physik untersucht vor allem die Körper und solche Vorgänge, bei denen sich keine Stoffumwandlungen vollziehen. Die Biologie erforscht dagegen die Lebewesen, zum Beispiel ihren Bau und die Lebensvorgänge in den Organismen. ④

Die Arbeitsgebiete der einzelnen Naturwissenschaften lassen sich aber nicht streng voneinander trennen. Die Organismen, mit denen sich die Biologie beschäftigt, bestehen aus Stoffen; bei den Lebensvorgängen vollziehen sich chemische Reaktionen und physikalische Vorgänge. Deshalb werden auch in der Biologie gründliche chemische und physikalische Kenntnisse benötigt. Viele physikalische Untersuchungen, zum Beispiel über Zustandsänderungen, Licht- und Wärmeerscheinungen, werden an bestimmten Stoffen ausgeführt. Die Physik liefert der Chemie dadurch wichtige Angaben über die Eigenschaften der Stoffe.

- **Die Chemie ist eine Naturwissenschaft. Sie untersucht die Stoffe und chemischen Reaktionen. Zwischen der Chemie und den anderen Naturwissenschaften gibt es enge Beziehungen.**

- ① Gib Eigenschaften der Ausgangsstoffe und der Reaktionsprodukte für die chemischen Reaktionen an, die bei den Experimenten 14...16 (↗ S. 18) abgelaufen sind!
- ② Nenne Beispiele für chemische Reaktionen! Versuche Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte anzugeben!
- ③ Nenne die physikalischen Vorgänge, von denen die chemischen Reaktionen in den Experimenten 14...16 (↗ S. 18) begleitet werden! Unterscheide zwischen solchen physikalischen Vorgängen, die vor und während der Reaktion ablaufen!
- ④ Gib aus dem bisherigen Unterricht Beispiele für die Arbeitsgebiete der Wissenschaften Biologie und Physik an!
- ⑤ Erläutere an der Abbildung 17 die Bedeutung von Produkten der chemischen Industrie für die Landwirtschaft, die Textilindustrie, die Metallurgie und das Verkehrswesen!
- ⑥ Stelle Körper beziehungsweise Stoffe zusammen, die du morgens zwischen dem Aufstehen und dem Beginn der Schule gebrauchst! Welche sind Produkte der chemischen Industrie?
- ⑦ Ermittle, wo in unserer Republik und in der Sowjetunion Erdöl, Kohle, Kalisalze und Steinsalz vorkommen! (↗ Atlas)

Die Erkenntnisse der Chemie nahmen bis zur Mitte des vorigen Jahrhunderts so weit zu, daß sie in großem Umfang industriell genutzt werden konnten. Aus einzelnen Kleinbetrieben entwickelte sich die chemische Industrie als ein bedeutender Industriezweig. In den Chemiebetrieben werden in der Natur vorkommende Stoffe, wie Erdöl, Kohle, Kalisalze, Steinsalz, Kalkstein und Anhydrit, umgewandelt. Es entsteht eine Fülle verschiedenartiger Produkte, die in allen Zweigen der Wirtschaft oder im täglichen Leben benötigt werden (Abb. 17). ⑤ ⑥ ⑦

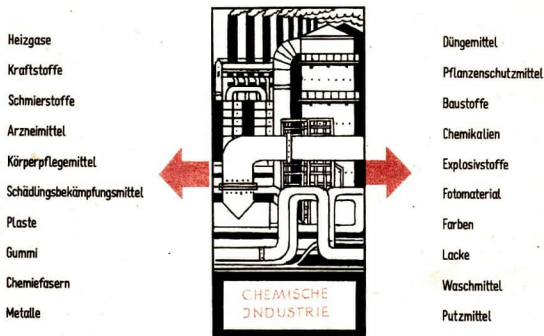


Abb. 17 In den Betrieben der chemischen Industrie werden mit Hilfe chemischer Reaktionen zahlreiche Produkte erzeugt.

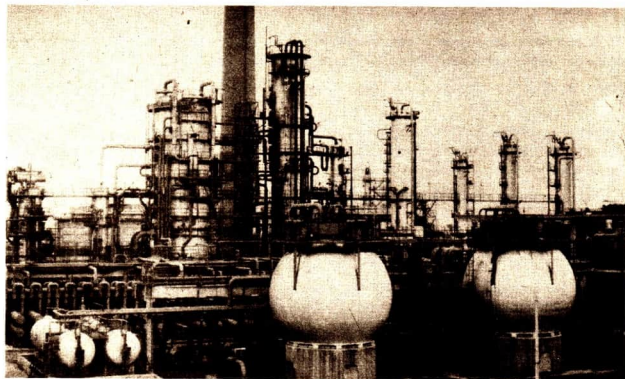


Abb. 18 Im VEB Erdölverarbeitungswerk Schwedt (Oder) werden aus sowjetischem Erdöl Kraftstoffe, Düngemittel und Produkte zur weiteren Verarbeitung in anderen Chemiebetrieben erzeugt.

Die Wissenschaft Chemie hat in der sozialistischen Gesellschaftsordnung wie auch in der kapitalistischen große Bedeutung. In der Nutzung der wissenschaftlichen Erkenntnisse und der chemischen Produkte bestehen aber auf Grund der unterschiedlichen Produktionsverhältnisse wesentliche Unterschiede. In den sozialistischen Ländern ist die chemische Industrie Volkseigentum. Daraus ergibt sich, daß die Erzeugnisse und Einnahmen der chemischen Industrie dem Volke zugute kommen.

In den kapitalistischen Ländern ist die chemische Industrie dagegen Eigentum der Konzernherren, die sich ständig auf Kosten der Werktätigen bereichern. Die Konzernherren bestimmen, welche Produkte in ihren Betrieben hergestellt werden. Darin liegt die Gefahr, daß chemische Erkenntnisse und Produkte von den Chemiekonzernen der kapitalistischen Länder mißbraucht werden, zum Beispiel zur Herstellung und Anwendung von Massenvernichtungswaffen. ①

Unsere chemische Industrie

Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über eine moderne chemische Industrie. Mit Unterstützung der Sowjetunion wurden die schwer zerstörten Anlagen der chemischen Industrie nach dem zweiten Weltkrieg wieder aufgebaut. Schon im Jahre 1948 erreichte die Produktion den Stand von 1936. Seitdem ist die chemische Industrie in unserer Republik unter der Führung der Partei der Arbeiterklasse zu einem der wichtigsten Industriezweige entwickelt worden. Neue Betriebe großen Ausmaßes, wie der VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer, der VEB Kombinat „Schwarze Pumpe“, der VEB Erdölverarbeitungswerk Schwedt und der Werkteil Leuna II, wurden errichtet

- ① Nenne Beispiele dafür, daß imperialistische Armeen chemische Produkte zur Vernichtung von Menschen eingesetzt haben!
- ② Stelle auf Grund deiner Kenntnisse aus dem Geographieunterricht und mit Hilfe der Wirtschafts-karte der DDR (Atlas) zusammen: a) Namen wichtiger Chemiebetriebe; b) Lage der wichtigsten Chemiebetriebe; c) Zentren der chemischen Industrie; d) Rohstoffvorkommen für die chemische Industrie!
- ③ Erkläre, warum durch das Metallkleben die Arbeitsproduktivität beim Verbinden von Metallteilen höher ist als bei anderen Verfahren!

(Abb. 18). Unser größtes Chemiewerk und gleichzeitig größter Industriebetrieb ist der VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“. In diesem Betrieb arbeiten rund 30000 Werk-tätige.

Veränderungen traten auch in der Rohstoffgrundlage unserer chemischen Industrie ein. Neben der Braunkohle wird in steigendem Maße Erdöl eingesetzt. Wir beziehen es vor allem aus der Sowjetunion. Von dort wird es durch die neu erbaute Erdölleitung „Freundschaft“ (Abb. 19) bis in den VEB Erdölverarbeitungswerk Schwedt transportiert. Produkte aus diesem Chemiebetrieb werden durch eine Rohrleitung bis in den VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“ geleitet. Aus Erdöl und aus Kohle kann man die gleichen Produkte, zum Beispiel Plaste, Chemiefasern, Benzin und Düngemittel, er-zeugen. Die Herstellung aus Erdöl ist jedoch rationeller und daher mit geringeren Kosten verbunden. ② ③

Ganze Zweige der chemischen Industrie sind neu entstanden. Chemiefasern, wie De-deron, Wolpryla und Grisuten, wurden 1950 noch gar nicht oder nur in unbedeutendem Maße hergestellt. Heute gehört die Chemiefaserproduktion zu den wichtigsten Industrie-zweigen unserer Republik. Diese Erzeugnisse führten zu einer weitgehenden Verände-rung der Produktion in unserer Textilindustrie. Auch auf andere Industriezweige und die Landwirtschaft übt die chemische Industrie großen Einfluß aus. Sie stellt zum Bei-spiel Kraftstoffe, Öle und Schmiermittel her, ohne die es unmöglich wäre, Kraftfahr-zeuge und Maschinen zu betreiben. Künstliche Düngemittel sowie Pflanzenschutz- und



Abb. 19
Durch die Erdölleitung
„Freundschaft“ erhalten die
Volksrepublik Polen, die DDR,
die ČSSR und die Ungarische
Volksrepublik Erdöl aus der
Sowjetunion.

Schädlingsbekämpfungsmittel haben zu den hohen Erträgen der Landwirtschaft wesentlich beigetragen. Im Maschinenbau werden für viele Zwecke Plaste an Stelle von Metallen verwendet. Plaste sind leichter als Metalle, rostbeständig sowie einfacher und fast verlustfrei zu verformen. Metallteile werden heute schon häufig nicht mehr durch Schrauben, Nieten oder Schweißnähte verbunden, sondern mit hochwertigen Klebstoffen aus der chemischen Industrie haltbar verklebt.

Die Produkte unserer chemischen Industrie dienen jedoch nicht nur zum Verbrauch im eigenen Lande. Sie sind auch wertvolle Exportprodukte unseres Arbeiter-und-Bauern-Staates. Die Ausfuhr von Soda hat sich in den letzten 10 Jahren etwa verdreifacht, die von Seifen versechsfacht. Solche hochwertigen Erzeugnisse wie die ORWO-Filme des VEB Filmfabrik Wolfen künden heute in aller Welt von der Leistungsfähigkeit unserer chemischen Industrie und dem Können und Fleiß der Werktätigen.

Die chemische Industrie stellt unserer Volkswirtschaft zunehmend neue Werkstoffe und Hilfsmittel zur Verfügung. Sie hat großen Einfluß auf die Steigerung der Arbeitsproduktivität in Industrie und Landwirtschaft.

Wiederholung

7

1. Nenne Körper, die aus dem Stoff Holz bestehen!
2. Gib für die Stoffe Wasser, Kochsalz, Kupfer und Schwefel wichtige Eigenschaften an (Aggregatzustand, Farbe, Löslichkeit, Glanz, Brennbarkeit)! Führe notwendige Untersuchungen aus!
3. Vergleiche folgende Stoffe:
a) Wasser und Essig; b) Kupfer und Aluminium; c) Blei und Zinn; d) Glas und Porzellan! Nenne übereinstimmende und unterschiedliche Eigenschaften!
4. Gib Beispiele für physikalische Vorgänge! Begründe jeweils deine Aussage!
5. Erläutere, was man unter einem Stoffgemisch versteht!
6. Ein Gemisch von Eisenfeilspänen, Sägespänen, Kochsalz und Wasser soll in seine Bestandteile zerlegt werden. Entwickle möglichst verschiedene Vorschläge für das Vorgehen! Führe einen der Vorschläge experimentell aus!
7. Erkläre am Beispiel der Verbrennung von Magnesium, was man unter einer chemischen Reaktion versteht!
8. Gib bei folgenden chemischen Reaktionen Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte an: a) Verbrennen von Kohle; b) Rosten von Eisen; c) Herstellen von Buna-Kautschuk aus Kohle, Kalk und Wasser!
9. Unterscheide zwischen physikalischen Vorgängen und chemischen Reaktionen: a) Verbrennen von Papier; b) Falten von Papier; c) Biegen von Eisendraht; d) Rosten von Eisendraht; e) Mahlen von Zucker; f) Rosten von Brot!
10. Begründe, warum die Chemie eine Naturwissenschaft ist!
11. Kennzeichne an Beispielen die Bedeutung der chemischen Industrie a) für die Textilindustrie; b) für den Maschinenbau; c) für die Landwirtschaft; d) für das Verkehrswesen! Benutze den Lehrbuchtext und deine Kenntnisse aus dem Geographieunterricht!

Sauerstoff-Oxydation

8

Sauerstoff

Vorkommen und Darstellung

17



Im Gasentwickler läßt man Wasserstoffperoxid auf angefeuchteten Braunstein tropfen. Der entstehende Sauerstoff wird pneumatisch aufgefangen (Abb. 20).

18



Kaliumpermanganat wird im Reagenzglas erhitzt. Das entstehende Gas ist in Reagenzgläsern pneumatisch aufzufangen.

Sauerstoff ist ein Bestandteil der Luft. Wissenschaftler haben geschätzt, daß die Lufthülle der Erde 1000000000000000 t dieses Gases enthält. Sauerstoff kommt außerdem in sehr vielen anderen Stoffen vor. Er ist der verbreitetste Stoff in der Erdrinde.

Im Laboratorium stellt man Sauerstoff mit Hilfe chemischer Reaktionen dar. Es gibt sauerstoffhaltige Stoffe, die unter bestimmten Bedingungen reagieren und dabei Sauerstoff abgeben. Kaliumpermanganat und Wasserstoffperoxid enthalten Sauerstoff. Sie geben Sauerstoff beim Erwärmen ab. Der Sauerstoff aus dem Wasserstoffperoxid wird bereits bei Zimmertemperatur abgegeben, wenn Braunstein anwesend ist (Experimente 17 und 18).

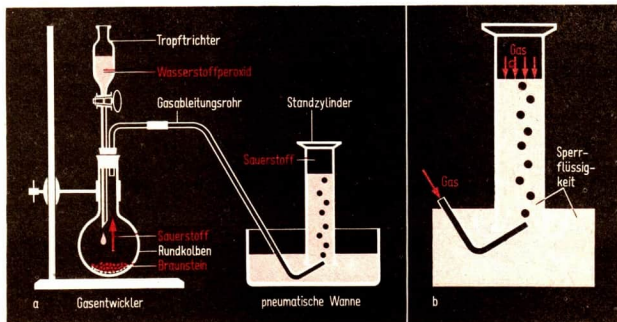


Abb. 20 a) Sauerstoff entsteht, wenn Wasserstoffperoxid mit Braunstein im Rundkolben des Gasentwicklers zusammenkommt. b) Beim pneumatischen Auffangen drückt das Gas Flüssigkeit aus dem Auffanggefäß heraus.

Chemische Reaktionen zur Darstellung von Sauerstoff oder anderen Gasen läßt man in **Gasentwicklern** ablaufen. Flüssige und feste Stoffe (Wasserstoffperoxid und Braunstein) werden in Gasentwicklern meist zunächst gesondert aufbewahrt, bei Bedarf zusammengegeben und wieder getrennt (Abb. 20a). Entsteht das Gas aus einem festen Stoff durch Erwärmen, dann genügt als Gasentwickler ein Reagenzglas, das mit einem Ableitungsrohr versehen ist (Experiment 18). ① ② ③

Aufgefangen wird der Sauerstoff, indem man ihn von unten in ein mit Wasser gefülltes Auffanggefäß, zum Beispiel einen Standzylinder, einleitet. Das Gas verdrängt dann das Wasser aus dem Auffanggefäß (Abb. 20b). Diese Arbeitsweise heißt **pneumatisches Auffangen**. Sie wird im Laboratorium bei den Gasen angewendet, die sich nicht in Wasser oder in einer anderen Sperrflüssigkeit lösen. ④

In großen Mengen wird Sauerstoff in der chemischen Industrie aus der Luft flüssig gewonnen. Er wird in Stahlflaschen mit blauem Farbanstrich oder auch in besondere Tankwagen gefüllt.

► **Sauerstoff wird im Laboratorium durch Erhitzen von Kaliumpermanganat oder aus Wasserstoffperoxid (in Gegenwart von Braunstein) hergestellt.**

Eigenschaften und Verwendung

19 ▼ Sauerstoff wird auf Farbe, Geruch und Brennbarkeit geprüft. In ein Reagenzglas mit Sauerstoff taucht man einen glimmenden Holzspan.

20 ▼ Ein Reagenzglas mit Sauerstoff wird mit der Mündung nach oben aufgestellt. Ein zweites, ebenfalls mit Sauerstoff gefülltes Reagenzglas befestigt man mit der Mündung nach unten an einem Stativ. Die Mündungen beider Reagenzgläser werden gleichzeitig geöffnet.

Nach einigen Minuten werden die Stoffe in beiden Gläsern mit einem glimmenden Holzspan geprüft.

Sauerstoff ist bei Zimmertemperatur und normalem Druck ein Gas. Gasförmiger Sauerstoff ist farblos und geruchlos (Experiment 19). Flüssiger Sauerstoff ist himmelblau und siedet bei etwa $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$. Sauerstoff hat eine etwas größere Dichte als Luft (Experiment 20). Sie beträgt bei Zimmertemperatur rund $0,00143 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Sauerstoff löst sich nur

wenig in Wasser. Er ist nicht brennbar, bringt aber einen glimmenden Holzspan zum Aufflammen (Experiment 19). Sauerstoff fördert die Verbrennung. ⑤ ⑥

Diese charakteristische Eigenschaft dient zum Nachweis des Sauerstoffs. Flammt ein glimmender Holzspan in einem unbekannten farblosen Gas auf, dann handelt es sich um Sauerstoff. Diese Prüfung auf Anwesenheit von Sauerstoff bezeichnet man als **Spanprobe**.

► **Sauerstoff wird durch die Spanprobe nachgewiesen. Ein glimmender Holzspan flammt in Sauerstoff auf. Der Sauerstoff brennt selbst aber nicht.**

Sauerstoff ist zur Atmung notwendig. Wenn die Atemtätigkeit des Menschen bei Erkrankungen oder durch Unfall behindert ist, so kann der Arzt Hilfe leisten, indem er dem Patienten Sauerstoff aus einer Vorratsflasche zuführt. Atemschutzgeräte, die dem

- ① Erläutere an Hand der Abbildung 20 (↗ S. 25) die physikalischen Vorgänge, die beim pneumatischen Auffangen eines Gases ablaufen!
- ② Begründe, warum es sich bei der Herstellung von Sauerstoff aus a) Wasserstoffperoxid und b) Kaliumpermanganat um chemische Reaktionen handelt!
- ③ Erläutere den Aufbau und die Benutzung des Gasentwicklers, der in Abbildung 20 (↗ S. 25) dargestellt ist!
- ④ Belege am Beispiel des pneumatischen Auffangens von Sauerstoff den Satz der Physik, daß sich Körper gegenseitig verdrängen!
- ⑤ Begründe, wieso man mit Hilfe von Experiment 20 die Dichte von Sauerstoff und Luft vergleichen kann!
- ⑥ Fische nehmen durch die Kiemen Sauerstoff auf. Wie gelangt der Sauerstoff in das Wasser?
- ⑦ Unter welchen Bedingungen benutzen Angehörige der Feuerwehr und von Rettungsmannschaften Sauerstoffatemgeräte?

Menschen Sauerstoff zuführen, werden von Fliegern, Kosmonauten, Tauchern, der Feuerwehr und von Rettungsmannschaften in Betrieben und Bergwerken benutzt. Sauerstoff hat aber noch viele weitere Verwendungszwecke (Abb. 21). ⑦



Abb. 21 Einige Verwendungszwecke von Sauerstoff

Schwefel, Eisen und rund 100 weitere Stoffe bestehen aus Teilchenarten, die **Atome** genannt werden.

Schwefel besteht aus Schwefelatomen.

Eisen besteht aus Eisenatomen.

Die Atome eines Stoffes unterscheiden sich von den Atomen eines anderen Stoffes unter anderem durch ihre Masse und durch ihr Volumen.

Etwa bis zum Ende des 19. Jahrhunderts nahmen die Wissenschaftler an, daß Atome unteilbar und die kleinsten Teilchen seien, die es überhaupt gibt. Die Wissenschaftler konnten jedoch beweisen, daß diese Annahmen falsch waren. Heute weiß man, daß alle Atome aus **Atomkern** und **Atomhülle (Elektronenhülle)** bestehen. Man kann sich ein Atom annähernd kugelförmig vorstellen.

Diese Tatsachen und weitere Erkenntnisse über den Aufbau der Atome lassen sich anschaulich durch räumliche oder ebene Atommodelle darstellen (Abb. 22). Solche Modelle sind jedoch nicht mit dem wirklichen Atom gleichzusetzen. Im wirklichen Atom befinden sich die Elektronen zum Beispiel nicht an einem bestimmten Punkt wie im Modell, sondern sie bewegen sich. Atommodelle sind trotzdem wichtige Hilfsmittel zur Beschreibung des Atombaues.

Der **Atomkern** befindet sich im Zentrum des Atoms. Er hat einen viel kleineren Durchmesser als das ganze Atom und enthält Protonen. Es gibt Stoffe, bei denen die Anzahl der Protonen im Atomkern aller Atome gleich ist.

Die Atomkerne von Sauerstoffatomen enthalten stets 8 Protonen, die Atomkerne von Schwefelatomen immer 16 Protonen.

Das Proton besitzt eine einzige positive elektrische Ladung. Verschiedenartige Atome unterscheiden sich demnach nicht nur durch die Anzahl der Protonen, sondern zugleich durch die Anzahl der positiven elektrischen Ladungen im Atomkern.

Die Atomkerne von Sauerstoffatomen tragen stets 8 positive elektrische Ladungen; die Atomkerne von Schwefelatomen tragen stets 16 positive elektrische Ladungen. ①

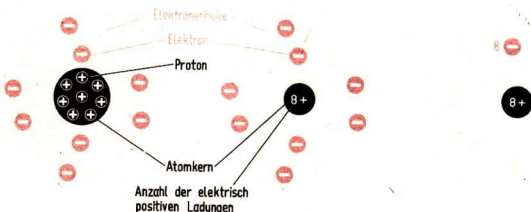


Abb. 22 Die Modelle von Sauerstoffatomen in ebener Darstellung veranschaulichen nur einige Angaben zum Atombau. Die Angaben sind in den drei Modellen verschieden stark vereinfacht.

- ① Vergleiche die Anzahl von Protonen und positiven elektrischen Ladungen bei Schwefel- und Sauerstoffatomen!
- ② Der Atomkern eines Atoms Eisen hat 26, eines Atoms Zink 30, eines Atoms Blei 82 und eines Atoms Kupfer 29 positive elektrische Ladungen. Gib an, wieviel Protonen in den Atomkernen enthalten sind!
- ③ Gib an, wieviel Elektronen sich in der Elektronenhülle der Atome von Sauerstoff, Schwefel, Eisen, Zink, Blei und Kupfer aufhalten (↗ auch Aufgabe ②)!
- ④ Zeichne ein Modell des Aluminiumatoms! Der Atomkern eines Aluminiumatoms trägt 13 positive elektrische Ladungen (↗ Abb. 22).

➤ **Der Atomkern trägt eine bestimmte Anzahl positiver elektrischer Ladungen. Träger der positiven elektrischen Ladungen sind die Protonen. Die Anzahl dieser Ladungen ist deshalb gleich der Anzahl der Protonen im Atomkern. ②**

In der **Atomhülle** halten sich Elektronen auf. Jedes **Elektron** besitzt eine einzige negative elektrische Ladung. Die Anzahl der Elektronen in der Atomhülle ist gleich der Anzahl der Protonen im Atomkern.

➤ **Die Atomhülle ist der Aufenthaltsraum der elektrisch negativ geladenen Elektronen.**

Der Betrag der elektrischen Ladung eines Protons und eines Elektrons ist gleich. Beide Teilchen sind jedoch ungleichnamig geladen. Die elektrische Ladung des Protons ist positiv, beim Elektron ist sie negativ.

Der Betrag der elektrischen Ladung im Atomkern ist genau so groß wie in der Atomhülle. Da die Ladungen außerdem ungleichnamig sind, heben sich ihre Wirkungen nach außen hin auf. Das Atom ist als Teilchen weder positiv noch negativ geladen, es ist also nach außen elektrisch neutral. Im Atom wirken jedoch zwischen Atomkern und Elektronen elektrische Kräfte. ③ ④

Atom	
Atomkern positive elektrische Ladung	Atomhülle negative elektrische Ladung
Proton eine positive elektrische Ladung	Elektron eine negative elektrische Ladung
Betrag der positiven elektrischen Ladung	= Betrag der negativen elektrischen Ladung
Anzahl der Protonen	= Anzahl der Elektronen
Das Atom ist elektrisch neutral.	

21

Eisen, Kupfer, Schwefel und Sauerstoff werden auf metallischen Glanz geprüft.

22

Mit einer Apparatur nach Abbildung 23 wird geprüft, ob Eisen, Zink, Kupfer, Aluminium und Schwefel den elektrischen Strom leiten.

23

Kupferdraht, Eisendraht und ein Stück Holzkohle werden an einem Ende erwärmt. Am anderen Ende wird nach jeweils gleicher Zeit die Temperatur festgestellt (Abb. 24).

24

Vorsicht! Wasserstoff wird auf Farbe, Geruch und Brennbarkeit geprüft.

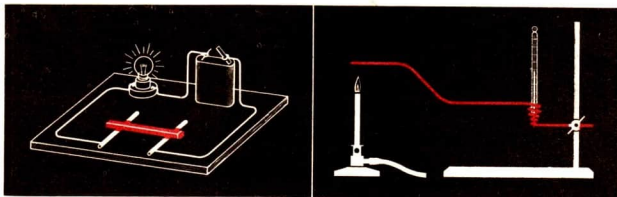


Abb. 23 Prüfung der elektrischen Leitfähigkeit. Wenn ein Metall geprüft wird, dann fließt ein elektrischer Strom, und die Glühlampe leuchtet auf.

Abb. 24 Prüfung der Wärmeleitfähigkeit. Der Temperaturanstieg in einer bestimmten Zeit gibt Aufschluß über die Wärmeleitfähigkeit der Stoffe.

Sauerstoff, Schwefel, Kupfer und Kohlenstoff gehören zu einer Gruppe von reinen Stoffen, die man **chemische Elemente** nennt. Heute sind etwas mehr als 100 chemische Elemente bekannt. Aus ihnen bauen sich alle anderen Stoffe auf. Durch geeignete chemische Reaktionen kann man Elemente aus solchen Stoffen abtrennen (↗ Experimente 17 und 18). ①

Ein chemisches Element besteht aus gleichartigen Atomen (↗ Abb. 22). Die Atomkerne eines Elementes besitzen die gleiche Anzahl Protonen und folglich auch die gleiche Anzahl positiver elektrischer Ladungen. ②

Elemente werden nach physikalischen Eigenschaften in Metalle und Nichtmetalle eingeteilt. Die abgeschliffenen Oberflächen der **Metalle** weisen einen charakteristischen Metallglanz auf. Metalle leiten den elektrischen Strom und sind gute Wärmeleiter (Experimente 21 bis 23).

Chemische Elemente, die keine Metalleigenschaften aufweisen, werden als **Nichtmetalle** bezeichnet (Experimente 21 bis 23).

► **Chemische Elemente sind Stoffe, die aus Atomen bestehen, deren Kerne die gleiche Anzahl positiver elektrischer Ladungen besitzen.**

Zu den Nichtmetallen gehört auch das gasförmige Element Wasserstoff. Es ist im Gegensatz zu Sauerstoff brennbar (Experiment 24). ③

- ① Stelle Eigenschaften und dir bekannte Verwendungsmöglichkeiten für die folgenden Elemente zusammen: a) Eisen; b) Kupfer; c) Zink; d) Schwefel; e) Silber; f) Gold; g) Sauerstoff!
- ② Begründe, warum die Anzahl der Elektronen in der Atomhülle der Anzahl der elektrischen Ladungen im Atomkern entsprechen muß!
- ③ Erläutere an Hand der Eigenschaften, daß Schwefel, Sauerstoff und Wasserstoff zu den Nichtmetallen gehören!
- ④ Welche Unterschiede bestehen zwischen den drei Aggregatzuständen hinsichtlich a) der Anordnung der Teilchen, b) der Abstände zwischen den Teilchen und c) der Bewegung der Teilchen (✓ Physikunterricht)?
- ⑤ Stelle Unterschiede zwischen festem Magnesium und gasförmigem Sauerstoff zusammen! Beachte dazu die Atome, den Aufbau aus Teilchen und die Bewegung der Teilchen!

Metalle	Aluminium, Eisen, Magnesium, Kupfer, Blei, Zink, Silber
Nichtmetalle	Wasserstoff, Sauerstoff, Kohlenstoff, Schwefel, Stickstoff, Phosphor

Einige Elemente, die bereits bei Zimmertemperatur gasförmig sind, zeigen eine Besonderheit. Zum Beispiel sind die Atome des Elementes Sauerstoff, die im Verlaufe einer chemischen Reaktion aus anderen Stoffen frei werden (✓ Experimente 17 und 18), nur ganz kurze Zeit voneinander getrennt. Je zwei Sauerstoffatome vereinigen sich zu einem größeren Teilchen (Abb. 25). Ähnlich verhalten sich auch die Atome von Wasserstoff, Stickstoff und einigen anderen gasförmigen Elementen. ④ ⑤

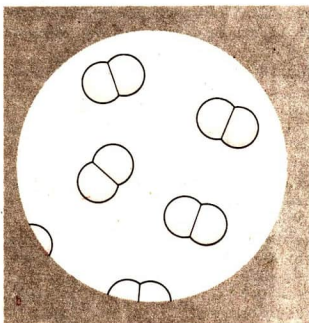
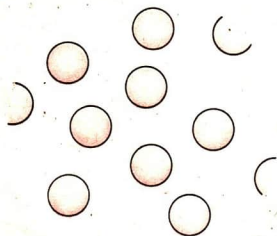


Abb. 25

a) Einzelne Sauerstoffatome

b) Je zwei Sauerstoffatome haben sich zu einem größeren Teilchen vereinigt (Modell).

Stoffe und chemische Reaktionen sollen in der chemischen Wissenschaft möglichst kurz und eindeutig gekennzeichnet werden. Man benutzt dazu die von dem schwedischen Chemiker *Jöns Jakob Berzelius* (Abb. 26) am Anfang des 19. Jahrhunderts vorgeschlagene und auch heute international gebräuchliche **chemische Zeichensprache**.

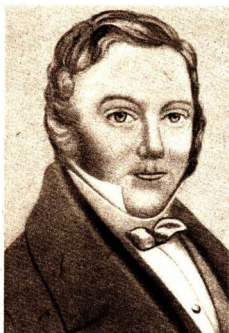


Abb. 26

Jöns Jakob Berzelius (1779 bis 1848) war Professor für Chemie und Pharmazie in Stockholm. Eine Reihe bedeutender Chemiker sind bei ihm ausgebildet worden. *Berzelius* förderte die Entwicklung der Chemie durch seine Arbeiten sehr.

Er entdeckte mehrere Elemente und führte zahlreiche neue Laborgeräte ein. Er veröffentlichte etwa 250 wissenschaftliche Artikel und ein mehrbändiges Lehrbuch der Chemie. Seine Leistungen sind ein Vorbild für die internationale wissenschaftliche Arbeit.

Der Grundgedanke der Zeichensprache von *Berzelius* besteht darin, daß jedes chemische Element ein **Symbol** erhält. Aus den Symbolen leiten sich dann die Zeichen aller anderen Stoffe und die Schreibweise für chemische Reaktionen ab. Die Symbole bestehen aus einem Großbuchstaben oder aus einem Großbuchstaben und aus einem Kleinbuchstaben. Die Symbole werden von Namen der Elemente abgeleitet (Tab. 1). ①

Tabelle 1 Ableitung von Symbolen aus Namen

wissenschaftlicher Name des Elementes	lateinischer Name	Symbol
Aluminium		Al
Blei	Plumbum	Pb
Eisen	Ferrum	Fe
Magnesium		Mg
Kohlenstoff	Carboneum	C
Kupfer	Cuprum	Cu
Phosphor		P
Sauerstoff	Oxygenium	O
Schwefel	Sulfur	S
Stickstoff	Nitrogenium	N
Wasserstoff	Hydrogenium	H

- ① Warum ist es nicht möglich, die über 100 Elemente nur mit einem Buchstaben zu kennzeichnen?
- ② Schreibe in der chemischen Zeichensprache: a) 1 Atom Silber, 1 Atom Blei, 1 Atom Schwefel, 1 Atom Kohlenstoff; b) Eisen, Kupfer, Sauerstoff, Zink!
- ③ Was bedeuten die Symbole Mg, Al, Ag, C, Cu, N (↗ Tafelwerk S. 41)?
- ④ Was bedeutet: a) Cu, 2 Cu, 3 Cu, 7 Cu, 9 Cu; b) Na, 2 K, 4 S, 2 Hg, 4 Zn; c) O₂, H₂?
- ⑤ Gib in der chemischen Zeichensprache an: a) 1 einzelnes Atom Aluminium, 2 einzelne Atome Aluminium; b) 2 einzelne Atome Sauerstoff, 3 einzelne Atome Schwefel, 5 einzelne Atome Blei, 4 einzelne Atome Phosphor; c) 2 verbundene Wasserstoffatome, 2 verbundene Stickstoffatome!

Die Symbole der Elemente kann man Tabellen entnehmen (↗ Tafelwerk, S. 41). Symbole haben in der chemischen Zeichensprache mehrfache Bedeutung: ② ③

Ein Symbol bedeutet	Das Symbol Fe bedeutet	Das Symbol O bedeutet
a) ein chemisches Element	a) das Element Eisen	a) das Element Sauerstoff
b) 1 Atom eines chemischen Elementes	b) 1 Atom Eisen	b) 1 Atom Sauerstoff

Mehrere Atome eines Elementes werden durch eine Zahl bezeichnet. Sie steht vor dem Symbol, wenn man mehrere einzelne Atome eines Elementes angeben will.

2 Al 3 Fe 2 S
 2 Atome Aluminium 3 Atome Eisen 2 Atome Schwefel

Mit der chemischen Zeichensprache kann man auch ausdrücken, daß mehrere Atome eines Elementes zu einem größeren Teilchen verbunden sind. Das ist zum Beispiel bei einigen gasförmigen Elementen der Fall. Die Anzahl der Atome gibt man durch eine kleine tiefgestellte Zahl hinter dem Symbol an.

O₂ H₂
 2 verbundene Atome Sauerstoff 2 verbundene Atome Wasserstoff

④ ⑤

Reaktion von Sauerstoff mit anderen Elementen

12

Vorsicht! Auf Verbrennungslöffeln werden Metalle (Magnesiumspäne, Eisenpulver, Bleispäne, Kupferpulver, Zinkpulver) und Nichtmetalle (Kohlenstoff, Schwefel, Phosphor) erhitzt und dann in Standzylinder mit Sauerstoff getaucht.

Vorsicht! In abgeschlossenen Gefäßen läßt man Sauerstoff mit erhitztem Eisenpulver beziehungsweise Phosphor reagieren (Abb. 27 a). Nachdem die Apparatur abgekühlt ist, wird der Hahn unter Wasser geöffnet (Abb. 27 b).

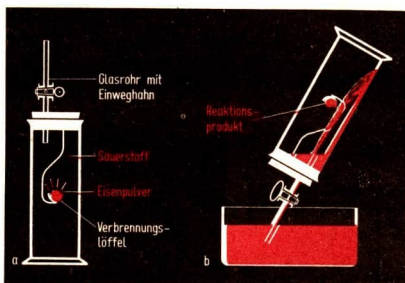


Abb. 27 Beweis dafür, daß bei der chemischen Reaktion von Sauerstoff mit einem Element der Sauerstoff verbraucht wird
a) Reaktion im abgeschlossenen Volumen
b) Feststellen des Sauerstoffverbrauchs durch Einströmen von Wasser

27

Vorsicht! Auf einem Porzellanschiffchen werden Eisenspäne zum Glühen gebracht und dann in eine Kristallisierschale gestellt. Gleichzeitig wird Sauerstoff eingeleitet. Das Reaktionsprodukt wird nach dem Erkalten gewogen.

Die Untersuchung der Reaktion von Sauerstoff mit Elementen ist ein Beispiel dafür, wie der Mensch durch zielgerichtetes Experimentieren sowie genaue und begründete Überlegungen zu umfassenderen Erkenntnissen über Naturvorgänge gelangt. Sauerstoff reagiert mit den meisten Metallen und Nichtmetallen. Oft muß die Reaktion durch Wärmezufuhr ausgelöst oder beschleunigt werden. Während der Reaktion glühen die Elemente auf, oder es werden helle Lichterscheinungen beobachtet. Es entstehen Reaktionsprodukte, die andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe haben (Experiment 25, Tab. 2). Bei der Reaktion von Sauerstoff mit anderen Elementen wird meist Wärme frei. ① ②

Tabelle 2 Reaktion von Sauerstoff mit erhitzten anderen Elementen

Element	Aussehen des Ausgangsstoffes	Aussehen des Reaktionsproduktes	Beobachtungen bei der Reaktion
Magnesium	silberglänzend bis grau	weißes Pulver	grelle Licht- und Feuererscheinung
Eisen	dunkelgrau	blauschwarzes Pulver	heftiges Aufglühen, Verspritzen von Funken
Zink	grau	weißes, in der Wärme gelbes Pulver	helle Lichterscheinung
Kupfer	rötlichbraun	schwarzes Pulver	kräftiges Aufglühen
Blei	grau	gelblichbraunes Pulver	Feuererscheinung
Phosphor	weißlich-gelber, fester Stoff	weißes Pulver, zunächst als weißer Rauch	grell-weiße Flammenerscheinung
Schwefel	gelber, fester Stoff	farblos, stechend riechendes Gas	kräftig blaue Flammenerscheinung
Kohlenstoff (Holzkohle)	schwarzer, fester Stoff	farbloses, geruchloses Gas	helles Aufglühen

- ① Begründe, warum es sich bei den Vorgängen im Experiment 25 (↗ S. 33) um chemische Reaktionen handelt! Benutze dazu auch die Tabelle 2!
- ② Erkläre am Beispiel der Reaktionen von Eisen und Phosphor mit Sauerstoff, daß chemische Reaktionen stets mit physikalischen Vorgängen verbunden sind!
- ③ Warum kann die Volumenabnahme des Gases bei Experiment 26 (↗ S. 33) nicht auf Lösen des Sauerstoffs in Wasser zurückzuführen sein?
- ④ Welche Elemente sind in den Reaktionsprodukten enthalten, die in Tabelle 2 beschrieben sind?
- ⑤ Wieso deutet „ox“ auf Sauerstoff hin? Betrachte dazu die Angaben auf Seite 32!

► **Sauerstoff reagiert mit den meisten chemischen Elementen. Dabei entstehen neue Stoffe, und es wird meist Wärme frei.**

Mit Hilfe weiterer Experimente und Überlegungen lassen sich die Reaktionen zwischen Elementen mit Sauerstoff erklären. Damit man beobachten kann, was mit dem gasförmigen und farblosen Sauerstoff geschieht, werden einige Reaktionen in abgeschlossenen Gefäßen durchgeführt (Experiment 26). Man erkennt dann, daß bei den Reaktionen Sauerstoff verbraucht wird. ③

Wenn man die Metalle beziehungsweise Nichtmetalle vor der Reaktion wägt und nach der Reaktion mit Sauerstoff die Masse der Reaktionsprodukte ermittelt, stellt man Massezunahme fest. Die Massezunahme erklärt sich daraus, daß die Metalle oder Nichtmetalle Sauerstoff gebunden haben (Experiment 27).

► **Sauerstoff vereinigt sich bei der Reaktion mit anderen Elementen zu Reaktionsprodukten. Die Reaktionsprodukte enthalten Sauerstoff und ein anderes Element. ④**

Oxide – Oxydation

13

Die Reaktionsprodukte, die man bei der Reaktion von Elementen mit Sauerstoff erhält, heißen **Oxide**. Bei der Reaktion von Kupfer mit Sauerstoff entsteht Kupferoxid. Das weiße Reaktionsprodukt aus Magnesium und Sauerstoff wird Magnesiumoxid genannt. ⑤ Die Namen der Oxide sind so gebildet worden, daß man aus ihnen die Zusammensetzung ableiten kann:

Name des Elementes, das sich mit Sauerstoff verbunden hat	Wortstamm, der auf den Sauerstoffgehalt hindeutet	Endung, die aussagt, daß der Stoff aus zwei Bestandteilen besteht
Magnesium	ox	id
Magnesiumoxid		

Die Namen der Nichtmetalloxide enthalten außerdem aus der griechischen Sprache abgeleitete Zahlbezeichnungen, deren Bedeutung noch an anderer Stelle erläutert wird (↗ S. 54):

Nichtmetall	Oxid
Kohlenstoff	Kohlen di oxid
Schwefel	Schwefel di oxid
Phosphor	Phosphor pent oxid

► **Oxide sind Stoffe, die Sauerstoff und ein weiteres Element gebunden enthalten. ①**

Die chemischen Reaktionen, bei denen aus einem Element und Sauerstoff Oxide entstehen, nennt man **Oxydationen**.¹ Bei Oxydationen wird vielfach Wärme abgegeben. Die kurze Schreibweise für chemische Reaktionen (↗ S. 20) kann man auf die Oxydationen anwenden. In den Ausdruck

Ausgangsstoffe $\longrightarrow$ Reaktionsprodukte

setzt man die Namen der Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte ein und enthält so die **Wortgleichung**.

■ **Oxydation von Magnesium:**

Magnesium + Sauerstoff $\longrightarrow$ Magnesiumoxid

Oxydation von Kohlenstoff:

Kohlenstoff + Sauerstoff $\longrightarrow$ Kohlendioxid ② ③

► **Die chemische Reaktion von Elementen mit dem Element Sauerstoff ist eine Oxydation:**

Element + Sauerstoff $\longrightarrow$ Oxid

Verbindung – Molekül

14

Die Oxide bestehen aus zwei Elementen. Sie gehören im Unterschied zu den Elementen zu einer zweiten großen Gruppe von reinen Stoffen, den **chemischen Verbindungen**. ④ Außer den Oxiden gibt es noch sehr viele andere Verbindungen. Traubenzucker, Alkohol und Kaliumpermanganat sind Beispiele für Verbindungen, die nicht zu den Oxiden gehören.

Verbindungen und zum Teil auch Stoffgemische (z. B. Eisen-Schwefel-Gemisch) bestehen zwar aus mehreren Elementen, dennoch gibt es zwischen beiden grundsätzliche Unterschiede. Stoffgemische entstehen durch physikalische Vorgänge. Deshalb haben die Elemente in Stoffgemischen die gleichen Eigenschaften wie außerhalb des Gemisches. Verbindungen werden dagegen bei chemischen Reaktionen gebildet. In den Reaktionsprodukten sind die Eigenschaften der Ausgangsstoffe nicht mehr festzustellen. Wenn sich Sauerstoff mit Magnesium zu Magnesiumoxid verbunden hat, so kann man in dieser

¹ Beachte: Oxid wird mit „i“ geschrieben, Oxydation und oxydieren mit „y“!

- ① Nenne die Namen der Stoffe, die bei den Reaktionen entstehen, die in Tabelle 2 (↗ S. 34) angegeben sind!
Welche Stoffe haben sich jeweils vereinigt?
- ② Formuliere die Wortgleichung für die Oxydation von a) Zink; b) Eisen; c) Blei; d) Schwefel!
- ③ Übertrage die Teile von Wortgleichungen in dein Heft und ergänze sie!

a) Magnesium + Sauerstoff	→	
b)	→	Phosphorpentoxid
c)	→	Aluminiumoxid
d) Wasserstoff +	→	Wasserstoffoxid
- ④ Gib an, welche Elemente sich zu a) Kupferoxid; b) Phosphorpentoxid; c) Eisenoxid; d) Schwefeldioxid vereinigt haben!
- ⑤ Erläutere den Unterschied zwischen Elementen und Verbindungen an den Stoffen: a) Magnesium und Magnesiumoxid; b) Schwefel und Schwefeldioxid; c) Blei und Bleioxid!
- ⑥ Erläutere den Unterschied im Aufbau von Kupferoxid- und Sauerstoffmolekülen! (↗ Abb. 28)

Verbindung weder das Magnesium noch den Sauerstoff an physikalischen Eigenschaften (z. B. Farbe, Geruch, Glanz, Dichte usw.) erkennen. ⑤

► **Chemische Verbindungen sind Stoffe, in denen mindestens zwei Elemente miteinander verbunden sind.**

Einige chemische Verbindungen bestehen aus gleichartigen Teilchen. Diese kleinsten Teilchen der Verbindungen heißen **Moleküle**. Die Moleküle sind größere Teilchen als die Atome, aus denen sie zusammengesetzt sind. Ein Molekül enthält mindestens zwei miteinander verbundene Atome. Das Molekül des schwarzen Kupferoxids besteht aus einem Kupferatom und einem Sauerstoffatom. Im Kohlendioxidmolekül ist ein Kohlenstoffatom mit zwei Sauerstoffatomen verbunden.

Es gibt auch Moleküle, die sich aus gleichartigen Atomen aufbauen. Beispiele dafür sind das Sauerstoffmolekül, das aus zwei Sauerstoffatomen besteht und das Wasserstoffmolekül, das zwei gebundene Wasserstoffatome enthält (↗ S. 33). ⑥

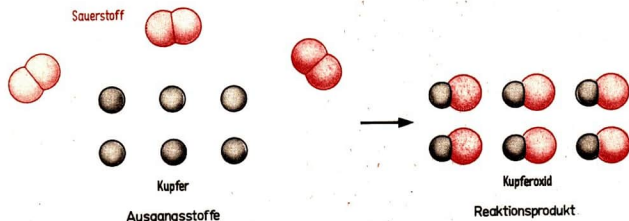


Abb. 28 Chemische Reaktion von Sauerstoff mit Kupfer (Modell)

► Moleküle sind Teilchen, die aus mindestens zwei Atomen bestehen.

Viele Vorgänge in der Natur lassen sich mit Hilfe der Kenntnisse über Teilchen erklären. Das gilt für zahlreiche physikalische Vorgänge und für die chemischen Reaktionen. Sie werden damit genauer erklärt, als es auf Grund bloßer Beobachtungen möglich ist. ① Bei der Oxydation des Kupfers vereinigen sich Kupferatome mit Sauerstoffmolekülen zu Kupferoxidsmolekülen (Abb. 28). Man kann diese Erklärung auch unter der Wortgleichung angeben:

■ Oxydation von Kohlenstoff (Abb. 29):

Kohlenstoff + Sauerstoff $\longrightarrow$ Kohlendioxid

Kohlenstoff- + Sauerstoff-
atome moleküle $\longrightarrow$ Kohlendioxidmoleküle ② ③

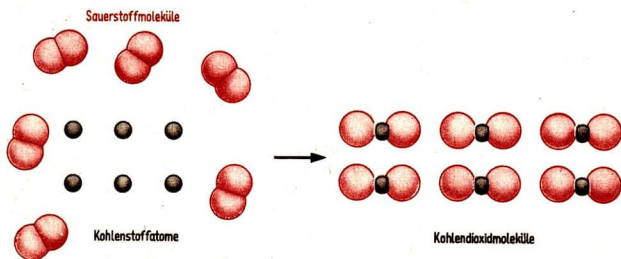


Abb. 29 Chemische Reaktion von Sauerstoff mit Kohlenstoff (Modell)

Luft

15

Verbrennen von Metallen und von Nichtmetallen an der Luft

28

▼

Vorsicht! Ein Magnesiumspan wird mit der Tiegelzange in die Flamme des schräggestellten Brenners gehalten! Sorgfältig entrindetes Natrium wird im Porzellanschiffchen kräftig erwärmt!

29

▼

Vorsicht! Schwefel und weißer Phosphor werden in offenen Standzylindern, die Luft enthalten, verbrannt. ④

30

▼

Vorsicht! Eisenpulver sowie Phosphor werden auf Verbrennungslöffeln in Standzylindern sowohl in Sauerstoff als auch in Luft verbrannt.

Erwärmte Metalle und Nichtmetalle bilden an der Luft die gleichen Oxide wie bei der Reaktion mit Sauerstoff (Experimente 28 und 29). Es handelt sich also um Oxydationen. Viele dieser Reaktionen verlaufen unter Glühen beziehungsweise unter Flammenerscheinungen. Sie werden dann als **Verbrennungen** bezeichnet. Dadurch, daß sich

- ① Erkläre den Lösevorgang im Wasser mit deinen Kenntnissen über die Teilchen!
- ② Erkläre mit Hilfe deiner Kenntnisse über Teilchen die Oxydation von a) Eisen; b) Aluminium; c) Blei; d) Magnesium!
- ③ Welche Teilchen liegen vor und nach a) einem physikalischen Vorgang; b) einer chemischen Reaktion vor? Wähle dazu jeweils ein Beispiel!
Welche Unterschiede zwischen einem physikalischen Vorgang und einer chemischen Reaktion stellst du bei einem Vergleich der Teilchen fest?
- ④ Vergleiche die Reaktionsprodukte, die bei den Experimenten 28 und 29 mit denen, die bei der Umsetzung der einzelnen Stoffe mit reinem Sauerstoff erhalten wurden!
- ⑤ Formuliere die Wortgleichungen für die Reaktionen bei den Experimenten 29 und 30!
- ⑥ Nenne übereinstimmende und unterschiedliche Eigenschaften von Sauerstoff und Stickstoff (↗ Tab. 3, S. 40)!
Vergleiche Dichte, Siedetemperatur und Schmelztemperatur von Stickstoff und Sauerstoff (↗ Tafelwerk, S. 47)!

Elemente auch an der Luft oxydieren lassen, wird nachgewiesen, daß Luft Sauerstoff enthält. ⑤

► **Verbrennungen an der Luft sind Oxydationen. Luft enthält Sauerstoff.**

Oxydationen an der Luft verlaufen jedoch wesentlich weniger heftig als in reinem Sauerstoff (Experiment 30), weil der Sauerstoff in der Luft mit dem gasförmigen Element **Stickstoff N** vermischt ist. Auch der Stickstoff tritt in zweiatomigen Molekülen **N₂** auf. In der Tabelle 3 (↗ S. 40) sind einige wichtige Eigenschaften der Elemente Sauerstoff und Stickstoff gegenübergestellt. ⑥

Zusammensetzung der Luft

Vorsicht! In einer Glasglocke, die ein abgeschlossenes Volumen Luft enthält, werden Phosphor oder Eisenspäne verbrannt (Abb. 30). In das Restgas wird eine brennende Kerze geführt.

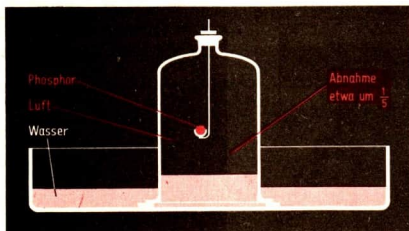


Abb. 30 Quantitative Untersuchung des Sauerstoffgehaltes der Luft durch Verbrennung von Phosphor im abgeschlossenen Luftraum. Etwa ein Fünftel der Luft reagiert mit Phosphor.

Über erwärmtes Kupfer, das sich in einem kleinen Verbrennungsrohr befindet, wird mit Hilfe von zwei Kolbenproben ein abgemessenes Volumen Luft geleitet (Abb. 31).

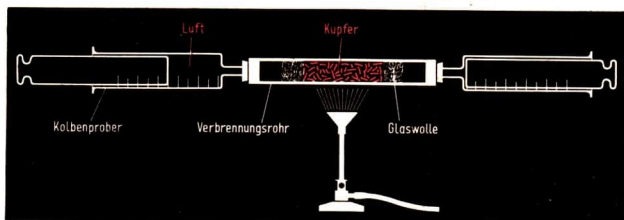


Abb. 31 Beweis dafür, daß die Luft zu etwa einem Fünftel aus Sauerstoff besteht. Der Sauerstoff aus der Luft ist nach der Reaktion im Kupferoxid gebunden.

Der Anteil des Sauerstoffs an der quantitativen (mengenmäßigen) Zusammensetzung der Luft kann mit Hilfe chemischer Experimente ermittelt werden. Dazu muß der Sauerstoff der Luft durch Oxydationen chemisch gebunden werden. Nach der Verbrennung in einem abgeschlossenen Luftraum nimmt das Volumen des Gases etwa um ein Fünftel ab. Dieser Teil der Luft besteht aus Sauerstoff. In dem restlichen Teil wird die Verbrennung nicht unterhalten (Experimente 31 und 32). Er besteht im wesentlichen aus Stickstoff. ① ②

Die Untersuchung der quantitativen Zusammensetzung der Luft bestätigt zugleich, daß Sauerstoff und Stickstoff in der Luft enthalten sind (↗ S. 39).

Tabelle 3 Eigenschaften von Sauerstoff und Stickstoff

Eigenschaft	Sauerstoff	Stickstoff
Moleküle in gasförmigem Aggregatzustand	O_2	N_2
Farbe	farblos	farblos
Geruch	geruchlos	geruchlos
Brennbarkeit	nicht brennbar	nicht brennbar
Förderung der Verbrennung	fördert die Verbrennung	fördert die Verbrennung nicht
Masse von 1 l Gas	1,43 g	1,25 g

Neben Stickstoff und Sauerstoff kommen in der Luft noch geringe Mengen anderer Gase vor. Zu ihnen gehört Kohlendioxid, das etwa drei Hundertstel eines Volumens Luft einnimmt. ③

Luft ist ein Gasgemisch, das zu etwa einem Fünftel aus Sauerstoff und zu etwa vier Fünfteln aus Stickstoff besteht.

- ① Weshalb ist die Verbrennung von Kohlenstoff keine geeignete Reaktion, mit der man die quantitative Zusammensetzung der Luft nach Art der Experimente 31 und 32 ermitteln kann?
- ② a) Berechne die Masse von 5 l Luft; 1 l Luft!
b) Wieviel Gramm Sauerstoff sind in 10 l Luft; 1 m³ Luft enthalten? Benutze die Angaben in Tabelle 3!
- ③ Erläutere mit Hilfe deiner Kenntnisse aus dem Biologieunterricht die Bedeutung des Kohlendioxidgehalts der Luft für die Pflanzen!
- ④ Begründe, warum die Benzindämpfe bei Experiment 33 nur an der Mündung des Reagenzglases und nicht an der Flüssigkeitsoberfläche im Reagenzglas brennen!

Feuer, Brandbekämpfung und Brandschutz

16

Entstehung von Feuer

Vorsicht! An die Mündung eines Reagenzglases, in dem sich etwas Benzin befindet, hält man vor und nach dem Erhitzen eine Flamme (Abb. 32). ④

Sägespäne werden im Reagenzglas erhitzt und die entweichenden Gase entzündet.

Vorsicht! Weißer Phosphor wird in einer Metallschale auf dem Wasserbad erwärmt. Man ermittelt die Temperatur, bei der sich der weiße Phosphor entzündet (Abb. 33).

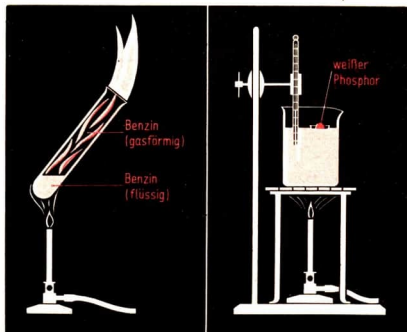


Abb. 32 Benzindämpfe verbrennen nur an der Reagenzglas-mündung. Dort ist Sauerstoff zugegen.

Abb. 33 Der Phosphor entzündet sich, wenn das Wasser bis auf die Entzündungstemperatur des Phosphors erwärmt worden ist.

Wie jede chemische Reaktion setzt auch die Verbrennung nur unter besonderen Bedingungen ein. Eine Bedingung ist die Anwesenheit eines brennbaren Stoffes, eine zweite die Anwesenheit von Sauerstoff (Luft) (Experiment 33). Ein brennbarer Stoff, z. B. Benzin, Spiritus, Holz oder Kohle, und Sauerstoff sind die Ausgangsstoffe für die Verbrennung. Die brennbaren Stoffe reagieren aber erst mit Sauerstoff, nachdem sie auf eine genügend hohe Temperatur erwärmt worden sind (Experiment 35). Man bezeichnet diese Temperatur als **Entzündungstemperatur**. Die Entzündungstemperatur hat für jeden Stoff einen bestimmten Wert.

Beim Erwärmen fester und flüssiger brennbarer Stoffe entstehen meist Gase, die sich entzünden und die verbrennen, sobald die Entzündungstemperatur erreicht ist (Experimente 33 und 34). ① ②

Brennt ein Stoff, dann reicht die entstehende Wärme meist aus, um die Verbrennung aufrechtzuerhalten.

► **Ein Feuer entsteht, wenn ein brennbarer Stoff auf die Entzündungstemperatur erwärmt wird und Sauerstoff vorhanden ist.**

Brandbekämpfung und Brandschutz

36 ▼ **Vorsicht!** In einer Abdampfschale aus Porzellan wird etwas Benzin entzündet. Man versucht zunächst mit Wasser zu löschen und deckt dann die Schale mit einer Glasplatte ab.

Die drei Bedingungen für das Entzünden des Feuers stehen in sehr engem Zusammenhang. Nur wenn alle drei erfüllt sind, läßt sich ein Feuer entfachen und unterhalten. Daraus leiten sich Möglichkeiten für das Löschen und Verhindern von Bränden ab (Tab. 4). ③ ④

Die Maßnahmen zur **Brandbekämpfung** (Anwendung von Wasser, Sand, Schaum usw.) ergeben sich aus der genauen Kenntnis der Vorgänge bei der Entstehung eines Feuers.

Tabelle 4 Entstehen und Löschen von Feuer

Bedingungen zur Entstehung von Feuer	Möglichkeiten zum Löschen von Feuer
Brennbarer Stoff muß als Ausgangsstoff vorhanden sein	Brennbarer Stoff wird entzogen
Sauerstoff (Luft) muß als Ausgangsstoff vorhanden sein	Zutritt von Sauerstoff (Luft) wird verhindert
Entzündungstemperatur muß erreicht sein	Entzündungstemperatur muß unterschritten werden (Wärmeentzug)

Noch immer vernichten Brände wertvolles Volksvermögen. Jeder Bürger unserer Republik – dazu gehört auch jeder Schüler – muß sich deshalb mitverantwortlich dafür fühlen, daß Brände nicht nur bekämpft, sondern von vornherein verhütet werden.

Der größte Teil der Brände entsteht durch Unachtsamkeit. Deshalb gilt es, ständig alle Bestimmungen über den **Brandschutz** genau einzuhalten. Bei den meisten Brandschutz-

-
- ① Warum kann man ein Stück Kohle nicht ohne weiteres mit dem Zündholz entzünden? Welche Hinweise ergeben sich für das Entzünden von Kohle im Ofen?
 - ② Erläutere, wie man die drei Bedingungen beim Entzünden des Feuers im Ofen gewährleistet!
 - ③ Erläutere die Wirkungen folgender Brandbekämpfungsmaßnahmen:
 - a) Bespritzen mit Schaum;
 - b) Abdecken mit Sand;
 - c) Verwenden einer Löschdecke;
 - d) Wegräumen brennbarer Stoffe aus der Nähe des Brandherdes;
 - e) Löschen mit Wasser!Beachte Tabelle 4!
 - ④ Warum kann man einen Benzinbrand nicht mit Wasser löschen (Experiment 36)?
 - ⑤ Begründe und erläutere folgende Brandschutzbestimmungen:
 - a) Brennstoffvorräte dürfen nicht in der Nähe des Ofens aufbewahrt werden!
 - b) Wäsche darf nicht in der Nähe des Ofens oder Herdes getrocknet werden!
 - c) Die Holzdielung muß vor jeder Feuerungstür des Ofens durch ein Ofenblech geschützt sein!
 - d) Eingeschaltete Bügeleisen, elektrische Backformen und Kocher dürfen nur auf unbrennbare Unterlagen gestellt werden!
 - e) An Tankstellen und in Räumen, in denen leicht brennbare Stoffe lagern, sind das Rauchen und die Benutzung offenen Feuers verboten!
 - f) Feuer darf im Ofen niemals mit Hilfe von Benzin oder Spiritus entfacht werden!
 - g) An Eisenbahnstrecken, die durch Wälder führen, und um Feuerstellen müssen Schutzstreifen angelegt werden!
 - ⑥ Ermittle, wo sich die nächste Feuermeldestelle für a) deine Schule; b) deine Wohnung befindet!
 - ⑦ Ermittle, wo sich die Feuerlöschgeräte a) in deiner Schule; b) in deinem Chemieraum; c) in deinem Betrieb befinden! Wie sind diese zu bedienen?
 - ⑧ Wie verhältst du dich im Falle eines Brandes im Chemieraum?
-

maßnahmen geht es darum, das Erhitzen von Stoffen auf die Entzündungstemperatur zu verhindern. Brennbare Stoffe dürfen daher niemals in die Nähe von heißen Gegenständen und Feuerstellen gelangen. Elektrische Heizgeräte (Bügeleisen, Tauchsieder, Kochplatten u. a.) dürfen niemals unbeaufsichtigt bleiben! Besondere Gefahren bestehen bei Stoffen, die sehr niedrige Entzündungstemperaturen haben und leicht verdunsten, wie zum Beispiel Spiritus, Benzin usw. Mit ihnen muß besonders achtsam umgegangen werden. Sie entflammen leicht und können schwere Explosionen verursachen. ⑤ Zum Brandschutz gehört auch das Bereitstellen von Feuerlöschmitteln und Feuerlöschgeräten in öffentlichen Gebäuden, öffentlichen Verkehrsmitteln und besonders gefährdeten Räumen. Dort werden zum Beispiel Handfeuerlöcher, Kästen mit trockenem Sand und Schaufel, Wasserbehälter und Löschdecken bereitgestellt. Sie müssen von Zeit zu Zeit überprüft werden und ständig einsatzbereit sein. Unsere Feuerwehr sieht ihre Aufgabe nicht nur in der Bekämpfung von Bränden, sondern vor allem in der Brandverhütung. Sie wird dieses Ziel aber nur erreichen, wenn alle Bürger dabei helfen. Jeder ist dafür verantwortlich, daß Brände sofort gemeldet und die Löscharbeiten unterstützt werden. ⑥ ⑦ ⑧

Anwendung und Bedeutung von Oxydationen

17

Die Anwesenheit von Sauerstoff ist eine wichtige Voraussetzung für das Leben auf der Erde. Viele Stoffwechselvorgänge in den lebenden Organismen sind Oxydationen. Sie verlaufen allerdings über zahlreiche Teilreaktionen. Aus den Nährstoffen, in denen vorwiegend die Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff enthalten sind, entstehen dabei die Oxide Kohlendioxid und Wasserstoffoxid. Die bei der Oxydation freigesetzte Wärme führt auch dazu, daß die Körpertemperatur bei Tieren aufrechterhalten bleibt.

Oxydationen werden schon seit Jahrtausenden von den Menschen genutzt. Das Feuer diente bereits in der Urgemeinschaft als Wärmequelle und zur Bereitung von Nahrung. Die Herstellung und Bearbeitung von metallischen Werkstoffen, wie beispielsweise Bronze und Stahl, erforderten hohe Temperaturen, die man durch Verbrennung von Holz erzeugte. Ausgangsstoffe für die Metallherstellung waren häufig in der Natur vorkommende Oxide.

Bis ins Mittelalter hinein wendeten die Menschen Oxydationen zwar in vielfältiger Weise an, eine richtige Erklärung konnte jedoch für diese Reaktionen noch nicht gegeben werden. Als im 18. Jahrhundert chemische Reaktionen erstmalig genauer untersucht wurden, versuchten fast alle Chemiker, das Wesen der Oxydation zu erklären. Bedeutende Beiträge dazu wurden geleistet von dem russischen Gelehrten *Michail Wassiliewitsch Lomonossow* (↗ S. 56) und dem französischen Chemiker *Antoine Laurent Lavoisier*.

Die genaue Erforschung und richtige Erklärung der Verbrennung und aller übrigen Oxydationen hat wesentlich zur weiteren Entwicklung der chemischen Wissenschaft und der Industrie beigetragen.

Oxydationen werden in der metallurgischen Industrie und in der chemischen Industrie zur Erzeugung zahlreicher Produkte angewendet (↗ Abb. 21, S. 27).

Der größte Teil der elektrischen Energie in der Deutschen Demokratischen Republik wird heute noch in Wärmekraftwerken erzeugt. Die Verbrennung von Braunkohle ist damit entscheidende Grundlage unserer gesamten Elektroenergieerzeugung. Kohle und Heizgase werden auch verbrannt, um Wärme zur Beheizung von Räumen und großen Industrieanlagen zu erhalten.

Verbrennungsvorgänge laufen auch in Motoren und Triebwerken ab, in denen Kraftstoffe (Vergaserkraftstoff, Dieselmotorkraftstoff) oder Treibstoffe zur Energieerzeugung eingesetzt werden. Oxydationen sind also eine Energiequelle für den Betrieb von Kraftfahrzeugen, Flugzeugen, Motorschiffen und Raketen. ① ②

Einteilung der Stoffe

18

Heute sind weit mehr als eine Million verschiedene Stoffe bekannt. Ständig werden weitere Stoffe entdeckt und hergestellt. Im bisherigen Chemieunterricht haben wir etwa 50 Stoffe kennengelernt. Schon bei dieser kleinen Anzahl ist eine Einteilung nützlich. Sind die Stoffe in Gruppen zusammengefaßt, so lassen sie sich leicht überblicken. Die Stoffe werden in der Chemie nach der Zusammensetzung und den Eigenschaften

- ① Erläutere die Bedeutung von Verbrennungsvorgängen für die Herstellung des elektrischen Stromes, der in Wärmekraftwerken erzeugt wird!
- ② Erläutere an Beispielen, daß Verbrennungen von großer Bedeutung für den Gütertransport und die Personenbeförderung sind!
- ③ Erläutere am Beispiel der Stoffe Natriumoxid, Aluminiumoxid, Magnesiumoxid und Kohlendioxid, daß in Verbindungen mindestens zwei Elemente vereinigt sind!
- ④ Ordne die Elemente Kupfer, Blei, Schwefel, Magnesium, Sauerstoff und Phosphor in Metalle beziehungsweise Nichtmetalle! Zeige, daß die Einteilung auf unterschiedlichen Eigenschaften beruht!
- ⑤ Fertige eine Tabelle mit den Spalten „Element“, „Verbindung“ und „Stoffgemisch“ an! Ordne folgende Stoffe ein: Magnesiumoxid, Kupfer, Sauerstoff, Zuckerlösung, Luft, Stickstoff, Salzlösung, Granit, Phosphor, Wasserstoffoxid, Blei, Kupferoxid!

geordnet (Abb. 34). Alle **reinen Stoffe** sind nach der Zusammensetzung in **chemische Elemente** und **Verbindungen** eingeteilt (↗ S. 36). ③

Die chemischen Elemente werden nach Eigenschaften in **Metalle** und **Nichtmetalle** unterteilt. ④ ⑤

Auch die weitere Unterteilung der Verbindungen wird nach ihrer Zusammensetzung vorgenommen. Bisher ist uns allerdings erst eine Gruppe von Verbindungen näher bekannt, die **Oxide**. Sie enthalten alle Sauerstoff und ein anderes Element.

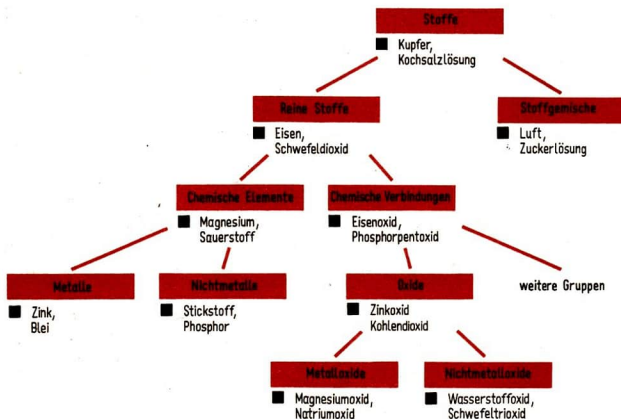


Abb. 34 Übersicht zur Einteilung der Stoffe

Von allen bisher genannten Stoffgruppen, die alle reine Stoffe enthalten, unterscheiden sich die **Stoffgemische** durch ihre Zusammensetzung. Im Gegensatz zu den Elementen und Verbindungen liegen bei ihnen mindestens zwei verschiedene Stoffe nebeneinander vor, die ihre Eigenschaften beibehalten.

Wiederholung

19

1. Nenne Eigenschaften von Sauerstoff! Gib seine Verwendung an!
2. Skizziere eine Apparatur, in der Gase hergestellt werden können!
3. Erläutere den Begriff „Oxydation“ an Beispielen! Gib Wortgleichungen zu den Oxydationen an, die du als Beispiele gewählt hast!
4. Nenne typische Eigenschaften, an denen man die Stoffe Magnesiumoxid, Kupferoxid und Schwefeldioxid erkennen kann!
5. Durch eine Reihe aufeinanderfolgender Experimente ist nachgewiesen worden, daß sich Elemente mit Sauerstoff zu Oxiden vereinigen. Erläutere die Experimente und gib an, welches Ergebnis bei jedem Experiment gewonnen worden ist!
6. Bei der Verbrennung von Elementen nimmt die Masse zu (↗ S. 35). Diese Feststellung scheint bei der Verbrennung von Kohle im Ofen nicht zuzutreffen. Wo liegt der Trugschluß? Beachte die Eigenschaften des Kohlendioxids!
7. Gib an, was man unter chemischen Elementen und Verbindungen versteht! Erläutere das an Beispielen!
8. Stelle die bei Zimmertemperatur gasförmigen Elemente und Verbindungen zusammen, die du bisher kennengelernt hast! Nenne typische Eigenschaften dieser Stoffe!
9. Phosphoratom besitzen jeweils 15 Elektronen. Beschreibe davon ausgehend den Bau eines Atoms Phosphor!
10. Atome und Moleküle sind Teilchen. Erläutere die Unterschiede! Warum können Moleküle nur in chemischen Reaktionen gebildet werden?
11. Erläutere a) stoffliche Veränderungen, b) teilchenmäßige Veränderungen am Beispiel der folgenden Reaktionen: Oxydation von Magnesium; Oxydation von Phosphor; Verbrennung von Schwefel!
12. Durch welche Maßnahmen wird eine möglichst gute Verbrennung der Kohle im Ofen gesichert? Erläutere daran die Bedingungen für das Entfachen und Löschen eines Feuers!
13. Erläutere die Notwendigkeit und volkswirtschaftliche Bedeutung des Brandschutzes!
14. Weise am Beispiel des Verbrennungsvorganges nach, daß man durch sorgfältige wissenschaftliche Untersuchungen abergläubische und mystische Vorstellungen überwinden kann!
15. Welche Bedeutung haben die folgenden Symbole: O, N, H, Al, Cu, C, S, Fe, P, Mg und Zn?
16. Was bedeuten O_2 , 2 Al, 4 C, Zn, N_2 , 5 S?

Chemische Zeichensprache

Chemische Formeln

20

Zur kurzen und eindeutigen Kennzeichnung von Stoffen und von chemischen Reaktionen benutzt man in der ganzen Welt die chemische Zeichensprache (Abb. 35). Ihre Grundlage sind die chemischen Symbole (S. 32). Aus Symbolen werden die **chemischen Formeln** gebildet. Eine Formel bezeichnet eine chemische Verbindung und gleichzeitig ein Molekül dieser Verbindung.

- Die Formel **ZnO** bedeutet
 - die Verbindung Zinkoxid
 - ein Molekül Zinkoxid

Man erkennt aus der Formel, aus welchen Elementen die Verbindung besteht. Außerdem ist ersichtlich, wieviel Atome eines jeden Elementes am Aufbau eines Moleküls der Verbindung beteiligt sind und welches Zahlenverhältnis zwischen den Atomen besteht.

- Die Formel **ZnO** sagt aus
 - die Verbindung Zinkoxid besteht aus den Elementen Zink und Sauerstoff
 - ein Molekül Zinkoxid besteht aus einem Atom Zink und einem Atom Sauerstoff (Zahlenverhältnis 1:1)

Wenn mehrere Atome eines Elements in einem Molekül enthalten sind, wird das durch eine kleine **tiefgestellte Zahl** hinter dem Symbol dieses Elements angegeben:

- Die Formel **Al₂O₃** sagt aus
 - die Verbindung Aluminiumoxid besteht aus den Elementen Aluminium und Sauerstoff
 - ein Molekül Aluminiumoxid besteht aus zwei Atomen Aluminium und drei Atomen Sauerstoff (Zahlenverhältnis 2:3)

Mehrere Moleküle einer Verbindung werden durch einen Faktor vor der Formel gekennzeichnet.

- **2 Al₂O₃** bedeutet 2 Moleküle Aluminiumoxid.

Die Gesamtanzahl der Atome in mehreren Molekülen läßt sich durch Multiplikation des Faktors mit den tiefgestellten Zahlen ermitteln. 2 Moleküle Aluminiumoxid enthalten also insgesamt $2 \cdot 2 = 4$ Atome Aluminium und $2 \cdot 3 = 6$ Atome Sauerstoff. Das Zahlenverhältnis zwischen den Aluminiumatomen und den Sauerstoffatomen beträgt auch bei 2 Molekülen Aluminiumoxid 2:3. ① ② ③ ④

Jede Verbindung wird durch eine Formel gekennzeichnet. Sie gibt die Elemente in der Verbindung, die Anzahl der Atome dieser Elemente im Molekül und das Zahlenverhältnis zwischen den Atomen an.

Eine Formel bezeichnet auch ein Element, wenn es Moleküle aus mehreren Atomen bildet.

Russisch	Так можно получить многие окислы. Если, например, взять металлическую ленту магния и поджечь, то образуется белый порошок — окись магния, так называемая магнезия MgO: $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
Französisch	2° Le magnésium. — En brûlant dans l'oxygène, il donne l'oxyde de magnésium : $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO.$ Cet oxyde se combine à l'eau pour donner une base, l'hydroxyde de magnésium, ou magnésie, dont la solution bleuit le tournesol :
Englisch	1. Only the substances transformed and formed by the reaction should be shown. Thus, if carbon burns to carbon dioxide in atmospheric air, we write: $C + O_2 \rightarrow CO_2 \quad (22)$ even though N_2, Ar, H_2O etc. are present. Only in very rare cases should deviations from this rule be permitted. If for technological applications one
Tschechisch	Průmyslově se kyslíčnick uhlíčitý vyrábí spalováním uhlí podle reakce: $C + O_2 \longrightarrow CO_2$ Nebo se vyrábí tepelným rozkladem uhličitanu vápenatého $CaCO_3$ (kalcitu ve vápenci):
Arabisch	٣ - إذا سخن في الهواء أو في جو من الأوكسجين فإنه يشتعل مكوناً ثاني أكسيد الكربون الذي يعكر رائحة السكس . $C + O_2 \rightarrow CO_2$ فوائد النسم الباقى :
Ungarisch	Az oxigénmolekula 2 oxigénatomja 2 magnéziumatomot köt le. Ezért két magnézium-oxid-molekula keletkezik: $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO$ Alumíniumport égünk.

Abb. 35 Unabhängig von Sprache und Schrift wird in allen Ländern der Welt die gleiche chemische Zeichensprache benutzt.

- ① Was bedeuten die Ausdrücke Mg, Zn, 3 Mg, 5 Zn, 2 C, O₂, 4 H₂?
- ② Gib in der chemischen Zeichensprache an: a) 1 einzelnes Atom Natrium; b) 3 einzelne Atome Aluminium; c) 2 einzelne Atome Schwefel; d) 1 einzelnes Atom Quecksilber; e) 1 einzelnes Molekül Wasserstoff; f) 4 einzelne Moleküle Sauerstoff!
- ③ Es sind folgende Formeln gegeben: a) Al₂O₃; b) FeO; c) CaO; d) SO₂; e) P₂O₅; f) PbO₂. Lies die Formeln! Gib die Elemente in der Verbindung und die Anzahl Atome eines jeden Elementes im Molekül und das Zahlenverhältnis zwischen den Atomen an!
- ④ Erläutere ausgehend von der Formel die Zusammensetzung folgender Verbindungen: a) Schwefelsäure H₂SO₄; b) Traubenzucker C₆H₁₂O₆! Gib das Zahlenverhältnis zwischen den Atomen an!
- ⑤ Aus der chemischen Untersuchung von Oxiden ist bekannt:

Name	Anzahl der Atome im Molekül	
Eisenoxid	2 Eisenatome	3 Sauerstoffatome
Zinkoxid	1 Zinkatom	1 Sauerstoffatom
Kaliumoxid	2 Kaliumatome	1 Sauerstoffatom
Kohlendioxid	1 Kohlenstoffatom	2 Sauerstoffatome

Stelle die Formeln auf!

- ⑥ Gib in der chemischen Zeichensprache an: a) 2 Moleküle Kohlendioxid; b) 5 Moleküle Kaliumoxid; c) 3 Moleküle Eisenoxid; d) 1 Molekül Zinkoxid! (Zusammensetzung der Stoffe ↗ Aufgabe ⑤)
- ⑦ Erkläre die Bedeutung folgender Ausdrücke: a) 4 Al₂O₃; 2 SO₂; 3 MgO; ZnO; b) 7 H₂O; 3 Fe₂O₃; 2 CuO; 5 P₂O₅! Gib jeweils die Gesamtanzahl der einzelnen Atome an!

Die Formel



bedeutet

→ das Element Sauerstoff, das molekular auftritt

→ ein Molekül Sauerstoff, bestehend aus zwei Atomen Sauerstoff

Reine Stoffe werden in der chemischen Zeichensprache durch Symbole oder durch Formeln gekennzeichnet. Ihre Bedeutung ist nachfolgend noch einmal gegenübergestellt.

Symbol	Formel
Zeichen für ein Element	a) Zeichen für eine Verbindung unter Angabe der Elemente, aus denen sie besteht b) Zeichen für ein molekular auftretendes Element
Zeichen für ein Atom eines Elementes	a) Zeichen für ein Molekül einer Verbindung unter Angabe der Anzahl der Atome, die in diesem Molekül enthalten sind (Zahlenverhältnis der Atome) b) Zeichen für ein Molekül eines Elementes unter Angabe der Anzahl der Atome, die in diesem Molekül enthalten sind

⑤ ⑥ ⑦

Wertigkeit

Die Moleküle einer Verbindung sind stets gleich zusammengesetzt. Die Moleküle des Magnesiumoxids bestehen zum Beispiel immer aus einem Atom Magnesium und einem Atom Sauerstoff. Diese Zusammensetzung kommt in den Formeln zum Ausdruck. In Tabelle 5 ist die Zusammensetzung einiger Oxide angegeben.

Tabelle 5 Zusammensetzung einiger Oxide

Name	Formel	Anzahl der Atome im Molekül	
Magnesiumoxid	MgO	1 Atom Magnesium	1 Atom Sauerstoff
Natriumoxid	Na ₂ O	2 Atome Natrium	1 Atom Sauerstoff
Aluminiumoxid	Al ₂ O ₃	2 Atome Aluminium	3 Atome Sauerstoff
Wasserstoffoxid (Wasser)	H ₂ O	2 Atome Wasserstoff	1 Atom Sauerstoff
Kohlendioxid	CO ₂	1 Atom Kohlenstoff	2 Atome Sauerstoff

Die Zusammensetzung der Moleküle läßt sich mit Hilfe der **stöchiometrischen Wertigkeit** (kurz: Wertigkeit) der Elemente erklären.

Die Untersuchung zahlreicher Verbindungen hat ergeben, daß sich von einigen Elementen ein Atom niemals mit mehr als einem Atom eines anderen Elementes verbindet. Ein solches Element ist Wasserstoff. Man hat festgelegt, daß das Element Wasserstoff in allen Verbindungen die (stöchiometrische) Wertigkeit „Eins“ hat. Anders ausgedrückt: Wasserstoff ist einwertig.

Die Wertigkeiten der anderen Elemente in Verbindungen lassen sich aus der Wertigkeit des Wasserstoffs ableiten. Im Wassermolekül bindet ein Sauerstoffatom zwei einwertige Wasserstoffatome (Abb. 36). Sauerstoff ist demnach in dieser Verbindung zweiwertig. Die Wertigkeiten von Sauerstoff und Wasserstoff sind im Wassermolekül ausgeglichen. Vereinigt sich ein Element nicht mit Wasserstoff, dann muß man sich vorstellen, daß die Atome des Elementes in der Verbindung durch Wasserstoffatome ersetzt werden. Das

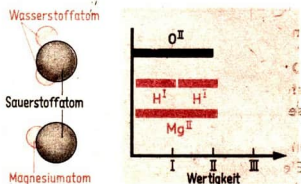
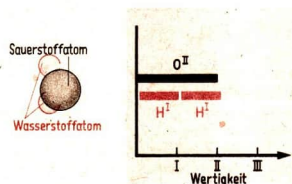


Abb. 36 In der Verbindung Wasser ist Sauerstoff zweiwertig, denn ein Sauerstoffatom bindet zwei Wasserstoffatome.

Abb. 37 In der Verbindung Magnesiumoxid ist Magnesium zweiwertig, denn ein Magnesiumatom ersetzt zwei Wasserstoffatome.

- ① Begründe die Wertigkeiten von Kalium, Zink und Kohlenstoff, indem du den Merksatz von Seite 51 auf folgende Verbindungen anwendest: a) Kaliumoxid K_2O ; b) Zinkoxid ZnO ; c) Kohlendioxid CO_2 ! (Wertigkeiten der Elemente ↗ Tafelwerk, S. 41)
- ② Stelle Elemente zusammen, die in mehreren Wertigkeiten auftreten können (↗ Tafelwerk, S. 41)!

Magnesiumatom im Magnesiumoxidmolekül läßt sich gedanklich durch zwei Wasserstoffatome ersetzen (Abb. 37). Das Magnesium ist also im Magnesiumoxid zweiwertig. Die Wertigkeiten der Elemente sind auch hier ausgeglichen.

Man käme zum gleichen Ergebnis, wenn man davon ausgeht, daß Sauerstoff stets zweiwertig auftritt. Ein zweiwertiges Sauerstoffatom bindet ein Magnesiumatom, das demnach auch zweiwertig sein muß.

Die (stöchiometrische) Wertigkeit wird durch römische Ziffern bezeichnet. Man schreibt sie bei Bedarf rechts oben an das Symbol.

O^{II} ; Na^I ; Mg^{II} ; S^{VI}

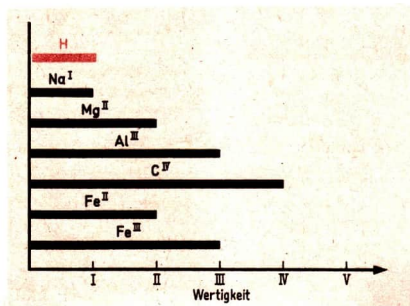


Abb. 38 Graphische Darstellung der Wertigkeit, mit der einzelne Elemente auftreten können

In Abbildung 38 ist die Wertigkeit einiger Elemente graphisch veranschaulicht.

Die (stöchiometrische) Wertigkeit ist eine Zahl, die angibt, wieviel Wasserstoffatome das Atom eines Elementes binden oder in einer Verbindung ersetzen kann. ① ②

In den Verbindungen sind die Wertigkeiten der Elemente ausgeglichen. Zahlreiche Elemente treten in allen Verbindungen nur mit einer bestimmten (stöchiometrischen) Wertigkeit auf. So sind Wasserstoff und Natrium stets einwertig. Sauerstoff hat in allen Oxiden die Wertigkeit II. Es gibt aber auch viele Elemente, die in verschiedenen (stöchiometrischen) Wertigkeiten auftreten können. Eisen kann zwei- oder dreiwertig sein. Welche Wertigkeit auftritt, hängt von den Bedingungen ab, unter denen die Elemente reagieren.

Formel und Wertigkeit

Die Wertigkeit eines Elementes kann aus Formeln ermittelt werden, wenn die Wertigkeiten der anderen Elemente bekannt sind. Bei Verbindungen, die nur aus zwei Elementen bestehen, ist das recht einfach. ①

Die Wertigkeit des Aluminiums im Aluminiumoxid Al_2O_3 soll ermittelt werden. Sauerstoff ist zweiwertig. Man geht wie folgt vor:

1. Ein Molekül Aluminiumoxid enthält 3 Sauerstoffatome, die insgesamt 6 Wertigkeiten ($3 \cdot 2 = 6$) haben.
2. Ein Molekül Aluminiumoxid enthält 2 Aluminiumatome. Diese müssen insgesamt ebenfalls 6 Wertigkeiten haben, da sich die Wertigkeiten aller Atome im Molekül ausgleichen.
3. Aluminium ist folglich dreiwertig ($6:2 = 3$).

Die Formel einer Verbindung lässt sich aufstellen, wenn die Elemente und die Wertigkeit, mit der sie in der Verbindung vorliegen, bekannt sind. Bei Verbindungen aus zwei Bestandteilen entspricht die Gesamtzahl der sich gegenseitig ausgleichenden Wertigkeiten dem kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Wertigkeiten der Elemente (Abb. 39).

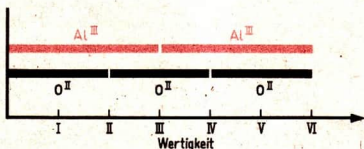


Abb. 39 In einem Molekül Aluminiumoxid gleichen sich die Wertigkeiten der zwei Aluminiumatome und die Wertigkeiten der drei Sauerstoffatome aus.

Zum Aufstellen der Formeln wird eine Schrittfolge benutzt. ② ③ ④

Teilschritte	■ Aufstellen der Formel für Aluminiumoxid
1. Ermitteln der Symbole der Elemente, aus denen die Verbindung besteht	Al O
2. Feststellen der Wertigkeit der Elemente, aus denen die Verbindung besteht	Al^{III} O^{II}
3. Errechnen des kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Wertigkeiten	6
4. Feststellen, wie oft die Wertigkeiten im kleinsten gemeinsamen Vielfachen enthalten sind. Diese Zahlen geben an, aus wieviel Atomen jedes Elementes ein Molekül der Verbindung besteht.	2mal 3mal 2 Atome 3 Atome Aluminium Sauerstoff
5. Formel	Al_2O_3

- ① Ermittle entsprechend dem angegebenen Beispiel die Wertigkeit der Bestandteile in a) Phosphor-pentoxid P_2O_5 ; b) Schwefeldioxid SO_2 ; c) Dichlorheptoxid Cl_2O_7 ! Sauerstoff tritt in allen Fällen zweiwertig auf.
- ② Zeige am Beispiel der Schrittfolge und an dem Beispiel für die Ermittlung der Wertigkeit von Eisen im Eisenoxid Fe_2O_3 , daß die Gesamtzahl der sich gegenseitig ausgleichenden Wertigkeiten dem kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Wertigkeiten der Elemente entspricht!
- ③ Ermittle nach der Schrittfolge die Formeln von Magnesiumoxid, Zinkoxid, Kohlendioxid, Kalium-oxid und Natriumoxid! Fertige dazu graphische Darstellungen wie in Abbildung 39 Seite 52 an! Weise nach, daß in allen Fällen die Gesamtzahl der betätigten Wertigkeiten das kleinste gemein-same Vielfache der Wertigkeiten der Bestandteile ist!
- ④ Bilde die Formeln folgender Oxide: a) Oxid des Eisens, in dem Eisen zweiwertig ist; b) Oxid des Eisens, in dem Eisen dreiwertig ist; c) Oxid des Phosphors, in dem Phosphor fünfwertig ist; d) Oxid des Zinns, in dem Zinn zweiwertig ist; e) Oxid des Zinns, in dem Zinn vierwertig ist!

Namen der Oxide

22

Aus den Namen der Oxide sind die darin enthaltenen Elemente ersichtlich (/ Seite 35). Viele Elemente bilden mehrere Oxide, in denen sie in unterschiedlicher Wertigkeit vor-liegen. Die verschiedenen Oxide eines Elementes zeichnen sich durch unterschiedliche Eigenschaften aus.

	Oxide des Eisens		Oxide des Schwefels	
Formel	FeO	Fe_2O_3	SO_2	SO_3
Wertigkeit	Fe ^{II}	Fe ^{III}	S ^{IV}	S ^{VI}
Farbe, Aggre-gatzustand	schwarzes Pulver	rotbraunes Pulver	farbloses Gas	farblose Kristalle (unterhalb 16,8 °C)
Dichte	$5,70 \frac{g}{cm^3}$	$5,24 \frac{g}{cm^3}$	$2,93 \frac{g}{l}$	$2,75 \frac{g}{cm^3}$
Schmelz-temperatur	1360 °C	1565 °C	—76 °C	17 °C
Siede-temperatur			—10 °C	45 °C

Unterschiedliche Oxide, in denen solche Elemente wie Eisen oder Schwefel vorkommen, müssen auch unterschiedliche Namen erhalten.

Im **Namen der Metalloxide** wird die Wertigkeit angegeben, mit der das Metall auf-tritt. Dazu dient eine römische Ziffer, die in Klammern hinter den Namen des Metalls geschrieben wird. Hinter der Klammer steht ein Bindestrich, dann folgt die Bezeichnung „oxid“.

FeO
Eisen(II)-oxid
(Eisen zweiwertig)

Fe₂O₃
Eisen(III)-oxid
(Eisen dreiwertig)

Einige Metalle bilden auch Oxide, in denen sie gleichzeitig in verschiedenen Wertigkeiten auftreten. So entsteht zum Beispiel bei der Verbrennung von Eisen an der Luft das Eisen(II,III)-oxid Fe₃O₄. In einem Molekül dieser Verbindung treten zwei Eisenatome dreiwertig auf, und eines ist zweiwertig. Dementsprechend setzt sich Eisen(II,III)-oxid Fe₃O₄ aus Eisen(II)-oxid FeO und Eisen(III)-oxid Fe₂O₃ zusammen. Die Formeln solcher zusammengesetzten Verbindungen lassen sich nicht mit der angegebenen Schrittfolge (S. 52) ermitteln. ① ② ③

In Namen von Metalloxiden wird die Wertigkeit der Metalle durch in Klammern gesetzte römische Ziffern mit Bindestrich angegeben.

Die **Namen der Nichtmetalloxide** werden oft anders gebildet. Man gibt dazu im Namen die Anzahl der Sauerstoffatome, die in einem Molekül enthalten sind, durch griechische Zahlwörter an:

Zahl	1	2	3	4	5	6	7
Bezeichnung	mon(o)	di	tri	tetr(a)	pent(a)	hex(a)	hept(a)

SO₂
Schwefel di oxid
(2 Sauerstoffatome)

SO₃
Schwefel tri oxid
(3 Sauerstoffatome)

Sind in einem Oxid mehrere Nichtmetallatome mit Sauerstoffatomen verbunden, dann gibt man meist auch deren Anzahl durch griechische Zahlwörter an. ④

N₂O₃
Di stickstoff tri oxid
(2 Stickstoffatome; 3 Sauerstoffatome)

Gesetz von der Erhaltung der Masse

23

Ein verschlossener Rundkolben, der etwas weißen Phosphor auf Sand enthält (Abb. 40), wird auf der Waage tariert.

Der Phosphor wird durch Erwärmen entzündet. Nach dem Abkühlen tariert man erneut.

In einem verschlossenen Erlenmeyerkolben mit Kalkwasser steht ein Reagenzglas mit Natriumkarbonatlösung (Sodalösung). Nach dem Trieren werden beide Lösungen vermischt und erneut tariert.

Bei den chemischen Reaktionen sind bisher vor allem die stofflichen Veränderungen betrachtet worden. Man spricht deshalb von der **qualitativen** Untersuchung chemischer Reaktionen. Betrachtet man dagegen die Masse der Stoffe bei Reaktionen, dann

- ① Bilde die Formeln und Namen für folgende Stoffe: a) Oxid des Bleis, in dem das Metall zweiwertig ist; b) Oxid des Bleis, in dem Blei vierwertig ist; c) Oxid des Quecksilbers, in dem Quecksilber einwertig ist; d) Oxid des Quecksilbers, in dem das Metall zweiwertig ist!
- ② Ermittle die Formeln von Mangan(II)-oxid, Mangan(IV)-oxid und Mangan(VII)-oxid!
- ③ Überprüfe, ob sich die Wertigkeiten in einem Molekül Eisen(II,III)-oxid ausgleichen!
- ④ Dir sind folgende Formeln gegeben: a) Cl_2O_7 ; b) N_2O_3 ; c) NO_2 . Gib die Namen dieser Oxide an! Welche Wertigkeiten haben die Elemente in diesen Oxiden?
- ⑤ Begründe, warum bei Experiment 37 eine Oxydation stattgefunden hat!

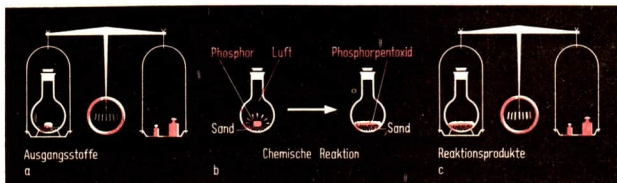


Abb. 40 Ablauf eines Experiments zur Erkenntnis und Bestätigung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse

a) Die Masse der Ausgangsstoffe vor der Reaktion wird ermittelt. b) Die chemische Reaktion wird durchgeführt. c) Die Masse der Reaktionsprodukte nach der Reaktion wird ermittelt

handelt es sich um **quantitative** Untersuchungen. Wenn chemische Reaktionen in verschlossenen Gefäßen ablaufen, dann können weder Stoffe entweichen noch von außen hinzutreten. Ermittelt man die Masse vor und nach der Reaktion, so zeigt sich, daß die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Reaktionsprodukte ist. Das heißt: bei chemischen Reaktionen erfolgt nur eine Umwandlung vorhandener Stoffe in andere mit neuen Eigenschaften. Diese Feststellung gilt nicht nur für Oxydationen (Experiment 37), sondern auch für alle anderen chemischen Reaktionen (z. B. Experiment 38). Die Übereinstimmung der Masse der Ausgangsstoffe mit der Masse der Reaktionsprodukte wurde im 18. Jahrhundert entdeckt und im **Gesetz von der Erhaltung der Masse** ausgedrückt: ⑤

► **Bei jeder chemischen Reaktion ist die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Reaktionsprodukte.**

Die wichtigsten Untersuchungen, die schließlich die Formulierung des Gesetzes ermöglicht haben, wurden von dem russischen Wissenschaftler Lomonossow (Abb. 41) im Jahre 1744 durchgeführt. Die Formulierung des Gesetzes, die wir noch heute benutzen, stammt von dem französischen Chemiker Antoine Laurent Lavoisier. Er veröffentlichte sie im Jahre 1785.



Abb. 41

Michail Wassiljewitsch Lomonossow (1711...1765) studierte nach Überwindung zahlreicher durch die Rückständigkeit des zaristischen Rußlands bedingter Schwierigkeiten zunächst in Petersburg (heute Leningrad) und später in Marburg und Freiberg (Sachsen). 1745 erhielt er in Rußland eine Professur. Lomonossow war maßgeblich an der Gründung der Moskauer Universität beteiligt. Seine Hauptarbeiten lagen auf den Gebieten der Chemie und Physik. Daneben betätigte er sich erfolgreich als Sprachforscher, Geograph, Geologe und Astronom. Er gründete das erste chemische Laboratorium Rußlands. Lomonossow erklärte als erster die Aggregatzustände mit der Bewegung von Teilchen. Bei der Untersuchung der Verbrennung erkannte er die Rolle der Luft und das Gesetz von der Erhaltung der Masse.

Im 18. Jahrhundert war die Auffassung noch weit verbreitet, Stoffe könnten spurlos verschwinden oder aus nichts entstehen. Sie ergab sich aus ungenügender und unvollkommener Beobachtung der Naturerscheinungen. Die Kenntnis des Gesetzes von der Erhaltung der Masse hat dazu beigetragen, daß solche und ähnliche Vorgänge gründlicher untersucht und geklärt werden konnten. Allerdings hat es jahrelanger Auseinandersetzungen zwischen den Chemikern im 18. Jahrhundert bedurft, bis sie sich schließlich von der Gültigkeit des Gesetzes überzeugt hatten. ①

Aus dem Gesetz von der Erhaltung der Masse ergibt sich noch eine weitere Schlußfolgerung: Wenn bei chemischen Reaktionen die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Reaktionsprodukte ist, dann muß auch die Anzahl der Atome in den Ausgangsstoffen gleich der Anzahl der Atome in den Reaktionsprodukten sein.

► Bei chemischen Reaktionen bleibt die Anzahl der beteiligten Atome unverändert. ②

Chemische Gleichung

24

Aufstellen von chemischen Gleichungen

Chemische Reaktionen werden in der chemischen Zeichensprache in Form von **chemischen Gleichungen** (Reaktionsgleichungen) ausgedrückt. Wenn man eine chemische Gleichung aufstellen will, müssen die Ausgangsstoffe und die Reaktionsprodukte bekannt sein. Mit den Namen dieser Stoffe kann die Reaktion als Wortgleichung angegeben werden (↗ S. 36).

In der chemischen Gleichung stehen an Stelle der Stoffnamen die entsprechenden Symbole beziehungsweise Formeln. Nach dem Gesetz von der Erhaltung der Masse müssen in den Ausgangsstoffen und in den Reaktionsprodukten von jedem Element die gleiche Anzahl Atome vorhanden sein. Deshalb sind die Symbole oder Formeln in der chemischen Gleichung meist noch mit Faktoren versehen:

- ① a) Wieso hat die Entdeckung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse die Entwicklung der Wissenschaft Chemie gefördert?
 b) Welcher Trugschluß lag vor, wenn einige Chemiker im 18. Jahrhundert annahmen, das Abbrennen einer Kerze stehe im Widerspruch zum Gesetz von der Erhaltung der Masse?
- ② Erläutere, daß die Anzahl der Atome bei der Reaktion im Experiment 37 (/ S. 54) gleich bleibt!

	Ausgangsstoffe		→	Reaktionsprodukt
Wortgleichung:	Magnesium	+ Sauerstoff	→	Magnesiumoxid
chemische Gleichung:	2Mg	+ O_2	→	2MgO
Anzahl der Teilchen:	2 Atome Magnesium	+ 1 Molekül Sauerstoff	→	2 Moleküle Magnesiumoxid
Anzahl der Atome:	2 Atome Magnesium	+ 2 Atome Sauerstoff	=	2 Atome Magnesium 2 Atome Sauerstoff

Chemische Gleichungen können in vielen Fällen nach einer Schrittfolge entwickelt werden.

Teilschritte	■ Oxydation von Magnesium
1. Aufstellen der Wortgleichung	Magnesium + Sauerstoff → Magnesiumoxid
2. Einsetzen der chemischen Zeichen (Symbole, Formeln) für die Ausgangsstoffe und die Reaktionsprodukte	$\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$
3. Ausgleichen durch Auffinden von Faktoren (Auffinden der kleinstmöglichen Anzahl Atome beziehungsweise Moleküle der Stoffe, die an der Reaktion teilnehmen) ⑤	1 Magnesium-atom 2Mg 2 Sauerstoff- atome O_2 → 1 Sauerstoffatom in 1 Molekül Magnesiumoxid $1 \cdot 2 = 2$ Sauerstoffatome 2 Magnesiumatome in 2 Molekülen Magnesiumoxid 2MgO Schlußfolgerung: $1 \cdot 2 = 2$ Magnesium- atome Überprüfen, ob auf jeder Seite der Gleichung die gleiche Anzahl Atome vermerkt sind $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
4. Richtige Gleichung	$2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$

Eine besonders wichtige Aufgabe beim Entwickeln einer chemischen Gleichung ist das Auffinden der Faktoren (Teilschritt 3). Die Faktoren können auch mit Hilfe des kleinsten gemeinsamen Vielfachen ermittelt werden:

Teilschritte	Oxydation von Aluminium
1.	Aluminium + Sauerstoff $\longrightarrow$ Aluminiumoxid
2.	Al + O₂ $\longrightarrow$ Al₂O₃
3.	2 Sauerstoffatome Schlußfolgerung: 2 · 3 = 6 Sauerstoffatome Al + 3 Sauerstoffatome 3 O₂ $\longrightarrow$ 3 Sauerstoffatome 3 · 2 = 6 Sauerstoffatome 2 Al₂O₃ k. g. V. : 6 1 Aluminiumatom Schlußfolgerung: 1 · 4 = 4 Aluminiumatome 4 Al + 4 Aluminiumatome 3 O₂ $\longrightarrow$ 4 Aluminiumatome 1 · 4 = 4 Aluminiumatome 2 Al₂O₃ k. g. V. : 4
4.	4 Al + 3 O₂ $\longrightarrow$ 2 Al₂O₃

Für den Teilschritt 3 führt in den meisten Fällen die Beachtung folgender Regeln zum Ziel:

Das Ausgleichen darf nur durch die Angabe von Faktoren vor den Symbolen beziehungsweise Formeln erfolgen! An den richtig ermittelten Formeln und Symbolen darf keineswegs etwas verändert werden, denn die Formel gibt das Zahlenverhältnis der Atome im Molekül wieder!

Bei Gleichungen, in denen nur Oxide und Elemente auftreten, gleicht man möglichst zuerst die Sauerstoffatome aus! ① ② ③ ④ ⑤

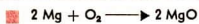
► **Chemische Reaktionen werden in der Zeichensprache durch chemische Gleichungen angegeben.**

Bedeutung der chemischen Gleichung

Chemische Gleichungen geben den Ausgangs- und Endzustand einer chemischen Reaktion an.

Wie den Symbolen (↗ S. 33) und den Formeln (↗ S. 47) kann man auch chemischen Gleichungen mehrere Angaben entnehmen. ⑥ ⑦ ⑧

- ① a) Was bedeutet 2 Fe, 7 O₂, 4 Mg, 3 P, 4 ZnO, 2 Al₂O₃, N₂O₃, 5 Na₂O?
b) Schreibe in der chemischen Zeichensprache: 2 Atome Silber, 3 Atome Schwefel, 1 Atom Blei, 4 Moleküle Stickstoff, 4 Moleküle Wasserstoff, 3 Moleküle Zinn(IV)-oxid, 2 Moleküle Eisen(III)-oxid, 7 Moleküle Kohlendioxid!
- ② Ermittle die Faktoren!
a) ... Ca + ... O₂ → ... CaO
b) ... Fe + ... O₂ → ... Fe₂O₃
- ③ Entwickle nach der angegebenen Schrittfolge die chemischen Gleichungen für folgende Reaktionen: Oxydation von Zink; Verbrennung von Kohlenstoff und von Phosphor (Phosphor verhält sich fünfwertig); Bildung von Eisen(II)-oxid und von Zinn(IV)-oxid!
- ④ Entwickle Gleichungen, indem du von folgenden Angaben ausgehst!
a) ... + O₂ → CuO
b) S + ... → SO₂
c) ... + ... → PbO₂
- ⑤ Wiederhole den Abschnitt über Formel und Wertigkeit (S. 52)!
- ⑥ Stelle die chemischen Gleichungen für die Bildung von Kupfer(II)-oxid und die Oxydation von Aluminium auf! Lies diese chemischen Gleichungen a) unter Angabe der reagierenden Stoffe; b) unter Angabe der reagierenden Atome und Moleküle!
- ⑦ Weise in fünf selbstgewählten Beispielen nach, daß auf beiden Seiten der chemischen Gleichung die gleiche Anzahl von Atomen enthalten ist!
- ⑧ Lies im Mathematiklehrbuch über Gleichungen nach (Inhaltsverzeichnis benutzen)!

Aussage der chemischen Gleichung	
1. Die Reaktion von Ausgangsstoffen zu Reaktionsprodukten	Magnesium reagiert mit Sauerstoff zu Magnesiumoxid.
2. Die kleinstmögliche Anzahl von Atomen und Molekülen der Stoffe, die reagieren und nach der Reaktion vorliegen	2 Atome Magnesium reagieren mit 1 Molekül Sauerstoff zu 2 Molekülen Magnesiumoxid.

Der Begriff „Gleichung“ hat in der Chemie eine andere Bedeutung als in der Mathematik. Die mathematische Gleichung ist durch das Gleichheitszeichen gekennzeichnet, die chemische enthält dagegen den Reaktionspfeil. Die beiden Seiten der mathematischen Gleichung können vertauscht werden, bei der chemischen Gleichung ist das nicht möglich. Die linke und die rechte Seite einer mathematischen Gleichung mit wahrer Aussage sind gleich, in der chemischen Gleichung sind dagegen auf beiden Seiten unterschiedliche Stoffe bezeichnet.

Auf der linken und auf der rechten Seite der chemischen Gleichung sind sowohl die gleiche Gesamtanzahl aller Atome als auch die gleiche Anzahl der Atome eines Elementes angegeben. Beide Seiten bedeuten zugleich die gleiche Gesamtmasse der Ausgangs-

stoffe und die der Reaktionsprodukte. Darauf beruht in der Chemie der Begriff „Gleichung“.

► **Die chemische Gleichung liefert Angaben über Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte sowie die kleinstmögliche Anzahl von reagierenden Atomen und Molekülen bei chemischen Reaktionen.**

Wiederholung

25

1. Gib die chemischen Zeichen (Symbole bzw. Formeln) für folgende Stoffe an: a) Blei; b) Schwefeldioxid; c) Silber; d) Zinn(IV)-oxid; e) molekularer Stickstoff; f) Diphosphortrioxid; g) Aluminium; h) molekularer Sauerstoff; i) Mangan(IV)-oxid!
2. Stelle chemische Gleichungen auf für die Oxydation von Quecksilber (Quecksilber ist in der Verbindung zweiwertig); die Bildung von Kupfer(I)-oxid; die Verbrennung von Phosphor zu Phosphorpentoxid!

Welche quantitativen und qualitativen Aussagen können aus den Gleichungen entnommen werden?

3. Arsen ist ein chemisches Element mit dem Symbol As. Es bildet außerordentlich giftige Verbindungen. Von diesem Element gibt es zwei Oxide mit den Formeln As_2O_3 und As_2O_5 . Sie werden nach den Regeln für Nichtmetalloxide bezeichnet. Ermittle die Wertigkeit des Arsens in beiden Verbindungen! Gib die Namen dieser Oxide an!
4. Welche Aussagen kann man folgenden Ausdrücken entnehmen: 5 Pb; O_2 ; 2 Zn; SnO_2 ; 2 PbO; Na₂O; 3 P_2O_5 ; 4 P?
5. Vergleiche die Wiedergabe der gleichen Reaktion in der Wortgleichung und der chemischen Zeichensprache:

a) Phosphor + Sauerstoff $\longrightarrow$ Phosphorpentoxid

b) $4 P + 5 O_2 \longrightarrow 2 P_2O_5$

Welche Aussagen kann man a) und b) entnehmen?

Begründe die Vorzüge der chemischen Gleichung gegenüber der Wortgleichung!

6. Begründe den scheinbaren Widerspruch zum Gesetz von der Erhaltung der Masse bei der Verbrennung von Kohle im Ofen!

7. Ordne die Oxide a) des Eisens Fe_2O_3 , FeO, Fe_3O_4 nach fallendem Eisengehalt;

b) des Stickstoffs NO, N_2O_3 , N_2O , N_2O_5 nach fallendem Stickstoffgehalt!

Du mußt dazu ermitteln, wieviel Atome Eisen beziehungsweise Stickstoff auf ein Atom Sauerstoff gedanklich entfallen würden! Gib die Namen für alle Oxide an!

8. Wenn Obstsaft längere Zeit an der Luft steht, beginnt er zu gären. Die chemische Reaktion, die dabei abläuft, kann man in der folgenden Reaktionsgleichung zusammenfassen:



(Traubenzucker) (Alkohol)

a) Überprüfe die Richtigkeit der Gleichung!

b) Stelle die Angaben zusammen, die du der Gleichung entnehmen kannst!

Chemisches Rechnen

In der Chemie ist es häufig notwendig, die Zusammensetzung von Stoffen sowie die Massen der Stoffe bei chemischen Reaktionen quantitativ zu berechnen. Bereits vor Beginn einer chemischen Reaktion lassen sich die Massen der Reaktionsprodukte oder die Massen der Ausgangsstoffe, die sich vollständig umsetzen, mathematisch berechnen. Die Lehre, die sich mit derartigen Berechnungen beschäftigt, wird **Stöchiometrie** genannt. Eine Voraussetzung für stöchiometrische Berechnungen sind Kenntnisse über die Massen der kleinsten Teilchen, die sich an den Reaktionen beteiligen.

Atommasse – Molekülmasse

26

Atommasse

Die wirkliche Masse eines einzelnen Atoms ist außerordentlich klein. Man bezeichnet sie als **absolute Atommasse**. Sie wird in Gramm angegeben.

■ Die absolute Atommasse eines Kohlenstoffatoms beträgt
0,000 000 000 000 000 000 000 00199 g.

Die absoluten Atommassen der Elemente wurden durch komplizierte Berechnungen ermittelt. Da es sich jedoch um sehr kleine Zahlen handelt, ist es unzumutbar, sie für stöchiometrische Berechnungen zu verwenden. Für Berechnungen benutzt man deshalb die **relativen Atommassen**, meist kurz **Atommassen** genannt. Die relativen Atommassen leiten sich von einer festgelegten Einheit ab, dem zwölften Teil der absoluten Masse des Kohlenstoffatoms.

Die relative Atommasse eines Elementes ist der Quotient aus seiner absoluten Atommasse und dem zwölften Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms. Die relative Atommasse besitzt keine Einheit. Sie gibt demnach an, wievielfach so schwer die Atome eines Elementes wie die festgelegte Einheit sind.

■
$$\frac{\text{absolute Masse des Sauerstoffatoms}}{\text{zwölfter Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms}} = \text{relative Atommasse des Sauerstoffs}$$

Sauerstoffatome sind rund 16mal so schwer wie der zwölfte Teil des Kohlenstoffatoms. Sauerstoff hat die relative Atommasse 16.

Die absolute Atommasse ist die in Gramm angegebene wirkliche Masse eines Atoms.

Die relative Atommasse gibt an, wievielfach so groß die Masse eines Atoms eines Elements wie der zwölfte Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms ist.

Die relativen Atommassen einiger Elemente sind in Abbildung 42 graphisch dargestellt. ① ②

Die relativen Atommassen werden mit immer größerer Genauigkeit bestimmt und in Tabellen angegeben. Im Chemieunterricht rechnet man meist mit gerundeten Werten.

Molekülmasse

Beim chemischen Rechnen ist nicht nur die Atommasse, sondern auch die Masse der Moleküle von Bedeutung. Die Molekülmasse wird in der Chemie ebenso wie die Atommasse durch einen Quotienten angegeben. Sie hat die gleiche Grundlage wie die relative Atommasse und heißt **relative Molekülmasse**. Die relative Molekülmasse erhält man durch Addition der relativen Atommassen aller Atome, die in dem betreffenden Molekül enthalten sind.

Ein Molekül Magnesiumoxid besteht aus einem Atom Magnesium (relative Atommasse 24) und einem Atom Sauerstoff (relative Atommasse 16). Die relative Molekülmasse des Magnesiumoxids ist dann: $24 + 16 = 40$.

Die relative Molekülmasse ist die Summe der relativen Atommassen aller in einem Molekül enthaltenen Atome.

Die relative Molekülmasse kann nach einer Schrittfolge berechnet werden:

Teilschritte	relative Molekülmasse von Aluminiumoxid Al_2O_3
1. Man schreibt die relativen Atommassen der im Molekül enthaltenen Atome auf.	Aluminium: 27 Sauerstoff: 16
2. Die Anzahl der Atome eines jeden Elements wird aus der Formel abgelesen.	Aluminium: 27 · 2 Sauerstoff: 16 · 3
3. Die relative Atommasse eines jeden Elements wird mit der Anzahl der Atome multipliziert.	Aluminium: $27 \cdot 2 = 54$ Sauerstoff: $16 \cdot 3 = 48$
4. Durch Addition der Produkte (3.) erhält man die relative Molekülmasse.	Aluminium: $27 \cdot 2 = 54$ Sauerstoff: $16 \cdot 3 = 48$ Aluminiumoxid Al_2O_3 : 102

③

- ① Welchen Wert haben die relativen Atommassen von Stickstoff, Phosphor, Blei, Quecksilber, Silber und Natrium? (↗ Tafelwerk, S. 41)
Runde diese Werte auf ganze Zahlen!
- ② Wievielmals so schwer ist a) ein Kohlenstoffatom wie ein Wasserstoffatom, b) ein Magnesiumatom wie ein Kohlenstoffatom; c) ein Kupferatom wie ein Schwefelatom; d) ein Eisenatom wie ein Sauerstoffatom?
Gib möglichst einfache Zahlen an! (↗ Tafelwerk, S. 41)
- ③ Berechne die relativen Molekülmassen folgender Stoffe:
a) ZnO ; Fe_2O_3 ; MgO ; SO_2 ; N_2O_3 ; H_2 ; PbO ; PbO_2 ; O_2 ; N_2 ;
b) Eisen(II)-oxid, Kupfer(I)-oxid, Kupfer(II)-oxid, Phosphorpentoxid, Schwefeltrioxid, Kohlendioxid!

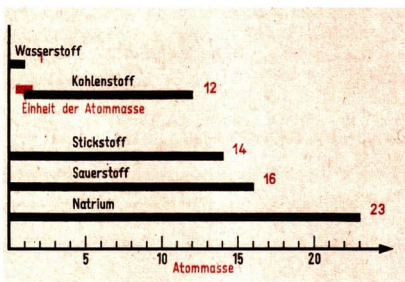


Abb. 42 Graphische Darstellung von relativen Atommassen einiger Elemente

Mol

27

Beim chemischen Rechnen muß man die Massen von Stoffen angeben, die miteinander reagieren. Verhältniszahlen wie die relative Atommasse sind dafür ungeeignet, weil sie keine Einheit besitzen. Auch die Angabe der absoluten Massen einzelner Atome und Moleküle ist nicht zweckmäßig. Man benutzt deshalb nicht die Masse eines einzelnen Teilchens, sondern die einer sehr großen Anzahl. Diese Masse hat man so gewählt, daß ihr Zahlenwert gerade der relativen Atommasse beziehungsweise Molekülmasse gleich ist. Sie wird als **Mol** bezeichnet.

Schwefel hat die relative Atommasse von rund 32. Ein Mol Schwefel sind 32 g. Die relative Molekülmasse von molekularem Wasserstoff ist rund 2. Ein Mol dieses Stoffes sind 2 g Wasserstoff. Ein Mol Magnesiumoxid sind 40 g, denn die relative Molekülmasse dieses Stoffes ist 40.

Die Masse einer gegebenen Anzahl Mole eines Stoffes wird entsprechend der nachstehenden Schrittfolge berechnet:

1. Entscheiden, ob die kleinsten Teilchen des Stoffes Atome oder Moleküle sind
2. Ermitteln des Zahlenwertes für ein Mol
 - a) wenn Atome vorliegen, ist die relative Atommasse anzugeben
 - b) wenn Moleküle vorliegen, ist die relative Molekülmasse zu berechnen
3. Den Zahlenwert (relative Atommasse bzw. relative Molekülmasse) mit der Einheit Gramm g versehen
4. Die erhaltene Größenangabe für 1 Mol mit der gegebenen Anzahl Mole multiplizieren ① ②

Ein Mol ist die Anzahl Gramm eines Stoffes, die dessen relativer Atommasse beziehungsweise Molekülmasse zahlenmäßig gleich ist.

Der Physiker *Josef Loschmidt* hat im Jahre 1868 erstmalig berechnet, wieviel Teilchen in einem Mol enthalten sind (Abb. 43). Jedes Mol besteht aus 602 295 000 000 000 000 000 000 (≈ 600 Trilliarden) Teilchen. Nach ihm wird dieser Wert **Loschmidtsche Konstante** genannt. Die Masse von rund 600 Trilliarden Teilchen eines Stoffes ist demnach genauso groß wie ein Mol dieses Stoffes.

Ein Mol eines jeden Stoffes enthält etwa 600 Trilliarden Teilchen.

		
24 g Magnesium 1 Mol Magnesium enthält etwa 600 Trilliarden Atome	80 g Kupfer (II)-oxid 1 Mol Kupfer (II)-oxid enthält etwa 600 Trilliarden Moleküle	32 g Schwefel 1 Mol Schwefel enthält etwa 600 Trilliarden Atome

Abb. 43 Angaben zu je einem Mol Magnesium, Kupfer(II)-oxid und Schwefel

- ① Wieviel Gramm sind:
- 1 Mol Aluminium, 1 Mol Schwefel, 1 Mol Kupfer, 1 Mol Silber;
 - 2 Mole Zink, 5 Mole Eisen, 0,5 Mol Kohlenstoff, 3 Mole Blei;
 - 1 Mol Kupfer(II)-oxid, 1 Mol Eisen(III)-oxid, 1 Mol Kohlendioxid, 1 Mol Schwefeldioxid, 1 Mol Schwefeltrioxid;
 - 1 Mol Quecksilber(II)-oxid, 2 Mole Blei(IV)-oxid, 3 Mole Eisen(III)-oxid, 2 Mole Natriumoxid;
 - 1 Mol Sauerstoff, 1 Mol Stickstoff, 2 Mole Sauerstoff, 0,5 Mol Stickstoff?
- ② Wieviel Mole sind:
- 24 g Magnesium, 27 g Aluminium, 1 g Wasserstoff, 201 g Quecksilber, 23 g Natrium;
 - 12 g Magnesium, 12 g Kohlenstoff, 32 g Sauerstoff, 32 g Schwefel, 32 g Kupfer;
 - 81 g Zinkoxid, 223 g Blei(II)-oxid, 19 g Distickstofftrioxid, 213 g Phosphorpentoxid, 28 g Stickstoff;
 - 20 g Magnesiumoxid, 88 g Kohlendioxid, 255 g Aluminiumoxid, 16 g Sauerstoff, 64 g Sauerstoff?
- ③ Erläutere die beiden bisher bekannten Bedeutungen von Symbolen und Formeln!
- ④ Welche drei Bedeutungen haben jeweils die folgenden chemischen Zeichen:
- Mg, Zn, Pb, 4 P, 2 C, 3 Al;
 - MgO, Al₂O₃, PbO₂, 3 SO₃, 2 P₂O₅, 5 O₂?
- ⑤ Lies nochmals den Abschnitt „Bedeutung der chemischen Gleichung“ (↗ S. 58)!

Quantitative Aussagen von Symbolen, Formeln und Gleichungen

28

Der Begriff Mol kann auf die chemische Zeichensprache übertragen werden. Symbole, Formeln und Gleichungen erhalten dann eine weitere quantitative Bedeutung. Sie ist auf die Masse bezogen. Symbole und Formeln bedeuten jeweils ein Mol des Stoffes. Steht ein Faktor vor Symbolen oder Formeln, dann bezieht er sich auch auf diese quantitative Aussage. ③

S	CO ₂	2 Fe ₂ O ₃
1 Mol Schwefel	1 Mol Kohlendioxid	2 Mole Eisen(III)-oxid
(32 g Schwefel)	(44 g Kohlendioxid)	(320 g Eisen(III)-oxid)

► Symbole und Formeln bedeuten ein Mol eines Stoffes. ④

Symbole und Formeln haben auch in den chemischen Gleichungen diese quantitative Bedeutung. Dadurch gibt die chemische Gleichung Massen von Stoffen an, die sich miteinander vollständig umsetzen. Addiert man einerseits die mit der Gleichung gekennzeichneten Massen der Ausgangsstoffe und andererseits die der Reaktionsprodukte, dann wird deutlich, daß beide Werte gleich sind. Die quantitative Aussage der chemischen Gleichung stimmt also mit dem Gesetz von der Erhaltung der Masse überein. Die chemische Gleichung gibt demnach die vollständige Umsetzung von bestimmten Massen bei chemischen Reaktionen richtig wieder. ⑤

4 Fe	+	3 O ₂	→	2 Fe ₂ O ₃
4 Mole Eisen	+	3 Mole Sauerstoff	→	2 Mole Eisen(III)-oxid
4 · 600 Trilliarden Eisenatome	+	3 · 600 Trilliarden Sauerstoffmoleküle	→	2 · 6 Trilliarden Eisen(III)-oxidmoleküle
4 · 56 g Eisen	+	3 · 32 g Sauerstoff	→	2 · 160 g Eisen(III)-oxid
224 g		96 g		320 g
		320 g	=	320 g

► Die chemische Gleichung gibt die Anzahl der Mole der Stoffe an, die miteinander reagieren und die bei der Reaktion entstehen. ①

Berechnung der Massen von Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten

29

Die Ausgangsstoffe für chemische Reaktionen in der chemischen Industrie müssen in genügender Menge bereitgestellt und rationell genutzt werden. Zur zweckmäßigen Konstruktion eines Heizkessels muß man zum Beispiel wissen, wieviel Luft zur Verbrennung einer bestimmten Masse Heizöl oder Kohle notwendig ist und welche Masse an Reaktionsprodukten entsteht. Man kann noch viele Beispiele anführen, bei denen stöchiometrische Berechnungen ausgeführt werden müssen.

Bei chemischen Reaktionen ist die Masse der entstehenden Reaktionsprodukte ebenso groß wie die Masse der Ausgangsstoffe, die sich umsetzt (Abb. 44). Wenn die Ausgangsstoffe genau in dem Massenverhältnis vorliegen, in dem sie miteinander vollständig

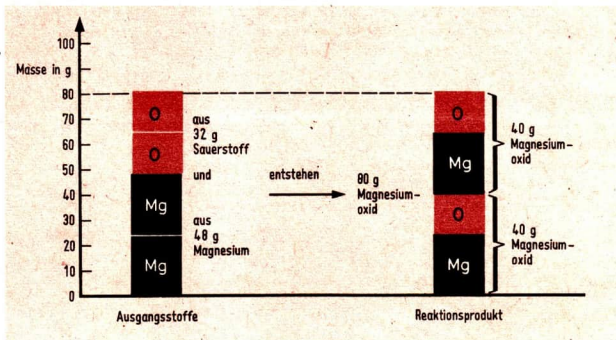


Abb. 44 Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen, veranschaulicht am Beispiel der Oxydation von Magnesium

- ① Stelle die Gleichungen für die folgenden Reaktionen auf und gib alle Bedeutungen an: a) Verbrennung von Schwefel zu Schwefeldioxid; b) Oxydation von Zink; c) Bildung von Blei(II)-oxid; d) Oxydation von Kupfer zu Kupfer(I)-oxid!
- ② Formuliere die Gleichungen für die Oxydation von Magnesium und von Kohlenstoff! Belege in jedem Falle, daß die gesamte Masse der Ausgangsstoffe genauso groß ist wie die gesamte Masse der Reaktionsprodukte! Nenne die Massen der Stoffe, die miteinander reagieren!
- ③ Betrachte Abbildung 44! Erläutere daran konkret folgende Aussagen:
 - a) Die Masse der Ausgangsstoffe ist gleich der Masse der Reaktionsprodukte.
 - b) Die Masse jedes einzelnen Elementes ist in den Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten gleich.
 - c) Bei chemischen Reaktionen unterscheiden sich die kleinsten Teilchen der Ausgangsstoffe und der Reaktionsprodukte voneinander.
 - d) Die Masse der einzelnen Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte ist unterschiedlich.
- ④ Versuche zu begründen, warum man von stöchiometrischen Wertigkeiten spricht!
- ⑤ Es werden a) 4 g Schwefel zu Schwefeldioxid verbrannt; b) 15,5 g Phosphor zu Phosphorpentoxid verbrannt; c) 40 g Kupfer zu Kupfer(II)-oxid umgesetzt; d) 2 g Eisen zu Eisen(III)-oxid oxydiert. Berechne die Massen der entstehenden Oxide! Wieviel Gramm Sauerstoff werden verbraucht?
- ⑥ Errechne die in der Tabelle fehlenden Werte!

Reaktion	Ausgangsstoffe	Reaktionsprodukt
1. Bildung von Blei(II)-oxid	15 g Blei	250 g Wasserstoffoxid
2. Bildung von Wasserstoffoxid		
3. Verbrennung von Kohlenstoff	5 kg Sauerstoff	
4. Oxydation von Zink	180 g Zink	
5. Oxydation von Aluminium	0,27 g Aluminium	1,8 g Phosphorpentoxid
6. Bildung von Phosphorpentoxid		

- ⑦ Wieviel Gramm Sauerstoff werden gebraucht, um je 1,5 g Schwefel, Magnesium, Kohlenstoff, Zink, Phosphor, Aluminium und Wasserstoff vollständig zu verbrennen (Schwefel verbrennt zu Schwefeldioxid, Phosphor zu Phosphorpentoxid)?
- ⑧ a) Wir verbrennen 1 Mol Schwefel. Wieviel Gramm Schwefeldioxid entstehen?
b) 3 Mol Phosphor werden zu Phosphorpentoxid P_2O_5 oxydiert.
Berechne die Masse des Oxydationsproduktes und runde dabei auf eine Dezimale auf!
- ⑨ Wieviel Kilogramm Wasserstoffoxid entstehen bei der Oxydation von 265 g Wasserstoff?

reagieren können, dann sagt man, sie befinden sich im **stöchiometrischen Verhältnis**. Liegt ein anderes Massenverhältnis vor, dann geht die überschüssige Masse des Ausgangsstoffes nicht in das Reaktionsprodukt ein und bleibt übrig. ② ③ ④
Wenn das stöchiometrische Verhältnis der reagierenden Stoffe bekannt ist, lassen sich daraus beliebige andere Verhältnisse mit Hilfe von einfachen Proportionen berechnen. Stöchiometrische Aufgaben lassen sich nach einer Schrittfolge lösen (S. 68).

► **Die Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen können mit Hilfe stöchiometrischer Rechnungen ermittelt werden.** ⑤ ⑥ ⑦ ⑧ ⑨

Teilschritte	0,3 g Magnesium werden in einem Tiegel verbrannt. Wie groß ist die Masse des entstandenen Magnesiumoxids?						
1. Aufstellen der chemischen Gleichung für die Reaktion	$2 \text{ Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ MgO}$						
2. Eintragen der gegebenen und der gesuchten Größen über der Gleichung	$\begin{array}{ccc} 0,3 \text{ g} & & x \\ 2 \text{ Mg} + \text{O}_2 & \longrightarrow & 2 \text{ MgO} \end{array}$						
3. Eintragen der bekannten Massen, die miteinander reagieren (Mole), unter der Gleichung (nur für die Stoffe, deren Massen zum Rechnen notwendig sind)	$\begin{array}{ccc} 0,3 \text{ g} & & x \\ 2 \text{ Mg} + \text{O}_2 & \longrightarrow & 2 \text{ MgO} \\ 48 \text{ g} & & 80 \text{ g} \end{array}$						
4. Aufstellen der Proportion	<table><tr><td>Magnesium in g</td><td>48</td><td>0,3</td></tr><tr><td>Magnesiumoxid in g</td><td>80</td><td>x</td></tr></table>	Magnesium in g	48	0,3	Magnesiumoxid in g	80	x
Magnesium in g	48	0,3					
Magnesiumoxid in g	80	x					
a) Angeben des Ansatzes							
b) Proportion	$48 \text{ g} : 0,3 \text{ g} = 80 \text{ g} : x$						
5. Ausrechnen							
a) Produktgleichung	$48 \text{ g} \cdot x = 0,3 \text{ g} \cdot 80 \text{ g}$						
b) Auflösen nach der Unbekannten	$x = \frac{0,3 \cdot 80}{48} \cdot \frac{\text{g} \cdot \text{g}}{\text{g}}$						
c) Kürzen der Einheiten	$x = \frac{0,3 \cdot 80}{48} \text{ g}$						
d) Ermitteln der gesuchten Größe	$x = 0,5 \text{ g}$						
6. Formulieren des Ergebnisses	Bei der Verbrennung von 0,3 g Magnesium entstehen 0,5 g Magnesiumoxid.						

Wasserstoff – Redoxreaktion

Wasserstoff

30

Darstellung und Eigenschaften von Wasserstoff

Vorsicht! In einem Kippschen Gasentwickler läßt man Zink und eine Säure (z. B. Salzsäure) aufeinander einwirken. Der entweichende Wasserstoff wird in Standzylindern pneumatisch aufgefangen (Abb. 45).

Die Dichte von Wasserstoff und Luft wird verglichen. In einen mit Wasserstoff gefüllten Standzylinder führt man eine brennende Kerze ein und zieht sie langsam wieder heraus (Abb. 46).

Vorsicht! Wasserstoff wird an der Luft verbrannt. Das gasförmige Oxid wird aufgefangen und in einem U-Rohr abgekühlt (Abb. 47, S. 70).

Wasserstoff ist ein chemisches Element und hat das Symbol **H**. Jedes Wasserstoffatom besitzt ein Proton im Kern und dementsprechend auch nur ein Elektron in der Hülle.

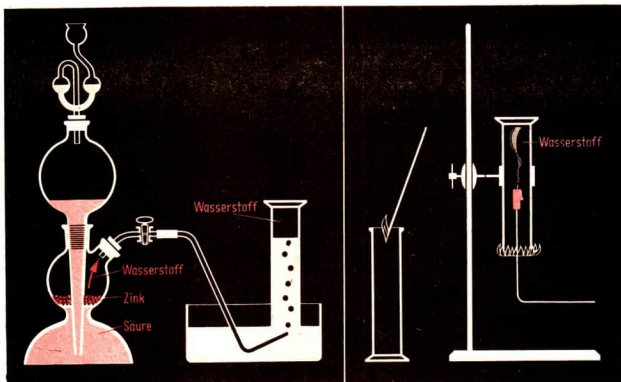


Abb. 45 Im Kippschen Apparat steigt bei geöffnetem Hahn Säure zum Zink, und es bildet sich Wasserstoff.

Abb. 46 Die unterschiedliche Dichte von Wasserstoff und Luft wird festgestellt. Gleichzeitig wird untersucht, ob Wasserstoff brennbar ist und die Verbrennung fördert.

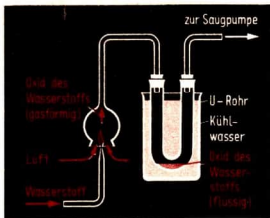


Abb. 47

Darstellen, Auffangen und Kondensieren des Wasserstoffoxids (Wasser)

Wasserstoffatome sind damit die am einfachsten gebauten Atome. Die relative Atommasse des Wasserstoffs beträgt rund 1. Seine stöchiometrische Wertigkeit ist I. Wasserstoffatome treten nur unter besonderen Bedingungen auf. Gewöhnlich sind zwei Wasserstoffatome zu einem Molekül H_2 verbunden.



Im Laboratorium stellt man Wasserstoff meist durch Reaktion von Zink oder einem anderen Metall mit einer Säure her (Experiment 39). Man benutzt dazu den Kippschen Gasentwickler (Abb. 45). Mit Hilfe dieses Gerätes ist es möglich, die Reaktion nach Bedarf in Gang zu setzen und zu unterbrechen. ① ②

Wasserstoff ist bei Zimmertemperatur gasförmig. Durch Abkühlen unter seine Siedetemperatur ($-252,8^\circ C$) kann man ihn verflüssigen. Von allen Stoffen hat Wasserstoff bei Zimmertemperatur die geringste Dichte. Sie ist wesentlich kleiner als die der Luft. Deshalb kann man Wasserstoff in Gefäßen auch durch Luftverdrängung auffangen. Das Auffanggefäß muß dabei mit der Mündung nach unten gehalten werden (Experiment 40). ③ ④

Brennende Stoffe, die in Wasserstoff gehalten werden, erlöschen. Wasserstoff fördert die Verbrennung anderer Stoffe nicht. Er verbrennt dagegen, sobald er mit Sauerstoff zusammenkommt und entzündet wird (Experiment 40 und 41). Reiner Wasserstoff verbrennt mit schwach blauer Flamme. Einige Eigenschaften der Elemente Wasserstoff und Sauerstoff sind in Tabelle 6 zusammengestellt. ⑤ ⑥

Tabelle 6 Eigenschaften von Wasserstoff und Sauerstoff

	Wasserstoff	Sauerstoff
Symbol	H	O
stöchiometrische Wertigkeit	I	II
Zusammensetzung der Moleküle	H_2	O_2
Aggregatzustand	gasförmig	gasförmig
Farbe	farblos	farblos
Geruch	geruchlos	geruchlos
Masse eines Liters in g	0,089	1,429
Brennbarkeit	brennbar	brennt nicht
Förderung der Verbrennung anderer Stoffe	fördert die Verbrennung nicht	fördert die Verbrennung

- ① Was geschieht, wenn der Hahn des Kippschen Gasentwicklers (Abb. 45, S. 69) geschlossen wird?
- ② Wie wird das pneumatische Auffangen eines Gases vorbereitet? Welche Geräte werden dazu benötigt?
- ③ Nach längerer Zeit entweicht Wasserstoff auch aus einem offenen Standzylinder, dessen Öffnung nach unten zeigt. Gib dafür eine Erklärung!
- ④ Berechne, wievielfach so groß die Masse eines Liters Luft (1,293 g) im Vergleich zur Masse eines Liters Wasserstoff ist!
- ⑤ Welches Ergebnis wäre zu erwarten, wenn beim Experiment 40 (↗ S. 69) statt der Kerze ein brennender oder glimmender Span in Wasserstoff gebracht würde?
- ⑥ Drei mit Glasplatten abgedeckte Standzylinder sind mit Stickstoff, Wasserstoff beziehungsweise Sauerstoff gefüllt. Wie kann man die Zylinder herausfinden, die Sauerstoff beziehungsweise Wasserstoff enthalten? Werte dazu die Tabellen 3 (↗ S. 40) und 6 aus!
- ⑦ Erläutere die Formel von Wasser mit Hilfe der Wertigkeiten!
- ⑧ Wieviel Gramm Sauerstoff und wieviel Gramm Wasserstoff braucht man zur Herstellung von 1 Mol Wasser?
- ⑨ Wieviel Gramm Sauerstoff werden zur Verbrennung von 1,5 g Wasserstoff benötigt? Wieviel Gramm Wasser entstehen dabei?

Bei der Oxydation von Wasserstoff wird viel Wärme frei. Das entstehende Oxid ist unter diesen Bedingungen ein farbloses und geruchloses Gas. Bereits bei Zimmertemperatur kondensiert es zu einer farblosen Flüssigkeit (Experiment 41).

Durch genaue Untersuchungen, zum Beispiel der Siedetemperatur, der Schmelztemperatur und anderer Eigenschaften, kann man feststellen, daß es sich bei diesem Oxid des Wasserstoffs um **Wasser** handelt.

Die Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser wird zum Nachweis von Wasserstoff ausgenutzt. Man erkennt den Wasserstoff an dem Wasser, das sich bei der Verbrennung eines unbekannten Stoffes bildet und an kälteren Geräteteilen als farbloser Belag kondensiert.

Wasser hat die Formel H_2O . Ein Sauerstoffatom ist jeweils mit zwei Wasserstoffatomen zu einem Molekül verbunden (↗ Abb. 36, S. 50). Für das Verbrennen von Wasserstoff gilt folgende Gleichung: ⑦ ⑧ ⑨



▶ **Wasserstoff verbrennt zu Wasser H_2O . Wasser ist ein Oxid des Wasserstoffs.**

Knallgas

42 ▼ **Vorsicht!** Aus einer Glaskugel mit langem Rohr strömt oben Wasserstoff aus und verbrennt. Unten dringt Luft ein (Abb. 48, S. 72).

43 ▼ **Vorsicht!** Wasserstoff wird im Reagenzglas durch Luftverdrängung aufgefangen und entzündet (Abb. 49, S. 72).

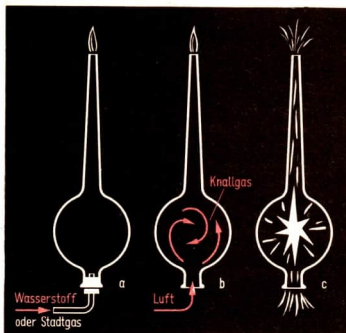


Abb. 48

- a) Wasserstoff wird in eine Glaskugel eingeleitet und entzündet.
- b) In der Glaskugel bildet sich Knallgas.
- c) Das Knallgas explodiert.

Wasserstoff bildet mit Luft oder Sauerstoff explosive Gemische (Experiment 42). Solche Gasgemische werden **Knallgas** genannt. Wenn Knallgas entzündet wird, reagieren Wasserstoff- und Sauerstoffteilchen in ganz kurzer Zeit miteinander. Der Wasserstoff verbrennt sehr schnell. Dabei entstehen plötzlich Wasserdampf, Wärme und als Folge der Wärmeentwicklung ein hoher Druck: Das Knallgas explodiert. ①

Knallgasexplosionen können zu Zerstörungen und Verletzungen führen. Am heftigsten explodiert ein Gemisch, das Wasserstoff und Sauerstoff im stöchiometrischen Verhältnis enthält. Besteht das Gemisch überwiegend aus einem der beiden Bestandteile Sauerstoff oder Wasserstoff, so erfolgt keine Explosion. Ähnliches gilt für Gemische von Luft mit Wasserstoff.

Bei Experimenten mit Wasserstoff besteht häufig die Gefahr, daß sich Knallgas bildet und daß Explosionen zu Verletzungen und Sachschäden führen.

Mit Hilfe der **Knallgasprobe** (Experiment 43, Abb. 49) kann man feststellen, ob Wasser-

EINLEITEN DES GASGEMISCHES; GLAS VERSCHLIESSEN	GLASMÜNDUNG NEBEN DIE FLAMME HALTEN	ZÜNDVERSUCH	BEOBACHTEN
 GAS- GEMISCH		 LEICHTE VER- PUFFUNG	 WANDERNDEN FLÄMMCHEN

Abb. 49 Bei der Knallgasprobe sind die Arbeitstechniken nach einer bestimmten Reihenfolge durchzuführen.

- ① Gib das stöchiometrische Verhältnis der Ausgangsstoffe in einem Knallgas an, das aus Wasserstoff und reinem Sauerstoff besteht!
- ② Begründe, weshalb bei auftretendem Geruch nach Stadtgas kein Lichtschalter und keine Klingel befähigt werden sollen! Welche Maßnahmen sind zuerst notwendig?
- ③ Welchen Farbanstrich haben Stahlflaschen für Sauerstoff?

stoff rein oder gemischt mit Sauerstoff (bzw. Luft) vorliegt. Soll Wasserstoff erhitzt oder entzündet werden, so darf sich in der Apparatur kein Knallgas befinden. Man läßt deshalb eine Probe des Gases aus der Apparatur ausströmen und fängt sie durch Luftverdrängung im Reagenzglas auf. Das Gas im Reagenzglas wird dann entzündet. Die Beobachtungen bei der Zündprobe geben Aufschluß über die Zusammensetzung des Gases und damit über Unfallgefahren.

Beobachtungen beim Anzünden der Gasprobe	Zusammensetzung des Gasgemisches	Schlußfolgerungen
keine Reaktion	Luft oder Gasgemisch mit wenig Wasserstoff (Volumenverhältnis liegt noch nicht im Explosionsbereich)	Wasserstoff ist noch nicht bis an das Ende der Apparatur gelangt. Vorsicht! Das Gas darf nicht erwärmt und nicht entzündet werden! Knallgasprobe mit anderem Reagenzglas wiederholen!
Explosion mit pfeifendem Geräusch	Wasserstoff und Luft (bzw. Sauerstoff) (Volumenverhältnis liegt im Explosionsbereich)	Aus der Apparatur strömt Knallgas. Vorsicht! Das Gas darf nicht erwärmt werden! Knallgasprobe mit anderem Reagenzglas wiederholen!
leichte Verpuffung mit dumpfem Geräusch an der Reagenzglas-mündung; kleine Flamme wandert langsam in das Reagenzglas hinein	Wasserstoff oder Gasgemisch mit wenig Luft (bzw. Sauerstoff) (Volumenverhältnis liegt nicht im Explosionsbereich)	Aus der Apparatur strömt Wasserstoff. Knallgasprobe sicherheits-halber wiederholen! Wasserstoff kann erwärmt und entzündet werden.

Verwendung von Wasserstoff

Wasserstoff wird als Brennstoff verwendet. So besteht Stadtgas etwa zur Hälfte aus diesem Gas. Reiner Wasserstoff wird in Stahlflaschen transportiert. Um Verwechslungen vorzubeugen, haben die Anschlußventile von Stahlflaschen für Wasserstoff und andere brennbare Gase Linksgewinde. Flaschen für Wasserstoff besitzen außerdem roten Farbanstrich. ② ③



Abb. 50 Einige Verwendungszwecke von Wasserstoff

Beim autogenen Schweißen und Schneiden wird gelegentlich Wasserstoff als Brenngas benutzt. In einem Schweißbrenner strömen Brenngas und reiner Sauerstoff zusammen und verbrennen am Ende des Brenners mit sehr heißer Flamme. Damit kann Eisen geschmolzen werden (Schweißen). Führt man der Flamme einen großen Sauerstoffüberschuß zu, so verbrennt das Eisen im Gasstrahl (Schneiden). Wasserstoff wird in großen Mengen als Ausgangsstoff in der chemischen Industrie verwendet (Abb. 50).

Redoxreaktionen

31

Im Verbrennungsröhr wird Wasserstoff über erwärmtes Kupfer(II)-oxid geleitet (Abb. 51).

① ②

Kupfer(II)-oxid und pulverförmiges Eisen werden miteinander vermisch und im Reagenzglas erhitzt. ③

Magnesium wird auf einem Verbrennungslöffel entzündet und in einen Standzylinder mit Kohlendioxid gebracht (Abb. 52).

Wasserstoff und Kupfer(II)-oxid reagieren miteinander. Aus beiden Ausgangsstoffen entstehen zwei Reaktionsprodukte, Kupfer und Wasser (Experiment 44):



- ① Welche Vorsichtsmaßnahme muß vor dem Erhitzen des Verbrennungsrohres bei Experiment 44 durchgeführt werden? Gib die Begründung dafür!
- ② Überlege, ob die Wasserstoffflamme am Ende der Apparatur von Experiment 44 während der Reaktion kleiner wird! Begründe deine Entscheidung!
- ③ Die Ausgangsstoffe für die Redoxreaktion zwischen Kupfer(II)-oxid und Eisen bei Experiment 45 sollen sich im stöchiometrischen Verhältnis umsetzen. Zunächst wurden 5 g pulverförmiges Eisen abgewogen.
Wieviel Gramm Kupfer(II)-oxid sind bereitzustellen?

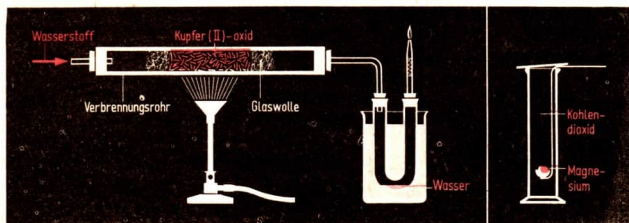


Abb. 51 Die Oxydation von Wasserstoff zu Wasser und die Reduktion von Kupfer(II)-oxid zu Kupfer laufen gleichzeitig ab.

Abb. 52 Kohlendioxid und Magnesium setzen sich in einer Redoxreaktion zu Kohlenstoff und Magnesiumoxid um.

Diese Reaktion kann man in zwei Teilreaktionen betrachten. Eine Teilreaktion ist die Oxydation von Wasserstoff zu Wasser. Im Gegensatz zu den bisher besprochenen Oxydationen ist jedoch Sauerstoff nicht als gasförmiges Element an der Reaktion beteiligt. Es reagiert Sauerstoff, der in einem Oxid, dem Kupfer(II)-oxid, gebunden ist.



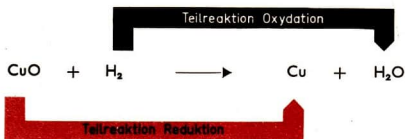
Bei der anderen Teilreaktion gibt die Verbindung Kupfer(II)-oxid Sauerstoff ab. Kupfer ist deshalb nach der Reaktion nicht mehr an Sauerstoff gebunden, sondern liegt als metallisches Element vor. Diese Teilreaktion ist eine **Reduktion**.¹



¹ reducere (lateinisch) = zurückführen

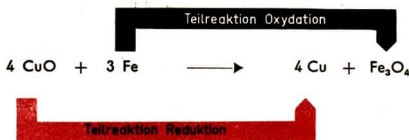
► Bei der Oxydation wird Sauerstoff aufgenommen, dagegen gibt ein Stoff bei der Reduktion Sauerstoff ab.

Bei der Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Wasserstoff laufen die beiden Teilreaktionen Reduktion und Oxydation gleichzeitig ab. Wenn Kupfer(II)-oxid Sauerstoff abgibt, dann wird Wasserstoff zu Wasser oxydiert. Umgekehrt ist die Oxydation des Wasserstoffs die Voraussetzung für die Reduktion des Kupfer(II)-oxids. Beide Teilreaktionen sind voneinander abhängig:



In allen chemischen Reaktionen, in denen eine Oxydation abläuft, findet gleichzeitig immer auch eine Reduktion statt. Solche chemischen Reaktionen nennt man deshalb **Redoxreaktionen**.² ①

Kupfer(II)-oxid gibt den Sauerstoff auch an Eisen ab. Bei dieser Redoxreaktion entstehen die beiden Reaktionsprodukte Kupfer und Eisen(II,III)-oxid (Experiment 45): ②



► **Redoxreaktionen sind chemische Reaktionen, bei denen Reduktion und Oxydation gleichzeitig ablaufen. Beide Teilreaktionen hängen voneinander ab.**

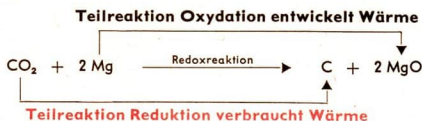
Redoxreaktionen werden gewöhnlich eingeleitet, indem man die Ausgangsstoffe genügend erwärmt. Nachdem die Redoxreaktion eingesetzt hat, wird meist Wärme abgegeben. Die Wärmeentwicklung hängt mit der Oxydationsreaktion zusammen. Beim Verbrennen von Magnesium in reinem Sauerstoff (↗ Experiment 25, S. 33) wird viel Wärme frei.

Bei der Redoxreaktion zwischen Magnesium und Kohlendioxid (Experiment 46) ist dagegen die Oxydation des Magnesiums mit der Reduktion des Kohlendioxids verknüpft:

Die Wärmeentwicklung ist schwächer als bei der Verbrennung des Magnesiums, weil die Teilreaktion Reduktion Wärme verbraucht.

² Red(uktions)-ox(ydations)-Reaktion

- ① 7 g Kupfer(II)-oxid sollen vollständig mit Wasserstoff reagieren. a) Wieviel Gramm Wasserstoff werden für die Redoxreaktion gebraucht? b) Reicht diese Wasserstoffmenge für die Durchführung des Experimentes aus?
- ② Erläutere die Reaktion zwischen Kupfer(II)-oxid und Eisen! a) Beschreibe die beiden Teilreaktionen! b) Erläutere, daß beide Teilreaktionen voneinander abhängen!
- ③ Begründe, weshalb bei der Redoxreaktion von Kupfer(II)-oxid mit Wasserstoff (Experiment 44, S. 74) weniger Wärme entwickelt wird als bei der Verbrennung von Wasserstoff!
- ④ Entwickle die Gleichungen für folgende Redoxreaktionen nach der Schrittfolge von Seite 57!
 - a) Kupfer(II)-oxid + Zink $\longrightarrow$ Kupfer + Zinkoxid
 - b) Silberoxid + Kupfer $\longrightarrow$ Silber + Kupfer(II)-oxid
 - c) Phosphorpentoxid + Kohlenstoff $\longrightarrow$ Phosphor + Kohlendioxid



- Bei Redoxreaktionen wird meist Wärme entwickelt. Die Teilreaktion Oxydation gibt mehr Wärme ab als bei der Teilreaktion Reduktion verbraucht wird. ③ ④

Reduktionsmittel und Oxydationsmittel

32

47 ▼ Wasserdampf wird über glühendes Magnesium geleitet (Abb. 53).

48 ▼ Holzkohlenpulver (Kohlenstoff) und Kupfer(II)-oxid werden miteinander vermischt und erhitzt.

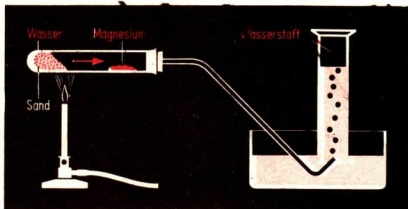


Abb. 53 Beweis dafür, daß Magnesium ein Reduktionsmittel für Wasser ist. Mit dieser Apparatur kann man auch ermitteln, durch welche Stoffe sich Wasser reduzieren läßt.

Wasser und Magnesium setzen sich in einer Redoxreaktion zu Wasserstoff und Magnesiumoxid um (Experiment 47):

Oxydationsmittel



Reduktionsmittel

Die beiden Ausgangsstoffe Magnesium und Wasser wirken bei dieser Reaktion unterschiedlich. Durch das Magnesium werden Wasserstoff und Sauerstoff, die im Wasser miteinander verbunden sind, getrennt. Das Magnesium wirkt in dieser Reaktion als **Reduktionsmittel**. Man sagt auch, Magnesium reduziert Wasser zu Wasserstoff.

Die andere Teilreaktion, die Oxydation von Magnesium, kann in dieser Redoxreaktion ohne den Ausgangsstoff Wasser nicht ablaufen. Das Wasser enthält den Sauerstoff für die Oxydation des Magnesiums und gibt ihn ab. Wasser wirkt in diesem Falle als **Oxydationsmittel**. Es oxydiert das Magnesium zu Magnesiumoxid. ①

In ähnlicher Weise unterscheidet man auch bei anderen Redoxreaktionen Reduktionsmittel und Oxydationsmittel. ②

In der Redoxreaktion (Experiment 48)



gibt das Oxydationsmittel Kupfer(II)-oxid CuO den Sauerstoff ab. Es wird also reduziert. Das Reduktionsmittel Kohlenstoff entzieht dem Kupfer(II)-oxid den Sauerstoff und verbindet sich mit ihm. Das Reduktionsmittel wird also oxydiert.

▶ **In Redoxreaktionen mit zwei Ausgangsstoffen wirkt ein Ausgangsstoff als Oxydationsmittel, der andere als Reduktionsmittel.**

Das Oxydationsmittel gibt Sauerstoff ab. Es wird dabei reduziert.

Das Reduktionsmittel entzieht dem Oxydationsmittel Sauerstoff und wird dabei oxydiert.

In Redoxreaktionen treten Metalloxide und Nichtmetalloxide als Oxydationsmittel auf. Als Reduktionsmittel wirken Metalle und Nichtmetalle, aber auch bestimmte Oxide. Diese Oxide können noch Sauerstoff aufnehmen. Sie werden bei der Redoxreaktion zu einem Oxid mit höherem Sauerstoffgehalt oxydiert. Zum Beispiel wird Kohlenmonoxid CO in Redoxreaktionen zu Kohlendioxid CO₂ oxydiert.

Die verschiedenen Oxide lassen sich nicht alle mit dem gleichen Stoff reduzieren. Wasserstoff ist zum Beispiel ein Reduktionsmittel für Kupfer(II)-oxid, nicht aber für Zinkoxid und Magnesiumoxid. Ein Stoff ist also nur in bestimmten Redoxreaktionen Reduktionsmittel beziehungsweise Oxydationsmittel. ③

Aluminothermisches Schweißen

33

49 ▼ **Vorsicht!** Ein kleiner Tiegel aus Schamotte wird in trockenen Sand gedrückt und mit einem Gemisch aus Eisen(II,III)-oxid und Aluminium gefüllt. Mit einem speziellen Zündmittel wird das Gemisch entzündet. Nach Beendigung der Reaktion läßt man den Tiegel abkühlen (Abb. 54). ④ ⑤

- ① Bestimme die Teilreaktionen Reduktion und Oxydation in den Redoxreaktionen a) von Experiment 47; b) von Experiment 48! (↗ S. 77)
- ② Bestimme bei den Redoxreaktionen der Experimente 44 ... 46 (↗ S. 74) das Reduktionsmittel und das Oxydationsmittel!
- ③ Beschreibe alle in den Lehrbuchabschnitten 31 und 32 (↗ S. 74 ... 78) behandelten Reaktionen, indem du die Wirkungsweise und Veränderungen der Oxydationsmittel und der Reduktionsmittel jeweils mit Hilfe der Verben „oxydieren“ und „reduzieren“ angibst!
- ④ Erläutere die chemische Reaktion zwischen Eisen(II,III)-oxid und Aluminium! Beschreibe die Teilreaktionen! Kennzeichne das Reduktionsmittel und das Oxydationsmittel!
- ⑤ 40 g Eisen(II,III)-oxid sollen durch Aluminium reduziert werden. a) Wieviel Gramm Aluminium sind mit dem Eisen(II,III)-oxid zu mischen, damit beide Ausgangsstoffe vollständig reagieren? b) Wieviel Gramm Eisen entstehen?

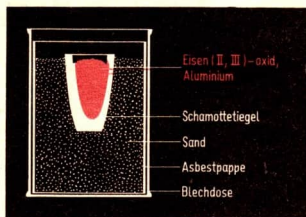


Abb. 54 Apparatur, mit der die Redoxreaktion zwischen Eisen(II,III)-oxid und Aluminium experimentell untersucht wird

Viele metallische Werkstoffe werden in der Industrie mit Hilfe von Redoxreaktionen hergestellt. Redoxreaktionen dienen zum Beispiel zur Herstellung von Eisen, Zink, Chrom und Nickel. Ausgangsstoffe sind in jedem Fall ein Metalloxid und ein Reduktionsmittel.

Bei technischen Arbeiten müssen häufig größere Eisenteile miteinander verschweißt werden, zum Beispiel Schienen, Wellen, starkwandige Rohre. Dazu wendet man das **aluminothermische Schweißen** an.

Die *chemische Grundlage* des aluminothermischen Schweißens ist eine Redoxreaktion, mit der man aus Eisenoxiden in sehr kurzer Zeit eine größere Menge an flüssigem Eisen erhält. Eisenoxide, zum Beispiel Eisen(II,III)-oxid, werden während der Redoxreaktion durch Aluminium zu Eisen reduziert. Die Reaktion setzt bei einer Temperatur über 2000 °C ein und benötigt dann keine Wärmezufuhr mehr. Eisen und Aluminiumoxid sind die Reaktionsprodukte (Experiment 49):



Die Reaktionsprodukte liegen bei der hohen Temperatur flüssig vor. Sie sind auf Grund der unterschiedlichen Dichte getrennt. Das Eisen befindet sich daher im Reaktionsgefäß unter dem Aluminiumoxid. ④ ⑤

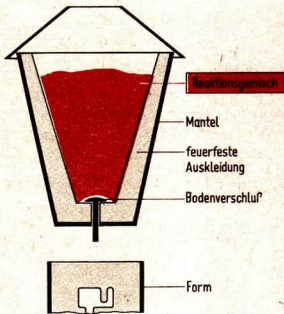


Abb. 55 Schematische Darstellung des Tiegels, in dem in der Technik die Redoxreaktion zwischen Eisen(II)-oxid und Aluminium durchgeführt wird

Abb. 56 Geräte zum aluminothermischen Schweißen einer Straßenbahnschiene. Das durch die Redoxreaktion entstandene Eisen fließt in die Form.

Zur *technischen Durchführung* des aluminothermischen Schweißens wird ein Gemisch eingesetzt, das Eisen(II)-oxid und Aluminium im stöchiometrischen Verhältnis enthält. Die Reaktion läuft in einem trichterförmigen, mit feuerfestem Material ausgekleideten Tiegel ab (Abb. 55):



Der Tiegel hat im Boden eine Öffnung, die mit einem Eisenstift verschlossen und mit feuerfester Masse abgedeckt ist, um den Stift zu schützen. Das Reaktionsgemisch wird mit Hilfe eines Zündmittels auf die zur Reaktion erforderliche Temperatur schnell erwärmt. Eisen(II)-oxid und Aluminium setzen sich rasch um. Zum Schutz der Arbeiter vor Funkenflug wird der Tiegel abgedeckt (Abb. 56).

Wenn die Redoxreaktion beendet ist, wird der Verschlußstift in den Tiegel hineingestoßen. Der Stift schmilzt, die Bodenöffnung wird frei, und das Eisen fließt ab.

Das flüssige Eisen gelangt in eine Form, die unter dem Tiegel vorbereitet wurde. Es füllt die Lücke zwischen den Werkstückenden aus und verbindet diese. ① ② ③ ④

Die Arbeitsproduktivität ist beim aluminothermischen Schweißen größerer Werkstücke hoch. Die Teile können an Ort und Stelle verschweißt werden, so daß ein Transport entfällt. Außerdem werden in sehr kurzer Zeit verhältnismäßig große Lücken zwischen den Werkstücken ausgefüllt. Andere Schweißverfahren wären in solchen Fällen mit höheren Kosten verbunden und zeitaufwendiger.

► **Beim aluminothermischen Schweißen werden Eisenoxide durch Aluminium zu Eisen reduziert. Aluminium wird zu Aluminiumoxid oxydiert. Das entstehende flüssige Eisen verbindet die Werkstücke.**

- ① Vergleiche die Dichte von Eisen und Aluminiumoxid (↗ Tafelwerk, S. 45)!
- ② Entwickle die chemische Gleichung für die Reaktion zwischen Eisen(III)-oxid und Aluminium! Erläutere diese Reaktion!
- ③ Gib das stöchiometrische Verhältnis an, in dem die Ausgangsstoffe für das aluminothermische Schweißen zu mischen sind, damit sie sich vollständig umsetzen!
- ④ Zum aluminothermischen Schweißen einer Straßenbahnschiene werden etwa 5 kg Eisen benötigt. Wieviel Kilogramm des Gemisches von Eisen(II)-oxid und Aluminium müssen bereitgestellt werden?
- ⑤ Informiere dich im Atlas über Eisenerzvorkommen in der DDR! Wo befinden sich in der Sowjetunion Gebiete des Eisenerzbergbaus, aus denen Erze in unsere Republik geliefert werden (↗ Geographielehrbuch)?
- ⑥ Wieviel Kilogramm Roheisen können in 1 t Magnet Eisenstein enthalten sein?

Herstellung von Roheisen

34

Eisenerze

Eisen kommt in der Natur fast ausschließlich in Eisenverbindungen vor. In den Eisenerzen sind Eisenverbindungen, meist Oxide des Eisens, angereichert. Eisenerze enthalten außerdem Mangan-, Schwefel- und Phosphorverbindungen sowie die **Gangart**. Die Gangart besteht aus Gesteinen und Mineralien. Eisenerze zählen also zu den Stoffgemischen. Der Eisenanteil in einem solchen natürlich vorkommenden Stoffgemisch muß mindestens 20% betragen, wenn es als Erz wirtschaftlich genutzt werden soll. Wichtige oxidische Eisenerze sind:

	Eisenverbindung	Eisengehalt
Magnet Eisenstein	Fe_3O_4	50...70%
Roteisenstein	Fe_2O_3	36...60%

Eisenerze kommen in Erzlagern vor. Die Eisenerzlagern in unserer Republik sind verhältnismäßig klein. Unser Bedarf an Eisenerz wird daher überwiegend durch Importe gedeckt, vor allem aus der Sowjetunion. ⑤ ⑥

Chemische Grundlagen

Vorsicht! Sauerstoff wird aus einem Gasentwickler in ein Verbrennungsrohr geleitet, das stark erwärmten Kohlenstoff enthält. An das Ende des Rohres wird eine Flamme gehalten (Abb. 57, S. 82).

Eisenerze werden in den Eisenhüttenwerken zu Roheisen verhüttet. Bei der Verhüttung kommt es darauf an, das Eisen aus seinen Verbindungen zu entfernen und von den übrigen Bestandteilen des Erzes (Gangart) zu trennen. Das wird mit Hilfe von mehreren chemischen Reaktionen und physikalischen Vorgängen erreicht. Die in den Eisenerzen vorliegenden Eisenoxide werden bei der Verhüttung zu Eisen reduziert. Dazu werden

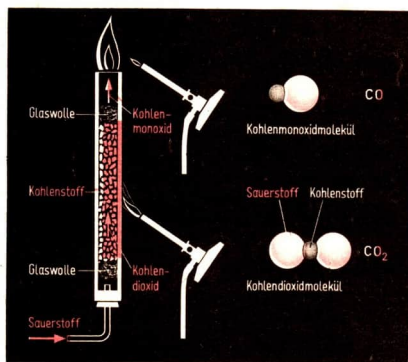


Abb. 57 Durch eine Folge von chemischen Reaktionen entsteht aus Sauerstoff und Kohlenstoff das brennbare Gas Kohlenmonoxid.

große Mengen von möglichst billigen Reduktionsmitteln benötigt. In der Technik verwendet man als Reduktionsmittel vor allem Kohlenmonoxid CO . Dieses Gas wird aus Koks (Kohlenstoff) erzeugt.

Koks wird zunächst zu Kohlendioxid oxydiert:



Bei der Oxydation des Kohlenstoffs zu Kohlendioxid wird Wärme frei.

Das Kohlendioxid läßt sich durch Kohlenstoff zu Kohlenmonoxid reduzieren:

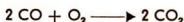


Das Reduktionsmittel Kohlenstoff entzieht dem Oxydationsmittel Kohlendioxid nur soviel Sauerstoff, daß Kohlenmonoxid zurückbleibt. Aus einem Mol Kohlendioxid entsteht deshalb durch Reduktion ein Mol Kohlenmonoxid. Der Kohlenstoff verbindet sich dabei mit dem Sauerstoff ebenfalls zu Kohlenmonoxid. Daher entsteht, dieses Mal durch Oxydation, noch ein zweites Mol Kohlenmonoxid. ① ②

Kohlendioxid und Kohlenstoff reagieren nur bei ständiger Wärmezufuhr miteinander. Diese Redoxreaktion verbraucht also Wärme.

► Kohlenmonoxid CO entsteht bei der Redoxreaktion zwischen Kohlendioxid und Kohlenstoff.

Kohlenmonoxid ist sehr giftig und brennbar. Bei Anwesenheit von Sauerstoff (Luft) verbrennt es mit blauer Flamme zu Kohlendioxid (Experiment 50):



Da sich Kohlenmonoxid oxydieren läßt, kann es in bestimmten Reaktionen als Reduktionsmittel wirken. ③

Kohlenmonoxid reduziert Eisenoxide. Es wird dabei zu Kohlendioxid oxydiert. Die

- ① Wieviel Gramm Sauerstoff werden einem Mol Kohlendioxid entzogen, wenn man Kohlendioxid mit Kohlenstoff reduziert?
- ② Erläutere die Teilreaktionen bei der Redoxreaktion zwischen Kohlendioxid und Kohlenstoff, indem du dabei die Begriffe Atom und Molekül anwendest!
- ③ Welche Reaktionen laufen beim Experiment 50 (↗ S. 81) ab?
- ④ Je 1 Mol Eisen(II)-oxid, Eisen(II,III)-oxid und Eisen(III)-oxid werden durch Kohlenmonoxid zu Eisen reduziert. Entwickle die chemischen Gleichungen! Wieviel Mol Eisen und wieviel Mol Kohlendioxid entstehen bei jeder Reaktion?
- ⑤ Wieviel Gramm Kohlenstoff werden benötigt, um ein Mol Eisen(III)-oxid Fe_2O_3 zu Eisen zu reduzieren?
- ⑥ Überlege, weshalb die Redoxreaktion zwischen Kohlenstoff und Kohlendioxid beim Experiment 50 (↗ S. 81) weiter abläuft, nachdem der Brenner unten am Verbrennungsrohr entfernt wurde!

Reaktion von Eisen(III)-oxid mit Kohlenmonoxid wird durch folgende chemische Gleichung angegeben: ④ ⑤



Bei der Verhüttung muß das Eisen von der Gangart getrennt werden. Die Trennung erfolgt im flüssigen Aggregatzustand. Damit die Gangart leichter schmilzt, setzt man dem Eisenerz **Zuschläge**, zum Beispiel Kalkstein, zu. Die Zuschläge sollen mit der Gangart eine leichtflüssige Schlacke bilden. Roheisen und Schlacke sind bei 1400°C flüssig. Roheisen besitzt eine größere Dichte als die Schlacke. Diese Eigenschaft wird zur Trennung beider Stoffe genutzt.

Die für den Ablauf der Reaktionen und für das Schmelzen von Roheisen und Schlacke erforderliche Wärme wird vor allem durch die Verbrennung von Kohlenstoff (Koks) und die Oxydation von Kohlenmonoxid erzeugt. ⑥

Das Eisen nimmt während der Verhüttung geringe Mengen Kohlenstoff und andere Elemente auf und fällt dadurch als **Roheisen** an.

▶ **Bei der Verhüttung von Eisenerzen dient Kohlenmonoxid CO als Reduktionsmittel. Die in den Erzen enthaltenen Eisenoxide werden durch Redoxreaktionen zu Eisen reduziert. Die Gangart wird mit Hilfe von Zuschlägen verschlackt, das flüssige Roheisen auf Grund seiner größeren Dichte von der Schlacke getrennt.**

Technische Durchführung

Die chemischen Reaktionen zur Roheisenherstellung werden meist im **Hochofen** (Abb. 58 und 59) durchgeführt. Der Hochofen ist ein Beispiel für einen **Reaktionsapparat**. Die chemischen Reaktionen und die physikalischen Vorgänge im Hochofen laufen bei hohen Temperaturen ab. Außerdem treten an den Wänden starke mechanische Kräfte (Reibung, Druck) auf. Diesen Bedingungen muß das Baumaterial für den Hochofen

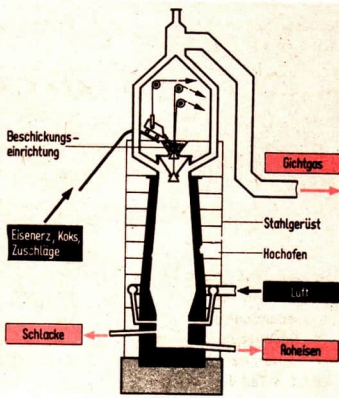
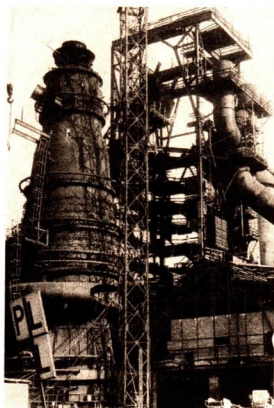


Abb. 58 Im VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt, wird ein neuer Hochofen in das Stahlgerüst eingefahren. Im Hintergrund sind Winderhitzer zu sehen.

Abb. 59 Schematische Darstellung eines eingebauten Hochofens

genügen. Er besteht aus einem hitzebeständigen und genügend dicken Mauerwerk, das von einem Stahlmantel umgeben ist.

Das Mauerwerk wird mit Wasser gekühlt. Jede Tonne Roheisen benötigt durchschnittlich $30 \dots 65 \text{ m}^3$ Kühlwasser. Den hohen Wasserbedarf muß man bei der Wahl des Standortes für Eisenhüttenwerke beachten.

Der Hochofen hat annähernd die Form eines aufrecht stehenden Zylinders. Er wird von oben abwechselnd mit einem Gemisch aus Eisenerz und Zuschlägen und mit Koks beschickt. Diese festen Stoffe bewegen sich im Ofen infolge der Schwerkraft nach unten. Das Profil des Ofens ist nach unten etwas erweitert, damit die festen Stoffe an der Wandung nicht zu stark reiben und sich nicht stauen können. Eisenerze, Zuschläge und Koks werden beim Sinken chemisch umgewandelt (Abb. 60). Da der Koks verbrennt und Gase (z. B. Kohlenmonoxid und Kohlendioxid) entweichen, haben die von oben kommenden Stoffe schließlich ein kleineres Volumen. Außerdem beginnen die festen Stoffe zu schmelzen und bieten so der Ofenwand weniger Widerstand. Das Ofenprofil nimmt daher wieder ab. Im unteren Teil des Hochofens trennen sich flüssiges Roheisen und flüssige Schlacke. Da das Roheisen eine größere Dichte als Schlacke besitzt, befindet sich die Öffnung zum Abstich des Roheisens unter der Öffnung für das Abfließen der Schlacke. ① ② ③ ④ ⑤

▶ **Die festen und flüssigen Stoffe bewegen sich im Hochofen nach unten. Sie werden dabei chemisch umgewandelt.**

- ① Nenne die chemischen Reaktionen bei der Herstellung von Roheisen, bei denen Kohlenmonoxid beziehungsweise Kohlendioxid entsteht!
- ② Erläutere die Bedeutung der internationalen Zusammenarbeit sozialistischer Länder für die Roheisenproduktion der Deutschen Demokratischen Republik (↗ Geographieunterricht)!
- ③ Wieviel Tonnen Eisen(III)-oxid müßten durch Kohlenmonoxid reduziert werden, wenn ein mittlerer Hochofen täglich 700 t Roheisen erzeugt? (Das Roheisen wird reinem Eisen gleichgesetzt.)
- ④ Nenne die Vorgänge, die beim Stofffluß der festen Stoffe im Hochofen auftreten! Teile sie in chemische Reaktionen und physikalische Vorgänge ein!
- ⑤ Begründe den Standort der 3 Eisenhüttenkombinate unserer Republik (↗ Atlas)!

Oberhalb der Öffnung für den Schlackenabfluß wird Luft in den Hochofen eingeblasen. An dieser Stelle verbrennt der Koks, und es entsteht die meiste Wärme für die Verhüttung. Das entstandene Kohlendioxid setzt sich mit weiterem Koks zu Kohlenmonoxid um. Diese Redoxreaktion verbraucht sofort einen Teil der Wärme. Das Kohlenmonoxid strömt zusammen mit den anderen Gasen im Ofen nach oben und reduziert die Eisenoxide. Ein Teil des Kohlenmonoxids geht in das **Gichtgas** über und verläßt mit diesem den Hochofen am oberen Ende.

Die gasförmigen Stoffe bewegen sich im Hochofen nach oben. Sauerstoff, Kohlenmonoxid und Kohlendioxid werden dabei chemisch umgewandelt.

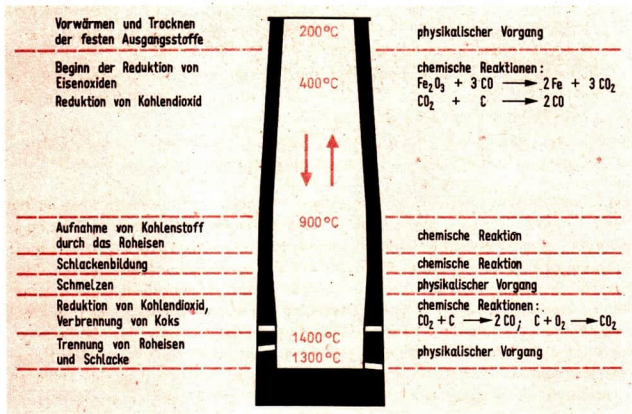


Abb. 60 Im Hochofen laufen chemische Reaktionen und physikalische Vorgänge ab.

Im Hochofen bewegen sich die festen Stoffe nach unten, während die gasförmigen nach oben geführt werden. Es gibt also einen entgegengesetzten Stofffluß. Wenn Stoffe derartig durch Reaktionsapparate geleitet werden, spricht man vom **Gegenstromprinzip**. Im Zusammenhang mit dem Gegenstrom sind die Temperaturen im Hochofen von Bedeutung. Die höchsten Temperaturen werden dort benötigt, wo Roheisen und Schlacke schmelzen und das Reduktionsmittel Kohlenmonoxid entsteht. Daher ist es zweckmäßig, wenn der Koks an dieser Stelle im Hochofen verbrennt. Die Vorgänge in den anderen Teilen des Ofens laufen bei niedrigeren Temperaturen ab. Mit dem Gasstrom wird die Wärme nach oben geleitet. Die Gase übertragen Wärme an die festen Stoffe. Dabei werden die festen Stoffe erwärmt, während sich die Gase abkühlen. Im Hochofen sinkt daher die Temperatur vom Eintritt bis zum Austritt der Gase. Die Temperaturen im oberen Teil des Ofens reichen aus, um die festen Ausgangsstoffe zu trocknen, vorzuwärmen und die Redoxreaktionen zwischen Eisenoxiden und Kohlenmonoxid einzuleiten. ① ②

▶ **Stofffluß und Wärmeaustausch erfolgen im Hochofen im Gegenstrom.**

Hochöfen sind bis zu 60 m hoch. Die größten Hochöfen haben ein Volumen von 2700 m³. Solche Öfen werden in der Sowjetunion gebaut. Sie erzeugen täglich mehr als 3000 t Roheisen.

Ein moderner Hochofen wird 8...15 Jahre lang betrieben. Dann muß das Mauerwerk neu aufgebaut werden. Während dieser langen Betriebszeit setzen sich die Stoffe im Ofen ununterbrochen um. Man sagt, der Hochofen arbeitet kontinuierlich¹. Er wird in kurzen Zeitabständen über Transportbänder oder einen Aufzug mit festen Ausgangsstoffen beschickt. Gebläse drücken die Luft ununterbrochen in den Ofen. Die Gichtgase verlassen den Ofen kontinuierlich. Roheisen und Schlacke sammeln sich ohne Unterbrechung an. Die Schlacke befindet sich über dem Roheisen. Sie fließt aus dem Ofen ab, und das Roheisen wird etwa alle 5 Stunden abgestochen. Die **kontinuierliche Arbeitsweise** und die großen Abmessungen des Ofens gestatten es, täglich erhebliche Stoffmengen umzusetzen.

▶ **Die kontinuierliche Arbeitsweise eines Reaktionsapparates ist durch die ununterbrochene chemische Reaktion der Stoffe gekennzeichnet.**

Zur Roheisenproduktion werden neben den Hochöfen unter anderem zahlreiche Maschinen und Apparate, große Lagerplätze und Bunker, umfangreicher Transportraum und komplizierte elektrische Anlagen benötigt. In einem Betriebsteil der Eisenhüttenwerke erhalten die Erze die erforderliche Stückgröße, in einem anderen werden sie im bestimmten Verhältnis mit den Zuschlägen gemischt. Bevor die Luft in den Hochofen gelangt, wird sie in **Winderhitzern** erwärmt. In den Winderhitzern wird Gichtgas verbrannt und die dabei frei werdende Wärme gespeichert. Anschließend wird sie an die für den Hochofen bestimmte Luft (Heißwind) abgegeben. Dadurch wird Koks zur Wärmeerzeugung gespart.

Roheisen und Stahl gehören zu den bedeutendsten Werkstoffen für die Industrie. Im Maschinenbau, Fahrzeugbau, Schiffbau, in der Metallwarenindustrie, in der fein-

¹ continuus (lateinisch) = zusammenhängend

- ① a) Wieviel Kilogramm Kohlenmonoxid werden zur Herstellung von einer Tonne Roheisen durch Reduktion von Eisen(II,III)-oxid gebraucht? (Das Roheisen wird reinem Eisen gleichgesetzt)
b) Wieviel Kilogramm Koks (Kohlenstoff) werden benötigt, um diese Masse Kohlenmonoxid durch Reduktion von Kohlendioxid herzustellen?
- ② Nenne Reaktionen im Hochofen, die ständig Wärme verbrauchen und solche, die Wärme liefern!
- ③ a) Wieviel Gramm Kohlenstoff sind etwa in 5 kg Roheisen enthalten? b) Wieviel Gramm Kohlenstoff können in 5 kg Stahl höchstens enthalten sein?

mechanischen Industrie und in der Bauwirtschaft unserer Republik werden beträchtliche Mengen dieser Werkstoffe verarbeitet. Ein großer Teil des von unserer Industrie benötigten Roheisens und Stahls wird in den Eisenhütten- und Stahlwerken unserer Republik selbst erzeugt. 1945 befanden sich auf unserem Territorium nur wenige, zum größten Teil kriegszerstörte Stahlwerke. Mit Unterstützung der Sowjetunion und der anderen sozialistischen Länder konnte aber in kurzer Zeit eine eigene Eisenhüttenindustrie aufgebaut werden. So entstand zum Beispiel der VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt, der über eine moderne Hochofenanlage verfügt, die noch um ein Stahl- und Walzwerk erweitert wird. In diesem Kombinat werden vor allem Eisen-erze aus der Sowjetunion und Koks aus der Volksrepublik Polen verarbeitet.

Roheisen und Stahl

35

Reines Eisen hat eine silberweiße Bruchfläche und ist ein verhältnismäßig weiches Metall. **Technisches Eisen** gehört zu den Stoffgemischen. Es enthält Beimengungen von Kohlenstoff, Schwefel, Phosphor, Mangan und Silizium. Die technischen Eisensorten werden auf Grund des Kohlenstoffgehaltes in **Roheisen** und **Stahl** eingeteilt (Tab. 7). Aus dem unterschiedlichen Kohlenstoffgehalt ergeben sich unterschiedliche Eigenschaften und folglich auch andere Verarbeitungsmöglichkeiten und Verwendungszwecke. Zum Bau von Maschinen, Apparaten, Schiffen und anderen Erzeugnissen wird meist Stahl verwendet. Der größte Teil des erzeugten Roheisens dient zur Stahlherstellung. ③

Tabelle 7 Roheisen und Stahl

Technisches Eisen	Kohlenstoffgehalt	Eigenschaften
Roheisen	3,5...4 %	hart, spröde, brüchig, erweicht vor dem Schmelzen nicht, nicht warm verformbar, gießbar
Stahl	≤ 1,7%	hart, elastisch, dehnbar, erweicht vor dem Schmelzen, warm verformbar, gießbar

Eisen rostet in feuchter Luft. Beim **Rosten** reagieren Sauerstoff, Wasser und Eisen miteinander. Auf Eisenteilen, die der Witterung ungeschützt ausgesetzt sind, entsteht dadurch eine gelbbraune, lockere Rostschicht. Sie läßt Wasser und Sauerstoff (Luft) an das darunter befindliche Eisen herantreten. Deshalb kann ein Eisenteil allmählich zu Rost zerfallen. Diese chemische Reaktion verursacht noch immer einen beträchtlichen volkswirtschaftlichen Schaden. Er läßt sich aber vermeiden, wenn die eisernen Gegenstände ständig gepflegt werden. Rost entsteht nicht, wenn man dem Sauerstoff und dem Wasser den Zutritt zum Eisen verwehrt. Maschinen, Apparate, Kraftfahrzeuge usw. werden deshalb in verhältnismäßig kurzen Zeitabständen eingeölt. Die Ölschicht ist für Feuchtigkeit undurchlässig. Rostschützend wirken auch Farb- und Lackanstriche und Überzüge aus nichtrostenden Metallen (z. B. Chrom, Nickel). Die Schutzschichten sind ständig auf Schadstellen zu überprüfen und gegebenenfalls auszubessern. ① ②

► **Beim Rosten werden Eisenteile durch Einwirkung von Sauerstoff und Wasser zerstört. Rostschutzmaßnahmen bewahren unsere Volkswirtschaft vor großen Verlusten.**

Herstellung von Stahl

36

Bei der Stahlherstellung kommt es darauf an, die Beimengungen an Kohlenstoff, Schwefel, Phosphor, Mangan und Silizium aus dem Roheisen weitgehend zu entfernen. Dazu nutzt man die Eigenschaft der Elemente, sich mit Sauerstoff zu Oxiden zu verbinden. Die Oxide trennen sich vom Eisen, indem sie entweichen oder mit Zuschlägen chemisch reagieren. Die Zuschläge bilden mit Oxiden eine Schlacke, die auf der

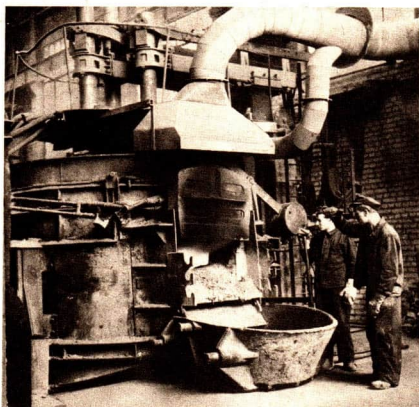


Abb. 61 Elektrostahlöfen in einem Stahlwerk unserer Republik. In Elektrostahlöfen werden vor allem Qualitäts- und Edelhähle hergestellt.

- ① Erläutere, weshalb auch kleine Schäden in Anstrichen auf Eisenteilen beseitigt werden müssen!
- ② Welche Maßnahmen zum Rostschutz werden in dem Betrieb durchgeführt, den du beim polytechnischen Unterricht besuchst?
- ③ Wo befinden sich in unserer Republik große Stahlwerke (/ Atlas)?
- ④ Entwickle die chemischen Gleichungen für die Oxydation von Phosphor und Mangan in der Roheisenschmelze!

Schmelze schwimmt. Phosphorreiche Schlacke wird in der Landwirtschaft als Düngemittel verwendet (Thomasphosphat).

Bestandteile des Roheisens	Oxid, das bei der Stahlherstellung entsteht	Trennen des Oxids vom flüssigen Stahl
Kohlenstoff	Kohlenmonoxid CO	wirbelt die Schmelze durch, entweicht als Gas
Silizium Phosphor Mangan	Siliziumdioxid SiO_2 Phosphorpentoxid P_2O_5 Mangan(II)-oxid MnO	Reaktion mit Zuschlägen (z. B. Kalkstein); Schlackenbildung, Schlacke wird abgetrennt
Eisen	Eisen(II)-oxid FeO	Verschlackung und Reduktion zu Eisen

Als Oxydationsmittel für die Beimengungen des Roheisens dienen vor allem Sauerstoff oder Luft, die auf oder durch die Roheisenschmelze geleitet werden. Sauerstoff wird auch mit Roteisenstein (Eisenoxide) und Eisenschrott (wegen des Rostanteils) zugeführt. Eisenschrott ist deshalb ein wertvoller Ausgangsstoff für die Stahlwerke. ③ ④

Stahl wird aus flüssigem Roheisen (und Eisenoxiden oder Schrott) hergestellt. Außerdem benötigt man Sauerstoff und Zuschläge. Bei der Stahlherstellung wird der Gehalt des Roheisens an Kohlenstoff und anderen Elementen durch Redoxreaktionen und Schlackenbildung gesenkt.

Wiederholung

37

1. Durch welche Eigenschaften unterscheidet sich Wasserstoff von Sauerstoff?
2. Wie kann man die chemische Zusammensetzung des Wassers ermitteln? Erläutere ein geeignetes Experiment und ziehe die Schlußfolgerungen daraus!
3. Erläutere die Bedeutung der Knallgasprobe und beschreibe die Durchführung! Welche Schlußfolgerung muß gezogen werden, wenn sich das aufgefangene Gas überhaupt nicht entzündet?
4. Wodurch unterscheiden sich Reduktion und Oxydation?

5. Wieviel Mole Wasser sind bei 4 °C und normalem Druck in einem Liter Wasser enthalten?
6. Erläutere die Redoxreaktion zwischen Eisen(II)-oxid und Aluminium!
 - a) Formuliere die Wortgleichungen, b) bestimme Oxydationsmittel und Reduktionsmittel, c) bezeichne die Teilreaktionen Reduktion und Oxydation, d) beschreibe die Wirkungsweisen und die Veränderungen des Oxydationsmittels und Reduktionsmittels!
7. Formuliere die chemischen Gleichungen für folgende Reaktionen:
 - a) Ausgangsstoffe sind Wasser und Zink, Reaktionsprodukte sind Wasserstoff und Zinkoxid;
 - b) Ausgangsstoffe sind Kupfer(I)-oxid und Kohlenstoff, Reaktionsprodukte sind Kupfer und Kohlendioxid!
8. Zum aluminothermischen Schweißen wird ein Gemisch verwendet, das aus 6,4 kg Eisen(II)-oxid und 1,6 kg Aluminium hergestellt wurde. a) Wieviel Kilogramm Eisen können daraus erzeugt werden? b) Wieviel Kilogramm Aluminiumoxid entstehen?
9. Je 1 kg Eisen(II)-oxid, Eisen(III)-oxid und Eisen(II,III)-oxid werden durch Aluminium reduziert. Berechne, wieviel Gramm Eisen bei jeder Redoxreaktion entstehen!
10. Entwickle die chemischen Gleichungen für Redoxreaktionen, bei denen in der Industrie Eisenoxide reduziert werden!
11. Zeichne das Schema eines Hochofens! Gib die Ausgangsstoffe und die Produkte bei der Roheisenherstellung an und stelle die chemischen Gleichungen für die Entstehung des Reduktionsmittels und des Eisens auf!
12. Erläutere die kontinuierliche Arbeitsweise und das Gegenstromprinzip an Hand eines Hochofenschemas!
13. Erläutere die Bedeutung der Eisenmetallurgie in unserer Volkswirtschaft an einem Beispiel aus dem polytechnischen Unterricht!

Systematisierung

38

Einteilung der Stoffe

Die Naturwissenschaft Chemie untersucht die Eigenschaften und Zusammensetzung der Stoffe sowie die chemischen Reaktionen. Stoffe sind das Material, aus dem die Körper bestehen. Die Stoffe unterscheiden sich durch Eigenschaften, zum Beispiel Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Dichte, Geruch, Löslichkeit, Farbe und chemisches Verhalten gegenüber anderen Stoffen. Stoffe werden durch chemische Reaktionen umgewandelt.

Alle Stoffe kann man in Stoffgemische und reine Stoffe einteilen (↗ S. 45).

Stoffgemisch

Stoffgemische entstehen durch Mischen von mindestens zwei Stoffen. Die Bestandteile behalten ihre charakteristischen Eigenschaften. Das Massenverhältnis zwischen den Bestandteilen ist beliebig.

Reiner Stoff

Stoff, der keine Beimengungen enthält. Die reinen Stoffe werden in chemische Elemente und chemische Verbindungen eingeteilt. Die chemischen Elemente bauen Verbindungen auf.

Chemisches Element

Reiner Stoff, der aus Atomen besteht, deren Kerne die gleiche Anzahl positiver elektrischer Ladungen besitzen.

Die chemischen Elemente werden auf Grund bestimmter Eigenschaften in Metalle und Nichtmetalle eingeteilt.

Metall

Chemisches Element mit metallischem Glanz, guter Wärmeleitfähigkeit und hoher elektrischer Leitfähigkeit.

Nichtmetall

Chemisches Element ohne Metalleigenschaften.

Chemische Verbindung

Reiner Stoff, in dem mindestens zwei Elemente miteinander verbunden sind. Zwischen den Massen der Bestandteile besteht ein bestimmtes stöchiometrisches Verhältnis.

Die chemischen Verbindungen werden nach der Zusammensetzung in verschiedene Gruppen eingeteilt. ① ② ③

Oxid

Chemische Verbindung, in der Sauerstoff und ein anderes Element miteinander verbunden sind. Man unterscheidet Metalloxide und Nichtmetalloxide.

Metalloid

Oxid, das Sauerstoff und ein Metall enthält.

Nichtmetalloxid

Oxid, das Sauerstoff und ein Nichtmetall enthält. ④

Namen und chemische Zeichen der Stoffe

39

Jeder reine Stoff hat einen wissenschaftlichen Namen und ein chemisches Zeichen.

Aus den Namen chemischer Verbindungen erhält man Angaben über die Zusammensetzung. (↗ S. 35, 53) ⑤ ⑥

Die Namen der Metalloxide geben Auskunft über:	■ Bestandteile des Namens von Eisen(III)-oxid Fe_2O_3
1. das Metall, das mit Sauerstoff verbunden ist	Eisen
2. die Wertigkeit, mit der das Metall im Oxid auftritt (wenn das Metall mehrere Wertigkeiten besitzen kann)	III
3. die Anwesenheit von Sauerstoff	ox
4. die Anwesenheit von nur zwei Elementen in der Verbindung	id

Die Namen der Nichtmetalloxide geben Auskunft über:	■ Bestandteile des Namens von Distickstofftrioxid N_2O_3
1. die Anzahl der Atome des Nichtmetalls, das im Molekül mit Sauerstoff verbunden ist (nicht bei allen Namen)	Di (zwei)
2. das Nichtmetall, das mit Sauerstoff verbunden ist	stickstoff
3. die Anzahl der Sauerstoffatome, die im Molekül enthalten ist	tri (drei)
4. die Anwesenheit von Sauerstoff	ox
5. die Anwesenheit von nur zwei Elementen in der Verbindung	id

- ① Unterscheide Magnesium, Schwefel, Aluminiumoxid und Kohlenmonoxid durch Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Dichte, Farbe, Mol und chemisches Verhalten gegenüber Sauerstoff! (↗ Tafelwerk, S. 45)
- ② a) Teile folgende Stoffe in Stoffgemische und reine Stoffe ein: Zink, Luft, Roheisen, Magnesiumoxid, Sauerstoff, Eisen(II)-oxid, Wasser, Stahl, Schwefel, Kohlenstoff, Aluminiumoxid, Eisenerz, Phosphor, Schwefeldioxid, Gichtgas, Blei!
b) Gib die Bestandteile der unter a) genannten Stoffgemische an!
c) Nenne Stoffgemische, die technische Bedeutung haben und gib ihre Verwendung an!
- ③ a) Welche der unter ② a) genannten Stoffe sind Verbindungen, welche Elemente?
b) Unterscheide die genannten Elemente durch die Anzahl der elektrischen Ladungen im Atomkern (↗ Tafelwerk, S. 43, 44)!
c) Welche Elemente haben sich in den genannten Verbindungen miteinander verbunden?
d) Entwickle chemische Gleichungen für chemische Reaktionen, mit denen man diese Verbindungen herstellen kann! Wie könnte man diese Reaktionen im Experiment durchführen?
- ④ a) Nenne Metalloxide und Nichtmetalloxide, die in der Industrie verwendet werden! Gib den Verwendungszweck an!
b) Wie kann man feststellen, daß ein Oxid Sauerstoff und ein anderes Element enthält? Entwickle Vorschläge für entsprechende Experimente!
- ⑤ a) Leite aus den Namen Mangan(IV)-oxid und Aluminiumoxid Angaben über die Zusammensetzung ab!
b) Leite aus den Namen Kohlendioxid und Schwefeltrioxid Angaben über die Zusammensetzung ab!
- ⑥ Bilde die Namen für Verbindungen, die wie folgt beschrieben sind: Die Verbindung a) enthält Sauerstoff und Blei (zweiwertig); b) enthält je Molekül 1 Atom Kohlenstoff und 1 Atom Sauerstoff; c) enthält Eisen und Sauerstoff (Beachte die Wertigkeit!); d) enthält Schwefel und Sauerstoff! (Ermittle zunächst ausgehend von der Wertigkeit die Anzahl der Sauerstoffatome, die sich mit einem Schwefelatom verbinden können!)
- ⑦ a) Was bedeuten die Symbole P, Zn, Mg und Cu? Gib jeweils das Mol an!
b) Was bedeuten die Formeln Fe_2O_3 , MgO , H_2O , CO , H_2 und N_2 ? Gib jeweils das Mol an!

In der chemischen Zeichensprache werden Stoffe durch Symbole und Formeln bezeichnet. Diese chemischen Zeichen haben mehrere Bedeutungen. ⑦

Symbol

Zeichen für ein chemisches Element.

Aussage eines Symbols	Al
Ein chemisches Element	Das Element Aluminium
1 Atom eines chemischen Elementes	1 Atom Aluminium
1 Mol eines chemischen Elementes, bestehend aus 600 Trilliarden Atomen	1 Mol Aluminium (27 g), bestehend aus 600 Trilliarden Aluminiumatomen

Bei einigen Elementen sind im gasförmigen Aggregatzustand jeweils zwei Atome miteinander verbunden. In diesem Fall wendet man in der chemischen Zeichensprache Formeln an.

Formel

Zeichen für eine chemische Verbindung sowie für Elemente, deren Moleküle aus mindestens zwei Atomen bestehen.

Aussage einer Formel	 Al_2O_3
Eine chemische Verbindung unter Angabe der Elemente, aus denen sie zusammengesetzt ist, oder ein Element	Die Verbindung Aluminiumoxid, zusammengesetzt aus Aluminium und Sauerstoff
1 Molekül einer chemischen Verbindung oder eines Elementes unter Angabe der Anzahl von Atomen, die in diesem Molekül enthalten sind	1 Molekül Aluminiumoxid, zusammengesetzt aus 2 Atomen Aluminium und 3 Atomen Sauerstoff (Zahlenverhältnis 2:3)
1 Mol einer chemischen Verbindung oder eines Elementes, bestehend aus 600 Trilliarden Molekülen	1 Mol Aluminiumoxid (102 g), bestehend aus 600 Trilliarden Aluminiumoxidadmolekülen

Besteht eine Verbindung nur aus zwei Elementen, so kann die Anzahl der Atome, die ein Molekül bilden, ausgehend von der Wertigkeit ermittelt werden (↗ S. 52). ① ② ③

Bau der Stoffe

40

Die Stoffe bauen sich aus kleinen Teilchen auf. Zu den Stoffteilchen gehören Atome und Moleküle. Beide haben ein Volumen, eine Masse und andere Eigenschaften. Dadurch unterscheiden sich auch die Teilchen eines Stoffes von denen eines anderen. ④ ⑤

Rund 600 Trilliarden Teilchen eines Stoffes sind in einem Mol enthalten. Die Masse dieser Anzahl Teilchen ist für die meisten Stoffe eine charakteristische Größe (↗ S. 63). ⑥

Reine Stoffe	Teilchen, aus denen Stoffe aufgebaut sein können	Bau der Teilchen
Elemente	Atome	aus Atomkern mit Protonen (positiv geladene Teilchen) und aus Atomhülle mit Elektronen (negativ geladene Teilchen) Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen
	Moleküle	aus mindestens 2 Atomen des gleichen Elements
Verbindungen	Moleküle	aus mindestens 2 Atomen verschiedenartiger Elemente

- ① Was sagen die Symbole und Zahlen über die qualitative und quantitative Zusammensetzung folgender Verbindungen aus:
a) Na_2O , P_2O_3 , Fe_2O_3 , ZnO ; b) C_2H_6 , Na_2SO_4 , H_3PO_4 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?
- ② Bilde die Formeln für Verbindungen, deren Zusammensetzung wie folgt angegeben ist: a) 1 Molekül enthält 2 Atome Eisen und 3 Atome Sauerstoff; b) 1 Molekül enthält 3 Atome Kohlenstoff und 8 Atome Wasserstoff; c) 1 Molekül enthält 1 Atom Kohlenstoff und 1 Atom Sauerstoff; d) Aluminium und Sauerstoff; e) Eisen und Sauerstoff (Eisen ist dreiwertig); f) Stickstoff und Sauerstoff (Stickstoff ist fünfwertig); g) Kupfer und Sauerstoff (Kupfer ist einwertig); h) Silizium und Sauerstoff!
- ③ Was sagen die Formeln O_2 , H_2 und N_2 aus?
- ④ Wieviel Protonen und Elektronen sind jeweils in einem Atom Kupfer, Wasserstoff, Phosphor, Magnesium und Sauerstoff enthalten (↗ Tafelwerk, S. 43, 44)?
- ⑤ Nenne Elemente, die sich im gasförmigen Aggregatzustand aus Molekülen aufbauen! Gib die Moleküle in der chemischen Zeichensprache an! Welche Massen haben je rund 600 Trilliarden Moleküle der genannten Elemente?
- ⑥ a) Wieviel Atome eines jeden Elementes sind in einem Molekül der folgenden Verbindungen enthalten: Kupfer(I)-oxid, Blei(IV)-oxid, Magnesiumoxid, Schwefeltrioxid, Kohlenmonoxid? Berechne jeweils 1 Mol dieser Stoffe!
b) Wieviel Moleküle und wieviel Atome eines Elementes sind durch folgende Ausdrücke angegeben: 2-ZnO , $2\text{-Fe}_3\text{O}_4$, $3\text{-P}_2\text{O}_5$, 2-CO , $4\text{-Cu}_2\text{O}$, 3-O_2 , 2-H_2 , 3-CO_2 ?
- ⑦ Nenne Reaktionen, die in der Technik angewendet werden und bei denen a) Wärme entsteht; b) Wärme verbraucht wird!
- ⑧ a) Entwickle die chemischen Gleichungen für folgende Reaktionen: Verbrennung von Zink, Reaktion zwischen Magnesium und Wasser, Oxydation des Phosphors zu Phosphorpentoxid!
b) Schreibe unter jede Gleichung die qualitativen und die quantitativen Aussagen!
c) Beweise durch Berechnungen, daß die Gleichungen dem Gesetz von der Erhaltung der Masse entsprechen!

Chemische Reaktionen – chemische Gleichungen

41

Bei chemischen Reaktionen werden Stoffe umgewandelt. Es entstehen neue Stoffe.

Ausgangsstoffe —→ **Reaktionsprodukte**

Die chemischen Reaktionen werden häufig durch Wärmezufuhr ausgelöst. Sie laufen dann unter Wärmeabgabe oder Wärmeaufnahme ab. Die Masse der Ausgangsstoffe ist ebenso groß wie die Masse der Reaktionsprodukte (Gesetz von der Erhaltung der Masse).

Zwischen den Massen der Ausgangsstoffe sowie zwischen den Massen der Reaktionsprodukte besteht direkte Proportionalität. Diese Tatsache wird bei stöchiometrischen Berechnungen ausgenutzt. ⑦ ⑧

Die qualitativen und quantitativen Änderungen bei chemischen Reaktionen werden durch chemische Gleichungen ausgedrückt. Chemische Gleichungen geben an:

1. Die Reaktion von Ausgangsstoffen zu Reaktionsprodukten;
2. die kleinstmögliche Anzahl der Teilchen eines Stoffes (Atome, Moleküle), die miteinander reagieren und nach der Reaktion vorliegen;
3. die Mole der Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte, die an der Reaktion beteiligt sind;
4. die Masse der Ausgangsstoffe ist gleich der Masse der Reaktionsprodukte.

Einteilung chemischer Reaktionen

42

Chemische Reaktionen, an denen Sauerstoff beteiligt ist, werden in Oxydationen, Reduktionen und Redoxreaktionen eingeteilt.

Oxydation

Chemische Reaktion, bei der sich ein Stoff mit Sauerstoff verbindet; Teilreaktion einer Redoxreaktion.

Mit Sauerstoff verbinden sich zum Beispiel Elemente und Oxide von Elementen, in denen die Elemente nicht mit der höchsten stöchiometrischen Wertigkeit auftreten. Zur Oxydation kann reiner Sauerstoff, Sauerstoff aus der Luft oder aus Oxiden (Oxydationsmittel) verwendet werden. ① ② ③

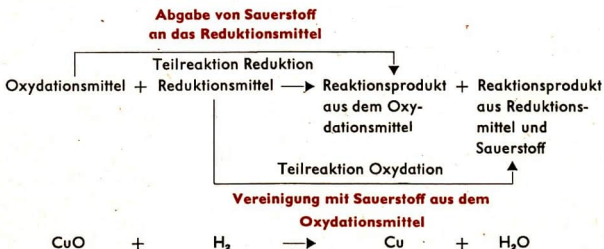
Reduktion

Chemische Reaktion, bei der ein Stoff (Oxid) Sauerstoff abgibt; Teilreaktion einer Redoxreaktion.

Reduktionen werden durch Reduktionsmittel bewirkt, die einem Oxid Sauerstoff entziehen können. Als Reduktionsmittel wirken Elemente, aber auch bestimmte Oxide. ④

Redoxreaktion

Chemische Reaktion, bei der Oxydation und Reduktion voneinander abhängige Teilreaktionen sind. ⑤ ⑥ ⑦



- ① Nenne Beispiele für Oxydationen, die in der Industrie angewendet werden!
- ② Wieviel Gramm Wasser entstehen bei der Oxydation von 20 g Wasserstoff?
- ③ Stelle Ausgangsstoffe zusammen, aus denen man Kohlendioxid herstellen kann! Welche dieser Reaktionen haben technische Bedeutung?
- ④ a) Nenne Oxide, die bei chemischen Reaktionen in der Industrie Sauerstoff abgeben! Welche Reduktionsmittel werden dazu verwendet?
b) Nenne Stoffe, die gegenüber Eisen(II)-oxid als Reduktionsmittel wirken!
- ⑤ a) Entwickle die chemischen Gleichungen für folgende Redoxreaktionen:

Ausgangsstoffe	Reaktionsprodukte
Eisen(III)-oxid, Aluminium	Eisen, Aluminiumoxid
Kohlendioxid, Kohlenstoff	Kohlenmonoxid
Eisen (II,III)-oxid, Kohlenstoff	Eisen, Kohlendioxid
Eisen(II)-oxid, Kohlenstoff	Eisen, Kohlenmonoxid
Kupfer(II)-oxid, Zink	Kupfer, Zinkoxid

- b) Erläutere jeweils die Teilreaktionen Oxydation und Reduktion! Bestimme Oxydationsmittel und Reduktionsmittel!
- ⑥ Nenne Redoxreaktionen, die in der Industrie angewendet werden! Welche Industrieprodukte werden damit hergestellt?
 - ⑦ Berechne:
 - a) Wieviel Kilogramm Eisen entstehen beim aluminothermischen Schweißen aus 3,6 kg Eisen(II)-oxid?
 - b) Wieviel Kilogramm Kohlenmonoxid werden benötigt, wenn man aus Eisen(III)-oxid durch eine Redoxreaktion 500 t Eisen erzeugen will?
 - c) Wieviel Kilogramm Kohlenstoff setzen sich mit Kohlendioxid zu 100 kg Kohlenmonoxid um?
 - d) In einer Klasse mit 36 Schülern werden Schülerexperimente in Gruppen zu 3 Schülern durchgeführt. Jede Gruppe reduziert 0,15 g Kupfer(II)-oxid mit Zink zu Kupfer. Wieviel Gramm Zink werden je Gruppe und insgesamt benötigt? Wieviel Gramm Kupfer entstehen insgesamt?

Übersicht über die chemischen Elemente

Element	Symbol	Protonenzahl	relative Atommasse ¹	wichtigste Wertigkeiten	Element	Symbol	Protonenzahl	relative Atommasse ¹	wichtigste Wertigkeiten
Aktinium	Ac	89	[227]	III	Hafnium	Hf	72	178,5	IV
Aluminium	Al	13	27	III	Helium	He	2	4	O
Amerizium	Am	95	[243]	III	Holmium	Ho	67	165	III
Antimon	Sb	51	122	III, V	Indium	In	49	115	III
Argon	Ar	18	40	O	Iridium	Ir	77	192	III, IV
Arsen	As	33	75	III, V	Jod	J	53	127	I, V, VII
Astat	At	85	[210]	I	Kadmium	Cd	48	112,5	II
Barium	Ba	56	137	II	Kalifornium	Cf	98	[251]	III
Berkelium	Bk	97	[249]	III	Kalium	K	19	39	I
Beryllium	Be	4	9	II	Kalzium	Ca	20	40	II
Blei	Pb	82	207	II	Kobalt	Co	27	59	II, III
Bor	B	5	11	III	Kohlenstoff	C	6	12	IV
Brom	Br	35	80	I, V	Krypton	Kr	36	84	O
Chlor	Cl	17	35,5	I, VII	Kupfer	Cu	29	63,5	II
Chrom	Cr	24	52	III, VI	Kurium	Cm	96	[247]	III
Dysprosium	Dy	66	162,5	III	Lanthan	La	57	139	III
Einsteinium	Es	99	[254]	III	Lawrenzium	Lw	103	[257]	
Eisen	Fe	26	56	II, III	Lithium	Li	3	7	I
Erbium	Er	68	167	III	Lutetium	Lu	71	175	III
Europium	Eu	63	152	III	Magnesium	Mg	12	24	II
Fermium	Fm	100	[253]	III	Mangan	Mn	25	55	II, IV, VII
Fluor	F	9	19	I	Mendelevium	Md	101	[256]	III
Franzium	Fr	87	[223]	I	Molybdän	Mo	42	96	VI
Gadolinium	Gd	64	157	III	Natrium	Na	11	23	I
Gallium	Ga	31	70	III	Neodym	Nd	60	144	III
Germanium	Ge	32	72,5	IV					
Gold	Au	79	197	III					

¹ gerundet

Element	Symbol	Protonenanzahl	relative Atommasse ¹	wichtigste Wertigkeiten	Element	Symbol	Protonenanzahl	relative Atommasse ¹	wichtigste Wertigkeiten
Neon	Ne	10	20	O	Silber	Ag	47	108	I
Neptunium	Np	93	[237]	IV, VI	Silizium	Si	14	28	IV
Nickel	Ni	28	59	II	Skandium	Sc	21	45	III
Niob	Nb	41	93	V	Stickstoff	N	7	14	III, V
Nobelium	No	102	[254]	III	Strontium	Sr	38	87,5	II
Osmium	Os	76	190	VI, VIII	Tantal	Ta	73	181	V
Palladium	Pd	46	106	II	Technetium	Tc	43	[99]	VII
Phosphor	P	15	31	III, V	Tellur	Te	52	127,5	IV
Platin	Pt	78	195	II, IV	Terbium	Tb	65	159	III
Plutonium	Pu	94	[242]	III, IV	Thallium	Tl	81	204	I, III
Polonium	Po	84	[210]	II	Thorium	Th	90	232	IV
Praseodym	Pr	59	141	III	Thulium	Tm	69	169	III
Promethium	Pm	61	[147]	III	Titan	Ti	22	48	IV
Protaktinium	Pa	91	[231]	V	Uran	U	92	238	IV, VI
Quecksilber	Hg	80	200,5	I, II	Vanadin	V	23	51	V
Radium	Ra	88	[226]	II	Wasserstoff	H	1	1	I
Radon	Rn	86	[222]	O	Wismut	Bi	83	209	III
Rhenium	Re	75	186	VII	Wolfram	W	74	184	VI
Rhodium	Rh	45	103	III	Xenon	Xe	54	131	O
Rubidium	Rb	37	85,5	I	Ytterbium	Yb	70	173	III
Ruthenium	Ru	44	101	IV	Yttrium	Y	39	89	III
Samarium	Sm	62	150	III	Zäsium	Cs	55	133	I
Sauerstoff	O	8	16	II	Zer	Ce	58	140	III, IV
Schwefel	S	16	32	II, VI	Zink	Zn	30	65	II
Selen	Se	34	79	IV	Zinn	Sn	50	119	II, IV
					Zirkonium	Zr	40	91	IV

¹ gerundet

Schülerexperimente

Im Chemieunterricht werden häufig Schülerexperimente durchgeführt. Dabei mußt du stets die Hinweise beachten, die dir zum Umgang mit Stoffen und Laborgeräten gegeben werden (↗ S. 11 u. 12). Die folgenden Anleitungen zu einigen ausgewählten Schülerexperimenten zeigen dir, wie du beim selbständigen Experimentieren vorgehen sollst.

Lies zunächst die Aufgabe und wiederhole Kenntnisse, die zum Verständnis des Experimentes wichtig sind! Hinweise sind unter „Vorbetrachtungen“ gegeben.

Überprüfe, ob alle genannten Geräte und Chemikalien, die zum Experiment gebraucht werden, bereitstehen! Einen Überblick erhältst du unter „Geräte und Chemikalien“.

Experimentiere planmäßig! Unter „Arbeitsanweisung“ sind dazu die erforderlichen Tätigkeiten genannt. Die angegebene Reihenfolge muß eingehalten werden. Lies dir zunächst die Ausführungen zu jedem Schritt genau durch! Beachte besonders die Hinweise nach der Warnung „Vorsicht!“! Hier wird auf Gefahren und Unfallquellen aufmerksam gemacht. Diese Anweisungen sind sorgfältig einzuhalten.

Nachdem du dir Klarheit über die Tätigkeiten verschafft hast, darfst du sie ausführen.

Beachte besonders die Hinweise auf Beobachtungen und zur Auswertung des Experimentes! Dadurch kannst du die Aufgabe sicherer lösen und erhältst wichtige Anregungen für das Protokoll zum Experiment.

Fertige gewissenhaft ein Protokoll zum Experiment an! (↗ Beispiel)

Protokoll	z. B. Reaktion von Sauerstoff mit Schwefel	
Name:	Klasse:	Datum:
1. Aufgabe		
2. Geräte und Chemikalien		
3. Geräteanordnung (Skizze)		
4. Ausgeführte Tätigkeiten und Beobachtungsergebnisse z. B. Beobachtungen beim Entzünden und Verbrennen des Schwefels; Beobachtung beim Entfernen des Stopfens mit dem Draht; Geruch des Gases im Reagenzglas		
5. Auswertung Vergleich des Ergebnisses mit Vermutungen; Entscheidung, ob eine chemische Reaktion abgelaufen ist; Begründung		

Herstellen und Trennen von Stoffgemischen

Aufgabe

Stelle ein Stoffgemisch von Sand und Kochsalz her und trenne es in seine Bestandteile!

Vorbetrachtung

1. Gib an, was man unter einem Stoffgemisch versteht!
2. Überlege, welche der Eigenschaften, in denen sich Sand und Kochsalz unterscheiden, zur Trennung des Gemisches ausgenutzt werden können.

Geräte und Chemikalien

Mörser mit Pistill	Seesand (geglüht)
Reagenzglasständer	Kochsalz
Trichter	Wasser
Glasstab	
Brenner	
Rundfilter	

Arbeitsanweisung

1. Mische im Mörser etwa 1 g Sand und 1 g Kochsalz durch Reiben mit dem Pistill!
2. Falte einen Rundfilter (✓ Abb. 13, S. 16), lege ihn in den Trichter und befeuchte ihn mit etwas Wasser! Setze den Trichter auf ein Reagenzglas, das in der unteren Lochreihe des Reagenzglasständers steht!
3. Gib das Stoffgemisch in ein Reagenzglas, gib etwa 5 ml Wasser hinzu und schüttele kräftig!
4. Gib das Stoffgemisch allmählich in den Trichter (✓ Abb. 9a, S. 15)!
5. Fülle vom Filtrat ein sauberes Reagenzglas etwa 3 cm hoch und erhitze bis zum vollständigen Verdampfen der Flüssigkeit. Beachte dabei die Vorsichtsmaßnahmen! Nach dem Abkühlen des Glases wird in der angegebenen Weise so lange gearbeitet, bis das gesamte Filtrat aufgebraucht ist.
6. Stelle die wiedergewonnenen Bestandteile des Gemisches beiseite! Lösche den Brenner und räume deinen Arbeitsplatz auf!
7. Halte das Ergebnis des Experimentes in deinem Heft fest, indem du folgenden Text ergänzt!

Das Gemisch ist trennbar, weil Kochsalz, Sand aber
ist. Beim Schütteln mit Wasser bildet Kochsalz eine und Sand eine

Beim Filtrieren bleibt Sand auf dem Filter als

Das Filtrat ist ein Gemisch von und Beim Eindampfen
bleibt zurück.

Reaktion von Sauerstoff mit Metallen und Nichtmetallen

Aufgabe

Stelle Sauerstoff her und fange ihn pneumatisch auf!

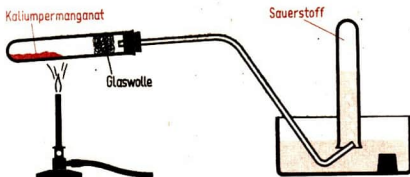
Vorbetrachtung

Aus welchen Stoffen kann man Sauerstoff darstellen?

Geräte und Chemikalien

Gasentwickler (Reagenzglas,
durchbohrter Stopfen, Gasableitungsrohr)
pneumatische Wanne
2 Reagenzgläser
mit Gummistopfen
Stativ
Brenner
Pinzette

Kaliumpermanganat
Wasser
Glaswolle



Arbeitsanweisung

1. Fülle etwa 3 cm hoch Kaliumpermanganat in das Reagenzglas des Gasentwicklers, setze mit der Pinzette in das obere Drittel des Reagenzglases einen Glaswollebausch und verschließe das Reagenzglas mit dem durchbohrten Stopfen, durch den das Ableitungsrohr führt!

Vorsicht! Glaswolle nicht mit den Fingern anfassen!

2. Baue nach der Abbildung die Apparatur auf! Beachte dabei folgendes:

Die pneumatische Wanne ist mit Wasser zu füllen!

Die Reagenzgläser sind in der Wanne mit Wasser zu füllen und vorsichtig mit der Öffnung nach unten hinzustellen! Die Stopfen werden mit der großen Fläche auf den Boden der Wanne gelegt.

Das Reagenzglas des Gasentwicklers ist fast waagerecht ins Stativ so einzuspannen, daß sowohl das Ableitungsrohr in das Wasser eintaucht, als auch das Kaliumpermanganat mit dem Brenner erhitzt werden kann.

Das Kaliumpermanganat soll als eine flache Schicht im Reagenzglas liegen.

3. Erhitze zunächst vorsichtig das Reagenzglas durch Befächeln mit der Brennerflamme, danach stärker von der Mitte des Reagenzglases beginnend nach dem Boden zu. Das Erhitzen darf nicht unterbrochen werden!
4. Fülle die Reagenzgläser in der pneumatischen Wanne mit Sauerstoff und verschließe sie mit den Gummistopfen unter Wasser!
5. Entferne das Einleitungsrohr aus dem Wasser (Stativ mit Gasentwickler anheben) und lösche den Brenner!

Aufgabe

Bringe Eisen in reinem Sauerstoff zur Reaktion!

Vorbetrachtung

Entscheide und erläutere, ob die Oxydation von Eisen ein physikalischer Vorgang oder eine chemische Reaktion ist!

Geräte und Chemikalien

Brenner	Sauerstoff im Reagenzglas
Magnesiumrinne	Eisenpulver
Reagenzglasständer	
Spatel	

Arbeitsanweisung

1. Stelle das mit einem Gummistopfen verschlossene Reagenzglas mit Sauerstoff in den Reagenzglasständer!
2. Gib eine Spatelspitze Eisenpulver auf den vorderen Teil der Magnesiumrinne! Erhitze das Eisenpulver bis zum Beginn des Glühens!
3. Entferne den Gummistopfen vom Reagenzglas und streue vorsichtig das Eisenpulver in das Reagenzglas mit Sauerstoff! Lösche den Brenner!
4. Welche Veränderungen kannst du beobachten? Vergleiche Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukt!
Prüfe deine Entscheidung, die du während der Vorbetrachtung getroffen hast, an Hand der Beobachtungen und Ergebnisse des Experimentes!

Aufgabe

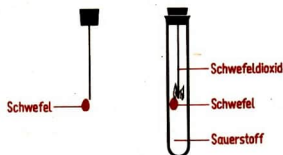
Verbrenne Schwefel in reinem Sauerstoff!

Vorbetrachtung

Gib an, woran man eine chemische Reaktion erkennt!

Geräte und Chemikalien

Brenner
Reagenzglasständer



Sauerstoff im Reagenzglas
Gummistopfen, in den ein
Drahtstück mit einem Schwefeltropfen
eingeführt ist

Arbeitsanweisung

Vorsicht! Bei der Verbrennung von Schwefel entsteht ein giftiges Gas! Es darf nicht eingeatmet werden!

1. Stelle das mit einem Gummistopfen verschlossene Reagenzglas mit Sauerstoff in den Reagenzglasständer!
2. Entzünde den Schwefeltropfen am Draht in der Brennerflamme! Entferne den Stopfen vom Reagenzglas mit Sauerstoff, tauche den brennenden Schwefel sofort in den Sauerstoff und verschließe das Reagenzglas mit dem Stopfen, in dem der Draht steckt! Lösche den Brenner!
3. Welche Veränderungen kannst du beobachten? Prüfe vorsichtig den Geruch des Gases, indem du für ganz kurze Zeit den Stopfen lockerst und mit der Hand das Gas zufächerst! **Vorsicht!** Keinesfalls leichtsinnig am Reagenzglas riechen! Entscheide, ob eine chemische Reaktion abgelaufen ist!

Verbrennung von Metallen und Nichtmetallen

Aufgabe

5
▼

Oxydiere Magnesium und Kupfer an der Luft!

Vorbetrachtung

1. Erläutere, was du unter einer Oxydation verstehst!
2. Gib an, woran man den Ablauf einer chemischen Reaktion erkennt!
3. Welche Schritte sind beim Aufstellen einer chemischen Gleichung einzuhalten (↗ S. 57)?
4. Nenne Metalloxide und gib deren Formeln an!
5. Was bedeutet die Formel O_2 ?

Geräte und Chemikalien

Tiegelzange	Magnesium (Magnesiumspan)
Abdampfschale	Kupfer (in Drahtform)
Brenner	
Messer	
Schutzbrille	

Arbeitsanweisung

1. Ein Magnesiumspan wird mit der Tiegelzange gefaßt und so lange in die Flamme des Brenners gehalten, bis die Verbrennung einsetzt. Laß das Magnesium dann über der Abdampfschale verbrennen!
Vorsicht! Magnesium verbrennt mit blendend weißer Flamme. Du darfst bei diesem Experiment niemals direkt in die Flamme blicken! Benutze eine Schutzbrille mit gefärbten Gläsern!
2. Beobachte die Reaktion! Vergleiche Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukt! Stelle die chemische Gleichung nach der gegebenen Schrittfolge (↗ S. 57) auf!
3. Vergleiche das Ergebnis des Experimentes mit den Angaben in Tabelle 2 (S. 34)!
4. Der Kupferdraht wird mit dem Messer blank gekratzt. Fasse ihn dann mit der Tiegelzange und glühe ihn kräftig in der Flamme des Brenners! Lösche den Brenner!
5. Betrachte den Draht nach dem Erkalten! Versuche auf seiner Oberfläche mit dem Messer zu kratzen! Was kannst du feststellen?
Stelle die chemische Gleichung nach der gegebenen Schrittfolge (↗ S. 57) auf!
6. Vergleiche deine Beobachtungen mit den Angaben in Tabelle 2 (S. 34)!

Aufgabe

Oxydiere Kohlenstoff an der Luft!

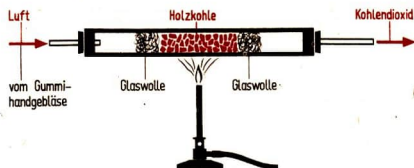
Vorbetrachtung

1. Nenne Nichtmetalle und ihre Symbole!
2. Nenne Nichtmetalloxide und leite ihre Formeln ab!
3. Was verstehst du unter chemischen Elementen und unter chemischen Verbindungen?

Geräte und Chemikalien

Verbrennungsrrohr
2 Gummistopfen
mit Glasrohr
Gummihandgebläse
Brenner
Stativ
Pinzette

Kohlenstoff (Holzkohlenstücke)
Glaswolle



Arbeitsanweisung

1. Bringe mit der Pinzette einen lockeren Pfropfen Glaswolle in das Verbrennungsröhr!
Vorsicht! Glaswollsplitter, die in die Haut eindringen, erzeugen schwer heilende Wunden. Glaswolle darf nur mit der Pinzette angefaßt werden!
Auf den Glaswollepfropfen kommt eine 2 cm hohe Schicht Holzkohlenstücke und schließlich wieder ein lockerer Glaswollepfropfen.
2. Prüfe, ob die Luft leicht durch die Füllung des Rohres hindurchtreten kann, indem du nach dem Aufsetzen der beiden Stopfen (↗ Abb.) vorsichtig hindurchbläst! Eventuell muß die Glaswolle noch etwas gelockert werden.
3. Erhitze die Holzkohle kräftig! Wenn sie zu glühen beginnt, entferne den Brenner und drücke mit dem Gebläse Luft durch die Apparatur.
Unterbrich in kurzen Zeitabständen die Luftzufuhr!
4. Beobachte die Reaktion im Verbrennungsröhr, insbesondere bei der kurzzeitigen Unterbrechung der Luftzufuhr!
Welche wichtige Erkenntnis über die Verbrennung wird durch diese Beobachtung bestätigt?
5. Stelle die chemische Gleichung auf!

Redoxreaktion

Aufgabe

Reduziere Kupfer(II)-oxid mit Eisen!

Vorbetrachtung

1. Bestimme von den beiden Ausgangsstoffen das Oxydationsmittel und das Reduktionsmittel!
2. Beschreibe die Veränderungen des Oxydationsmittels und des Reduktionsmittels bei der Redoxreaktion!
3. Entwickle die chemische Gleichung für die Redoxreaktion von Kupfer(II)-oxid mit Eisen!
Beachte dabei, daß als Reaktionsprodukte Kupfer und Eisen(II,III)-oxid entstehen!
4. Wieviel Gramm Substanz sind je ein Mol Kupfer(II)-oxid und Eisen(II,III)-oxid?
5. Wieviel Gramm Eisen werden zur Reduktion von 0,8 g Kupfer(II)-oxid benötigt?

Geräte und Chemikalien

Reagenzglashalter	Kupfer(II)-oxid
Spatel	(In Pulverform)
Waage mit Wägestückensatz	Eisen (fein gepulvert)
Brenner	
Reibschale mit Pistill	

Arbeitsanweisung

1. Wäge 0,8 g Kupfer(II)-oxid und gib es in die Reibschale!
2. Wäge die berechnete Menge Eisenpulver und gib es in die Reibschale!
3. Mische Kupfer(II)-oxid und Eisenpulver gründlich und fülle das Gemisch in das Reagenzglas!
4. Befestige das Reagenzglas im Halter und erhitze kräftig! Beim Aufglühen des Gemisches nimm das Glas sofort aus der Flamme!
5. Untersuche nach dem Abkühlen das Reaktionsprodukt!
6. Notiere alle Beobachtungen und vergleiche mit den Ergebnissen aus den Vorbetrachtungen 1...3!
7. Kennzeichne bei dieser Redoxreaktion die Oxydation und die Reduktion!

Register

A

Aggregatzustand 8
aluminothermisches Schweißen 78...80
Arbeitsweise, kontinuierliche 86
Atome, Bau 28, 29, 94
Atomhülle (Elektronenhülle) 28, 29
Atomkern 28, 29
Atommasse, absolute 61, 62
-, relative 61, 62
Aufschlammung 13
Ausgangsstoffe 19, 20

B

Berzelius, Jöns Jakob 32
Brandbekämpfung 42
Brandschutz 43
Brennbarkeit 9

C

Chemie, Bedeutung 20...22

D

Dekantieren 14
Dichte 10

E

Eindampfen 17
Eisen, reines 87
-, Roh- 87
-, technisches 87
Eisenerze 81

Elektron 29
Elemente, chemische 30, 31, 45, 91, 94
Entzündungstemperatur 38
Experimentieren, Regeln 12

F

Farbe 9
Feuer, Entstehung 41, 42
Filterrückstand 17
Filtrat 17
Filtrieren 16
Formel, chemische 47...52
-, Aufstellen 52
-, Bedeutung 49, 65, 94

G

Gangart 81
Gasentwickler 26, 69, 101
Gegenstromprinzip 86
Geruch 9
Geschmack 9
Gesetz von der Erhaltung der Masse 55
Gichtgas 85
Glanz 9
Gleichung, chemische 56...60
-, Aufstellen 56...58
-, Bedeutung 59, 60, 65, 66, 95, 96

H

Härte 9
Hochofen 83, 84

I

Industrie, chemische 22...24

K

Knallgas 72

Knallgasprobe 73

kontinuierliche Arbeitsweise 86

Körper 7

L

Laborgeräte, Übersicht Anfang und
Ende des Buches

-, Umgang 12

Lavoisier, Antoine Laurent 44, 55

Lomonossow, Michail Wassiliewitsch
44, 56

Loschmidtsche Konstante 64

Löslichkeit 9

Lösungen 13

Luft 38...40

-, Verbrennen an der 38, 39

-, Zusammensetzung 40

M

Magneteisenstein 81

Metalle 30, 45, 91

Mol 63, 64

Molekül 37, 38, 94

Molekülmasse, relative 62

N

Nichtmetalle 30, 45, 91

O

Oxide 35, 36, 45, 53, 54, 92

-, Namen 53, 54, 92

Oxydation 36, 39, 75, 76, 96

-, Bedeutung 44

Oxydationsmittel 78

P

pneumatisches Auffangen 25, 26, 69,
101

Proton 29

R

Reaktion, chemische 18...20, 95, 96

Reaktionsapparat 83

Reaktionsbedingungen 19, 20

Reaktionsprodukte 19, 20

Rechnen, chemisches 61...68

Redoxreaktionen 74...78, 96

Reduktion 75, 76, 96

Reduktionsmittel 78

Roheisen, Eigenschaften 87

Roheisenherstellung, chemische Grund-
lagen 81...83

-, technische Durchführung 83...86

Rosten 8

S

Sauerstoff 25...27

-, Darstellung 26

-, Eigenschaften 26, 40

-, Reaktion mit anderen Elementen
33...35

-, Verwendung 27

-, Vorkommen 25

Schmelztemperatur 10

Schweißen, aluminothermisches
78...80

Siedetemperatur 10

Stahl 87...89

-, Eigenschaften 87

-, Herstellung 88, 89

Stickstoff, Eigenschaften 40

Stoffe 7

-, Eigenschaften 8...10

-, Einteilung 44...46, 91, 92

-, Erkennen 10

-, reine 13, 45, 91

-, Umgang 11

Stoffgemische 13...17, 46, 91

–, Herstellen 13

–, Trennen 14...17

Stöchiometrie 61

stöchiometrische Berechnungen 68

stöchiometrisches Verhältnis 67

Symbole, chemische 32, 33, 49, 65, 93

V

Verbindung, chemische 36, 37, 45, 92, 94

Verbrennung 38, 39

Vorgang, physikalischer 17, 18

W

Wasser 71

Wasserstoff 69...74

–, Darstellung 67, 70

–, Eigenschaften 70...73

–, Verwendung 74

Wertigkeit 50...52

–, Ermitteln 52

Winderhitzer 86

Wortgleichung 36

Z

Zeichensprache, chemische 32, 47...60

Zuschläge 83

Abbildungsnachweis

Eckhard Grieshammer, Schöneiche bei Berlin (Innentitelbild); PGH Fototechnische Werkstätten, Berlin (Abb. 56); Humboldt-Universität, Berlin (Abb. 26); VVB Kali, Erfurt (Abb. 11); Prof. Dr. Dr. Hans Keune, Halle (Abb. 7); Paul Lappeneit, Hennigsdorf bei Berlin (Abb. 61); Maximilian Seifert, Berlin (Abb. 19, 43); Zentralbild Berlin (Abb. 18, 41, 58).



Pneumatische Wanne



Meßzylinder



Standzylinder



Spritzflasche



Vollpipette



Glasstab



Trichter



Tropftrichter



Halbmikro-Tropfer



Filter-röhrchen



Reibschale
mit Pistill



Abdampfschale



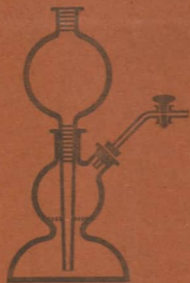
Kristallisierschale



Porzellantiegel



Gaswaschflasche



Kippscher Gasentwickler



Kolbenprober



Trockenrohr



Enghalsflasche



Weithalsflasche



Pipettenflasche



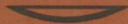
Thermometer



Verbrennungs-
rohr



Porzellanschiffchen



Uhrglasschale



Tüpfelplatte

