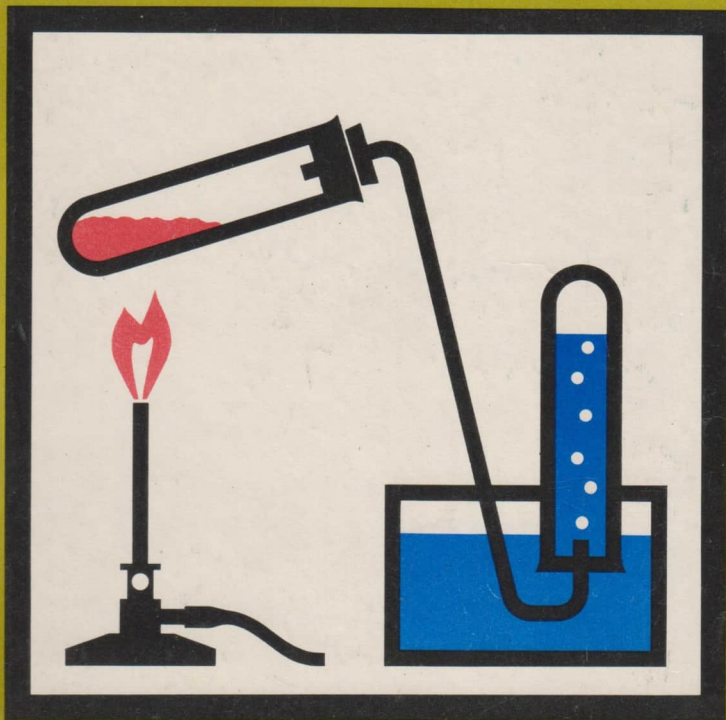


CHEMIE

7



Tiegelzange



Reagenzglas-
halter



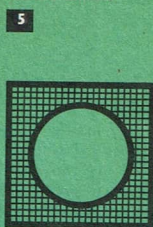
Verbrennungs-
löffel



Spatellöffel



Asbestdrahnetz



10
Reagenzglas



11
U-Rohr



12
Becherglas



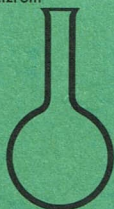
13
Reagenzglas mit seitlichem
Ansatzrohr



14
Erlenmeyerkolben



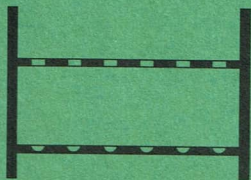
15
Halbmikro-Kochglas



16
Rundkolben



17
Stehkolben



18
Reagenzglasgestell



19
Reagenzglasständer



20
Gestell
für Halbmikro-Kochglas

Gasbrenner

6



Spiritusbrenner

7



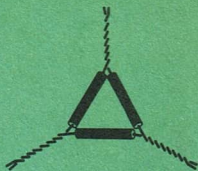
Dreifuß

8

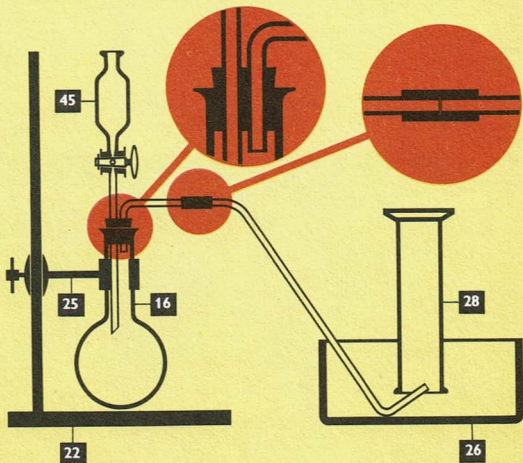


Tondreieck

9



Apparatur zur Entwicklung
von Sauerstoff
mit pneumatischem
Auffangen



21

Reagenzglas-
stütze



22

Stativ



23

Stativring



24

Stativmuffe



25

Stativklemme



CHEMIE

Lehrbuch für Klasse 7



Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin · 1976

Autoren:

Gerhard Meyendorf, Walter Jöricke, Wolfgang Eisenhuth

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

6. Auflage

Ausgabe 1971

Lizenz Nr. 203 · 1000/75 (UN 03 07 01-6)

LSV 0681

Redaktionelle Bearbeitung: Edward Gutmacher, Klaus Sommer

Zeichnungen: Fritz Hampel, Heinrich Linkwitz

Illustrationen: Harry Förster

Typografische Gestaltung: Atelier vvv · Günter Runschke

Printed in the German Democratic Republic

Satz: Offizin Andersen Nexö, Leipzig

Druck und Binden: Grafischer Großbetrieb Völkerfreundschaft Dresden (III/9/1)

Schrift: Mono-Grotesk

Redaktionsschluß: 15. April 1975

Bestell-Nr. 730 451 1

Schulpreis DDR: 2,-

Inhalt

Stoffe – Stoffveränderungen		Seite
1	Körper und Stoff	7
2	Eigenschaften der Stoffe	8
	Ermitteln der Eigenschaften 8 Unterscheiden von Stoffen 11	
3	Umgang mit Chemikalien und Laborgeräten	11
4	Stoffgemische	13
	Herstellen von Stoffgemischen 13 Trennen von Stoffgemischen 14	
5	Physikalischer Vorgang – chemische Reaktion	18
	Physikalischer Vorgang 18 Chemische Reaktion 18	
6	Bedeutung der Chemie	21
	Chemie als Naturwissenschaft 21 Unsere chemische Industrie 24	
7	Wiederholung und Übung	26

Sauerstoff – Oxydation		
8	Sauerstoff	27
	Vorkommen und Darstellung 27 Eigenschaften und Verwendung 28	
9	Bau der Atome	30
10	Chemische Elemente	32
11	Chemische Symbole	34
12	Reaktion von Sauerstoff mit anderen Elementen	36
13	Oxide – Oxydation	38
14	Chemische Verbindungen	39
15	Moleküle	40
16	Luft	41
	Verbrennen von Metallen und von Nichtmetallen an der Luft 41 Zusammensetzung der Luft 42	
17	Feuer, Brandbekämpfung und Brandschutz	44
	Entstehung von Feuer 44 Brandbekämpfung und Brandschutz 45	
18	Anwendung und Bedeutung von Oxydationsreaktionen	47
19	Einteilung der Stoffe	48
20	Wiederholung und Übung	50

Chemische Zeichensprache		Seite
21	Chemische Formeln	51
22	Formel und Symbol als Stoffmengenangabe (Mol)	52
23	Qualitative und quantitative Aussagen chemischer Zeichen	54
24	Wertigkeit der Elemente in Verbindungen	55
	Wertigkeit 55 Formel und Wertigkeit 57	
25	Namen der Oxide	58
26	Gesetz von der Erhaltung der Masse	60
27	Chemische Gleichung	62
	Aufstellen von chemischen Gleichungen 62 Bedeutung der chemischen Gleichung 64	
28	Wiederholung und Übung	66
 Chemisches Rechnen		
29	Atommasse – Molekülmasse	67
	Atommasse 67 relative Molekülmasse 68	
30	Molare Masse	69
31	Berechnung der Massen von Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten	72
32	Wiederholung und Übung	74
 Wasserstoff – Redoxreaktion		
33	Wasserstoff	75
	Darstellung und Eigenschaften von Wasserstoff 75 Knallgas 77	
	Verwendung von Wasserstoff 79	
34	Redoxreaktionen	80
35	Reduktionsmittel und Oxydationsmittel	83
36	Aluminothermisches Schweißen	84
37	Herstellung von Roheisen	87
	Roheisen und Eisenerze 87 Chemische Grundlagen 88 Technische Durchführung 89	
38	Herstellung von Stahl	93
	Roheisen und Stahl 93 Chemische Grundlagen 94	
39	Wiederholung und Übung	95
 Systematisierung		
40	Einteilung der Stoffe	97
41	Namen und chemische Zeichen der Stoffe	98
42	Bau der Stoffe	100
43	Chemische Reaktionen – chemische Gleichungen	101
44	Einteilung chemischer Reaktionen	102
	Anhang: Schülerexperimente	104
	Register	111

Erläuterungen

- 1 Lehrbuchabschnitte. Das Buch ist in 44 Abschnitte gegliedert, von denen jeder inhaltlich einen abgeschlossenen Gedankengang darstellt. Diese Abschnitte sind fortlaufend nummeriert.

Tabellen und Abbildungen im Text sind fortlaufend nummeriert.

- 1 ▼ Beschreibungen der Experimente geben in kurzer Form das Wesentliche der im Unterricht durchzuführenden Experimente an. 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 Text wird auf sie verwiesen.

- 1 ▼ Im Anhang Schülerexperimente werden ausführliche Anleitungen zu einigen im Unterricht durchzuführenden Schülerexperimenten gegeben. Diese Experimentieranleitungen sind fortlaufend nummeriert.

- ① Aufgaben befinden sich stets im oberen Teil der rechten Seiten und werden durch zwei starke blaue Linien begrenzt. 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



Ausgangsstoffe bei chemischen Reaktionen



Reaktionsprodukte bei chemischen Reaktionen

Erläuterungen

- 1 Lehrbuchabschnitte. Das Buch ist in 44 Abschnitte gegliedert, von denen jeder inhaltlich einen abgeschlossenen Gedankengang darstellt. Diese Abschnitte sind fortlaufend nummeriert.

Tabellen und Abbildungen im Text sind fortlaufend nummeriert.

- ▼ 1 Beschreibungen der Experimente geben in kurzer Form das Wesentliche der im Unterricht durchzuführenden Experimente an. 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 Text wird auf sie verwiesen.

- ▼ 1 Im Anhang Schülerexperimente werden ausführliche Anleitungen zu einigen im Unterricht durchzuführenden Schülerexperimenten gegeben. Diese Experimentieranleitungen sind fortlaufend nummeriert.

- ① Aufgaben befinden sich stets im oberen Teil der rechten Seiten und werden durch zwei starke blaue Linien begrenzt. 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



Ausgangsstoffe bei chemischen Reaktionen



Reaktionsprodukte bei chemischen Reaktionen

Stoffe – Stoffveränderungen

Körper und Stoff

1

Im Physikunterricht werden alle Gegenstände unserer Umwelt als **Körper** bezeichnet. Solche Körper können einfache Formen haben, wie eine Stahlkugel. Sie können aber auch komplizierter gestaltet sein, wie beispielsweise ein Fahrrad. Alle Körper haben ein Volumen, eine Masse, verdrängen einander, sind umformbar und können Bewegungen ausführen.

Körper können entweder nur aus einem Stoff oder aus mehreren Stoffen bestehen (Abb. 1). Die Stahlkugel besteht aus dem Stoff Stahl, am Fahrrad findet man verschiedene Stoffe, wie Stahl, Gummi und Leder. Im Werkunterricht werden Körper aus verschiedenen Stoffen hergestellt. In der Industrie werden Stoffe, wie Pappe,



a)



b)

Abb. 1

a) Verschieden geformte Körper können aus dem gleichen Stoff bestehen.

b) Einen Körper kann man aus verschiedenen Stoffen herstellen.

Holz, Plaste, Glas und Metall und viele andere verarbeitet. In jedem Beruf und auch im Haushalt hat man mit Stoffen zu tun. ① ② ③

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

Kenntnisse über Körper werden von der Wissenschaft Physik erarbeitet. Die Wissenschaft Chemie beschäftigt sich dagegen vor allem mit den Stoffen und ihren Eigenschaften (→ S. 9) und untersucht Veränderungen von Stoffen. Die Eisenteile des Fahrrades können an feuchter Luft rosten, der Stoff Eisen verändert sich. Der Chemiker erforscht, wie und unter welchen Bedingungen solche Vorgänge ablaufen. Chemische Kenntnisse versetzen uns in die Lage, solche unerwünschten Vorgänge wie das Rosten durch geeignete Maßnahmen zu verhindern.

Eigenschaften der Stoffe

2

Ermitteln der Eigenschaften

1
▼

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

2
▼

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

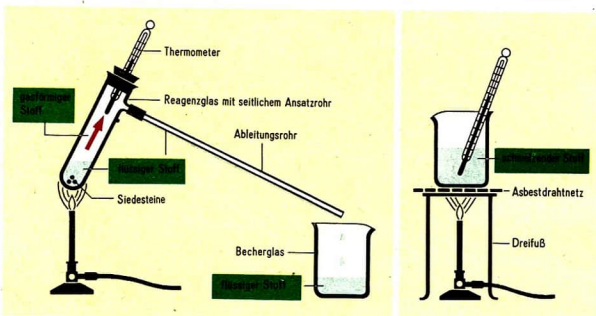


Abb. 2 Wenn ein flüssiger Stoff auf die Siedetemperatur erwärmt wird, geht er in den gasförmigen Aggregatzustand über. In den kälteren Teilen der Apparatur kondensiert er wieder. Die Siedetemperatur wird abgelesen, wenn die ersten Flüssigkeitstropfen durch das Ableitungsrohr laufen.

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.

- ① Nenne weitere Stoffe, die zur Herstellung eines Fahrrades benötigt werden!
- ② Zähle die Stoffe auf, aus denen die Körper Lampe, Zange und Fenster hergestellt sind!
- ③ Gleichartige Körper kann man aus verschiedenen Stoffen herstellen. Gib dazu Beispiele an!

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

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

Ein Stück Plast (Ekadur) wird auf Farbe, Geruch, Elastizität und Verhalten beim Erwärmen sowie Abkühlen und auf Brennbarkeit untersucht.

Die Eigenschaften der Stoffe können unmittelbar mit den Sinnesorganen wahrgenommen oder experimentell ermittelt werden (Tab. 1). Aggregatzustand, Geruch, Farbe, Glanz und Geschmack der Stoffe sind meist ohne Hilfsmittel mit den Sinnesorganen zu erkennen. Bei der Feststellung dieser Eigenschaften, zum Beispiel des **Geruchs**,

Tabelle 1 Ermitteln der Eigenschaften von Stoffen

Eigenschaften	Beispiele für Angaben über die Eigenschaften	■ Schwefel	■ Alkohol
Aggregatzustand bei 20 °C Geruch Farbe Glanz	fest, flüssig, gasförmig geruchlos, stechender Geruch farblos, gelb, weiß glänzend, Metallglanz	fest geruchlos gelb in Stücken glänzend	flüssig charakteristischer Geruch farblos nicht prüfbar
Brennbarkeit und Begleiterscheinungen (Experiment 1) Löslichkeit in Wasser (Experiment 2)	brennbar, nicht brennbar, Farbe der Flamme, Rußen der Flamme, Rückstand löslich in Wasser, wenig löslich in Wasser, unlöslich in Wasser	brennbar mit blauer Flamme, stechender Geruch unlöslich in Wasser	brennbar mit kaum leuchtender Flamme löslich in Wasser
Schmelztemperatur (Experiment 4) Siedetemperatur (Experiment 3) Dichte	Meßwerte	118 °C 445 °C 2,07 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$	-114 °C 78 °C 0,79 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$



direkt feststellbare Eigenschaften



einfaches qualitatives Experiment
experimentell bestimmbare Eigenschaften



quantitatives Experiment (Messen)



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

ist sehr vorsichtig zu verfahren (Abb. 4). Den **Geschmack** darf man wegen der Giftigkeit vieler Stoffe nicht prüfen.

Will man die Eigenschaften eines Stoffes angeben, so muß man die Bedingungen beachten, unter denen der Stoff untersucht wird. Der **Aggregatzustand** hängt zum Beispiel von der Temperatur ab, bei der er festgestellt wird. Meist gibt man ihn bei Zimmertemperatur (20 °C) und normalem Luftdruck an. ①

Die **Farbe** ein und desselben Stoffes kann unterschiedlich sein. Eisen sieht an der Bruchfläche silberglänzend aus, in Pulverform ist es dunkelgrau. **Brennbarkeit, Löslichkeit in Wasser** und **Härte** lassen sich durch einfache Experimente ermitteln. Viele Stoffe verbrennen, nachdem sie genügend erwärmt worden sind (Experiment 1). **Schmelztemperatur, Siedetemperatur** und **Dichte** sind Eigenschaften, die man mit Hilfe eines Meßgerätes (z. B. Thermometer, Waage, Senkspindel) bestimmt (Experimente 3 und 4). Die meßbaren Eigenschaften kennzeichnen einen Stoff besonders gut. ②

Außerdem gibt es noch andere typische Eigenschaften der Stoffe. Eisen ist zum Beispiel magnetisierbar. 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.

Für das Erkennen eines Stoffes sind solche Eigenschaften besonders wichtig, die diesen Stoff deutlich von anderen Stoffen unterscheiden. Man spricht auch von den **charakteristischen Eigenschaften** eines Stoffes. ③

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

- ① Gib an, welchen Aggregatzustand Wasser bei a) $150\text{ }^{\circ}\text{C}$; b) $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$; c) $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ hat! (↗ Tabellen und Formeln, S. 87)
- ② Stelle für folgende Stoffe die dir bekannten Eigenschaften, die in Tabelle 1 angegeben sind, zusammen: a) Kupfer; b) Blei; c) Silber; d) Wasser; e) Zucker; f) Kochsalz; g) Glas; h) Porzellan! (↗ Tabellen und Formeln, S. 85 bis 88)
- ③ Prüfe an den in Klammern angegebenen Eigenschaften, ob die genannten Körper aus dem gleichen Stoff bestehen! a) Eisenblech, Eisendraht, Eisennagel, Eisenpulver (Magnetisierbarkeit, Farbe); b) Kupferdraht, Kupferblech (Farbe, Glanz); c) Kandiszucker, Kristallzucker, Puderzucker (Löslichkeit in Wasser, Verhalten beim Erhitzen, Brennbarkeit).
- ④ Vergleiche die Schmelz- und Siedetemperatur sowie die Dichte von Äthanol und Wasser! Stelle diese Eigenschaften sowie Farbe und Brennbarkeit beider Stoffe in einer Tabelle gegenüber! (↗ Tabellen und Formeln, S. 88, S. 87)
- ⑤ An welchen Eigenschaften kann man Eisen und Blei unterscheiden?

Unterscheiden von Stoffen

6

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

Stoffe können in einer Reihe von Eigenschaften übereinstimmen (Experiment 6). Deshalb kann man sie meist nicht an einer Eigenschaft allein unterscheiden. Will man Stoffe erkennen, so sind stets mehrere Eigenschaften zu beachten.

Wasser und Alkohol sind farblose Flüssigkeiten. Sie unterscheiden sich aber durch Geruch und Brennbarkeit. Wasser ist im Gegensatz zu Alkohol geruchlos und nicht brennbar. Unterschiede bestehen auch zwischen den Schmelztemperaturen, den Siedetemperaturen und den Dichten beider Stoffe. ④

Das Unterscheiden von Kochsalz und Zucker ist schon schwieriger. Beides sind feste Stoffe, sie erscheinen weiß und sind in Wasser löslich. Ihre Dichten unterscheiden sich ebenfalls nicht stark. Wesentliche Unterschiede in den Eigenschaften zeigen sich beim Erwärmen und hinsichtlich der Brennbarkeit. Mit einer Lupe kann man außerdem feststellen, daß Zucker- und Kochsalzkristalle vorliegen. ⑤

Zum Unterscheiden von Stoffen sind mehrere Eigenschaften zu vergleichen.

Umgang mit Chemikalien und Laborgeräten

3

Ein wichtiges Hilfsmittel des Chemikers zur Untersuchung von Stoffen und Stoffveränderungen ist das chemische Experiment. Alle Experimente sind mit großer Vorsicht und Sorgfalt genau nach den Anweisungen des Lehrers oder der Experimentieranleitung durchzuführen. Nur dadurch erhält man eindeutige Ergebnisse und vermeidet Schädigungen der Gesundheit, der Bekleidung, der Geräte oder der Einrichtung des Chemieraumes und damit auch unnötige Kosten.



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

Die zur Ausführung der Experimente notwendigen Geräte (↗ Anfang und Ende des Buches) und Chemikalien können bei unsachgemäßer Behandlung gefährlich sein. Viele Chemikalien sind giftige, leicht brennbare oder ätzende Stoffe. Vorratsgefäße, in denen Chemikalien aufbewahrt werden, sind deshalb so zu beschriften, daß der Inhalt genau gekennzeichnet ist, Verwechslungen vermieden werden und Gefahren eindeutig erkennbar sind (Abb. 5).

Chemikalien dürfen niemals in Gefäße gefüllt werden, die auch zur Aufbewahrung von Lebensmitteln dienen (z. B. Marmeladengläser, Milchflaschen).^①

Beim chemischen Experimentieren sind bestimmte Vorsichtsmaßnahmen genau zu beachten, damit keine Unfälle eintreten können: Es dürfen nur kleine Chemikalienmengen benutzt werden. Die Chemikalien müssen mit sauberen Geräten (z. B. Spatel, Löffeln) aus den Vorratsflaschen entnommen und dürfen nicht wieder in die Flaschen zurückgegeben werden. Dadurch vermeidet man eine Verunreinigung der Chemikalien. Wenn Flüssigkeiten aus Flaschen zu gießen sind, hält man die Beschriftung auf der Flasche so, daß sie durch herablaufende Tropfen nicht beschädigt wird. Chemikalien sollen möglichst nicht mit den Händen berührt werden. Durch einen Kittel oder eine Schürze schützt man seine Kleidung. Vorgeschriebene Schutzvorrichtungen, zum Beispiel Schutzbrillen, sind gewissenhaft zu benutzen. Nach dem Experimentieren muß man sich stets die Hände waschen.^{② ③}

Chemikalienabfälle werden nur in die dafür vorgesehenen Behälter gegeben.

Viele Laborgeräte bestehen aus Glas oder Porzellan und sind leicht zerbrechlich. Nur dünnwandige Laborgeräte aus Glas und Porzellan dürfen erwärmt werden. Starke Temperaturschwankungen halten sie nicht aus. Heiße Laborgeräte sind deshalb auf Holzunterlagen abzustellen.^④

Beim Einführen von Glasrohren in Gummistopfen muß die Hand stets durch ein Tuch geschützt werden.

Besondere Umsicht ist bei der Benutzung von Brennern notwendig, damit Brände oder Gasvergiftungen vermieden werden.^⑤

► **Beim Umgang mit Chemikalien und Geräten ist stets größte Vorsicht und Sorgfalt notwendig. Alle Hinweise des Lehrers sind gewissenhaft zu beachten.**

- ① Begründe, weshalb Chemikalien nicht in Behältern für Lebensmittel aufbewahrt werden dürfen und warum Vorratsgefäße für Chemikalien ordnungsgemäß zu beschriften sind!
- ② Warum wird der Geschmack von Stoffen im allgemeinen nicht geprüft?
- ③ Wie prüft man den Geruch von Chemikalien?
- ④ Warum darf man heiße Laborgeräte nicht auf eine kalte Eisenplatte stellen? Vergleiche die Eigenschaften von Eisen und Holz!
- ⑤ Arbeite den Abschnitt 3 gründlich durch und formuliere Regeln für das Experimentieren!

4

Stoffgemische

Herstellen von Stoffgemischen

Ein Gemisch von Eisenfeilspänen und Schwefel wird mit der Lupe betrachtet. Ein Teil davon wird mit einem Magneten (Abb. 6), der andere mit Wasser behandelt. Zucker und Kreidepulver werden jeweils mit Wasser geschüttelt. Die Gefäße bleiben einige Zeit stehen.

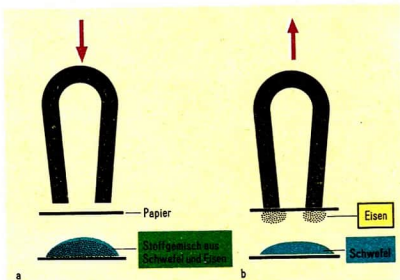


Abb. 6
Eisen hat seine magnetischen Eigenschaften im Stoffgemisch aus Schwefel und Eisen behalten (a).
Es kann daher mit einem Magneten vom Schwefel getrennt werden (b).

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

In der Natur vorkommende Stoffe sind häufig Stoffgemische (z. B. Mineralien, Erze, Meerwasser).

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

In einem Stoffgemisch sind die Bestandteile in mehr oder weniger feiner Verteilung nebeneinander vorhanden (Abb. 7). In einem Stoffgemisch aus Eisenfeilspänen und

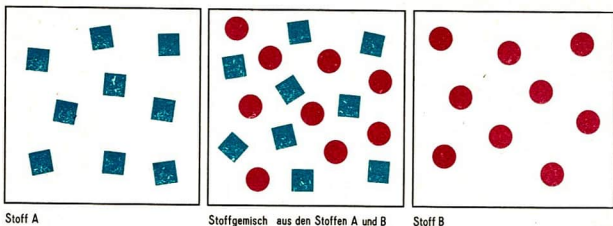


Abb. 7 In einem Stoffgemisch liegen die Bestandteile verteilt vor.

Schwefel lassen sie sich zum Beispiel noch gut beobachten (Experiment 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 erhält man durch Mischen unterschiedlicher Stoffe. Besondere Arten des Mischens sind das Lösen und das Aufschlänmen. Durchsichtige, wäßrige **Lösungen** entstehen dadurch, daß sich lösliche Stoffe, zum Beispiel Zucker, vollständig in Wasser verteilen. Schüttelt man Kreidepulver in Wasser, so löst es sich nicht. Es entsteht eine **Aufschlammung**. Aus der trüben Aufschlammung scheiden sich die festen Bestandteile wieder ab (Experiment 8). ②

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

Trennen von Stoffgemischen

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

10
▼
Etwa 1 g Kochsalz wird in einer Abdampfschale gewogen und in Wasser gelöst. Die Lösung wird eingedampft (Abb. 10). Anschließend wägt man die Abdampfschale 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 Aufschlammungen getrennt werden. Dabei nutzt man die unterschiedliche Dichte der Stoffe. ③ ④

■ Aus einer Aufschlammung von Kreidepulver in Wasser setzt sich das Kreidepulver nach einiger Zeit als Bodensatz ab (Experiment 9). Seine Dichte ist größer als die des

- ① Entscheide, ob es sich um reine Stoffe oder Stoffgemische handelt! a) Zink; b) Wasser; c) Kuchenteig; d) Ackerboden; e) Kupferdraht; f) Kupferblech; g) Zuckerlösung; h) Schwefelpulver; i) Schlammkreide in Wasser; k) Kochsalzlösung.
- ② Schüttele folgende Stoffe jeweils mit Wasser: a) Sand; b) Mehl; c) Zucker; d) Fewa! Entscheide, in welchen Fällen Lösungen und in welchen Aufschlämungen entstanden sind! Begründe deine Entscheidung!
- ③ Was ist in einer Aufschlämung zu erwarten, in der die Dichte des festen Stoffes geringer ist als die Dichte der Flüssigkeit (z. B. Korkpulver und Wasser)?
- ④ Kennzeichne den dir aus dem Geographieunterricht bekannten Vorgang des Sedimentierens als Form des Dekantierens!

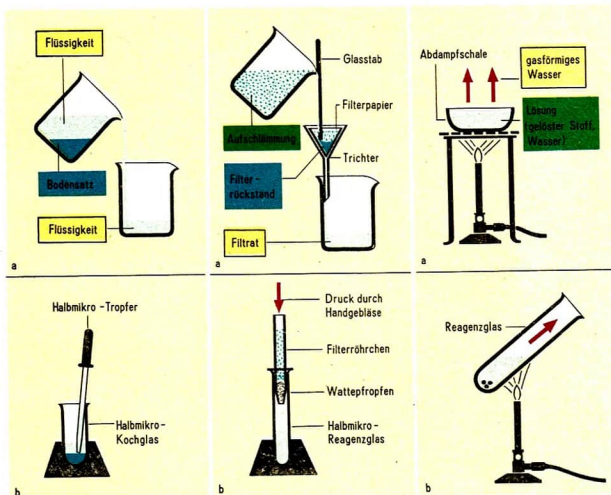


Abb. 8 Dekantieren. a) Große Mengen einer Aufschlämung dekantiert man durch Abgießen; b) kleine Mengen einer Aufschlämung dekantiert man durch Absaugen.

Abb. 9 Filtrieren. a) Große Mengen einer Aufschlämung werden beim Filtrieren mit Hilfe von Filterpapier getrennt; b) kleine Mengen einer Aufschlämung 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.

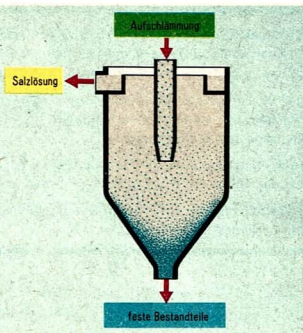
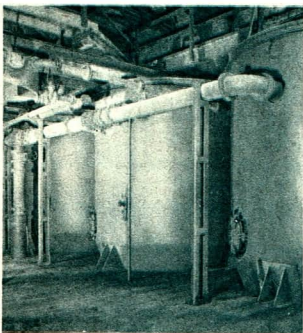


Abb. 11 Klärbehälter in einem Kaliwerk unserer Republik

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

Wassers. Die Flüssigkeit über dem Bodensatz kann dann vorsichtig abgegossen (dekantiert) oder abgesaugt werden (Abb. 8). Das Dekantieren wird auch in der Industrie angewendet. Zur Gewinnung von Kalidüngesalzen werden aus den Salzlagerstätten gewonnene Kalirohsalze mit Wasser überspült. Dabei lösen sich Bestandteile, die später in dem Düngesalz enthalten sind. Die nicht gelösten Bestandteile werden durch Dekantieren in Klärbehältern von der Lösung getrennt (Abb. 11 und 12). Eine vollständige Trennung der Stoffe ist beim Dekantieren nur schwer zu erreichen. ①

Beim **Filtern** wird die Aufschlammung auf ein Filter gegeben. Es läßt Flüssigkeiten oder Lösungen hindurchfließen, hält aber die festen Bestandteile zurück (Experiment 9). Beim Filtern wird die unterschiedliche Teilchengröße der Stoffe zum Trennen genutzt. Im Laboratorium verwendet man Filterpapier oder Watte als Filter. Ein rundes Filterblatt wird nach zweimaligem Falten (Abb. 13) in einen Trichter eingelegt

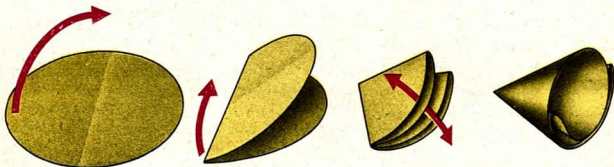


Abb. 13

Arbeitsschritte beim Falten eines runden Blattes Filterpapier zum Rundfilter

- ① Erläutere an der Abbildung 12 den Vorgang des Dekantierens im Klärbehälter! Vergleiche mit den Teilvorgängen beim Experiment in Abbildung 8 (Übereinstimmung, Unterschiede)!
- ② Stelle je eine Aufschlammung von Sand, von Schwefelpulver und von Kohlepulver in Wasser her! Trenne jeweils einen Teil dieser Aufschlammung durch Dekantieren, einen zweiten durch Filtrieren!
- ③ Entwickle Vorschläge zur Trennung folgender Stoffgemische:
a) Eisen und Zucker; b) Sand und Kochsalz; c) Sägespäne und Eisenspäne; d) Schlämmeerde und Kochsalz!
Alle Stoffe sollen nach der Trennung wieder vorliegen.

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 Filterpapier und Trichter ein Wattepfropfen mit einem Filterröhrchen verwendet (Abb. 9b, S. 15).

Den festen Rückstand auf dem Filter bezeichnet man als **Filtrerrückstand**, die abgelaufene Flüssigkeit als **Filtrat**. In Industrie und Haushalt wird das Filtrieren häufig angewandt. So entfernt man beispielsweise Verunreinigungen bei der Trinkwassergewinnung durch Sandfilter. ②

Durch **Eindampfen** kann man aus wäßrigen Lösungen gelöste feste Stoffe 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 10). Im Laboratorium werden Lösungen im Reagenzglas, in einer Abdampfschale oder einem Kochglas eingedampft (Abb. 10, S. 15). 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 beispielsweise an, um Speisesalz (Siedesalz) aus Salzlösungen zu gewinnen oder um Zucker aus Zuckerlösungen abzuscheiden. ③

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

Physikalischer Vorgang – chemische Reaktion

Physikalischer Vorgang

11



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

12



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 sie sich nicht; die Stoffe erhalten nur eine andere Form. Zum Beispiel ist zerriebener Zucker (Puderzucker) wie der Kristallzucker weiß, in Wasser löslich, auch geruchlos (Experiment 11).

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

Lageveränderungen, Änderungen des Aggregatzustandes, Mischen von Stoffen und Trennen von Stoffgemischen sowie Zerkleinern sind Vorgänge, bei denen die Stoffe und ihre 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

13



Vorsicht! Zucker wird im Reagenzglas kräftig erwärmt (Abb. 14).

14



Vorsicht! Im Reagenzglas wird Schwefel geschmolzen und verdampft. In den Schwefeldampf hält man erhitztes, dünnes Kupfer, z. B. Kupferblech (Abb. 15).

15



Vorsicht! Schutzbrille benutzen! Über einer Abdampfschale wird ein Magnesiumspan verbrannt (Abb. 16).

Stoffe können verändert werden. Durch **chemische Reaktionen** werden sie in andere Stoffe umgewandelt, die neue Eigenschaften aufweisen.



Aus den Stoffen Holz und Kohle entstehen beim Verbrennen Rauch, Gase und Rückstände. Eisen wird an feuchter Luft zu Rost umgewandelt. Aus Zucker erhält man beim Erwärmen zunächst eine braune, zähflüssige und klebrige Masse, aus der schließlich ein bröckliger, schwarzer Stoff entsteht. Es entweicht Rauch mit unangenehmem Geruch (Experiment 13).

Rotbraunes glänzendes Kupfer reagiert im Schwefeldampf zu einem blau-schwarzen, spröden Stoff, der keine Ähnlichkeit mehr mit Kupfer hat (Experiment 14). Das Metall Magnesium verbrennt an der Luft unter greller Lichterscheinung zu einem weißen Pulver (Experiment 15).

- ① Belege an den Ergebnissen von Experiment 12 (↗ S. 18), 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 stofflichen Veränderungen auftreten!
- ③ Nenne Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte bei den Experimenten 13 und 14! Lies zur Beantwortung der Aufgabe nochmals die Angaben zu den Experimenten im Text (↗ S. 18)!
- ④ Gib Eigenschaften der Ausgangsstoffe und der Reaktionsprodukte der chemischen Reaktionen an, die bei den Experimenten 13 ··· 15 (↗ S. 18) abgelaufen sind!

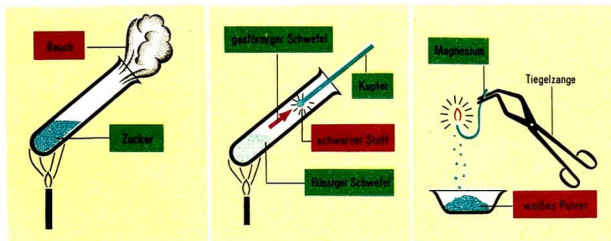


Abb. 14 Zucker wandelt sich beim Erhitzen in andere Stoffe um.

Abb. 15 Aus Kupfer und Schwefel entsteht beim Erhitzen ein Stoff mit neuen Eigenschaften.

Abb. 16 Beim Verbrennen von Magnesium bildet sich ein neuer Stoff.

Auch in der Natur laufen viele chemische Reaktionen ab. Der Stoffwechsel von Pflanzen und Tieren vollzieht sich auf Grund solcher Reaktionen. Das Gären von Obstsaft, das Sauerwerden von Milch sind weitere Beispiele.

► **Chemische Reaktionen sind Stoffumwandlungen. 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. **Reaktionsprodukte** sind die neuen Stoffe, die durch die chemische Reaktion entstehen.

■ Beim Rosten sind Eisen und feuchte Luft die Ausgangsstoffe, der Rost ist Reaktionsprodukt. ③ ④

Eine chemische Reaktion kann man deshalb auch folgendermaßen angeben: Ausgangsstoffe reagieren zu Reaktionsprodukten oder kürzer

► **Ausgangsstoffe → Reaktionsprodukte.**

Häufig soll entschieden werden, ob eine chemische Reaktion abgelaufen ist. Da chemische Reaktionen Stoffumwandlungen sind, müssen die Eigenschaften der Stoffe vor und nach Ablauf des Vorgangs sowie die Art des Vorgangs untersucht werden. ①

Vorgehen beim Feststellen chemischer Reaktionen ②

Schritt	■ Erhitzen von Zucker	■ Zerreiben von Zucker
1. Vergleichen der Stoffe vor und nach Ablauf des Vorganges	die Stoffe haben andere charakteristische Eigenschaften; neue Stoffe sind entstanden (aus weißem, löslichem Stoff ist schwarzer, unlöslicher Stoff entstanden)	die Stoffe haben dieselben charakteristischen Eigenschaften (weißer Stoff, löslich in Wasser)
2. Kennzeichnen des Vorganges	Zersetzen des Zuckers unter Bildung von Rauch und schwarzem Rückstand; Stoffumwandlung	Zerkleinern des Zuckers, keine Stoffumwandlung
3. Entscheidung, ob eine chemische Reaktion abgelaufen ist	Stoffumwandlung, also chemische Reaktion	keine Stoffumwandlung, also keine chemische Reaktion, sondern physikalischer Vorgang

Stoffe reagieren nur, wenn die erforderlichen **Reaktionsbedingungen** vorhanden sind.

■ Die Verbrennung von Magnesium beginnt erst, wenn der Stoff stark genug erwärmt worden ist (Experiment 15). Kupfer und Schwefel reagieren nur, wenn den Ausgangsstoffen genügend Wärme zugeführt worden ist (Experiment 14). Zu den Bedingungen für den Ablauf einer chemischen Reaktion gehört also, daß die Ausgangsstoffe auf eine genügend hohe Temperatur gebracht worden sind.

Die genaue Kenntnis solcher Reaktionsbedingungen ermöglicht es dem Menschen, chemische Reaktionen ablaufen zu lassen und zu beeinflussen.

Das Erwärmen der Stoffe ist ein physikalischer Vorgang. Beim Erwärmen laufen weitere physikalische Vorgänge ab. Beim Experiment 14 dehnt sich das Kupfer aus, der Schwefel schmilzt und verdampft. Aber auch bei chemischen Reaktionen laufen gleichzeitig physikalische Vorgänge ab. Das Kupfer glüht im Schwefeldampf auf. Es wird also Wärme frei und Licht ausgestrahlt. ③

► **Für jede chemische Reaktion sind bestimmte Reaktionsbedingungen erforderlich.**

Chemische Reaktionen sind von physikalischen Vorgängen begleitet.

- ① Nenne Beispiele für chemische Reaktionen! Versuche Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte anzugeben!
- ② Entscheide, ob es sich bei den folgenden Vorgängen um chemische Reaktionen handelt:
a) Verbrennen von Kohle; f) Mahlen von Getreide;
b) Erwärmen von Milch; g) Verdunsten von Wasser;
c) Feilen von Eisen; h) Schmelzen von Blei;
d) Herstellen von Benzin aus Kohle; i) Lösen von Kochsalz in Wasser.
e) Herstellen von Gummi aus Kohle und Kalk;
- ③ Nenne die physikalischen Vorgänge, von denen die chemischen Reaktionen in den Experimenten 13...15 (S. 18) begleitet werden! Unterscheide zwischen solchen Vorgängen, die vor und während der Reaktion ablaufen!
- ④ Gib aus deinen Erfahrungen Beispiele für die Arbeitsgebiete der Wissenschaften Biologie und Physik an!
- ⑤ Lies den Abschnitt „Chemie als Naturwissenschaft“ bis zu dieser Stelle! Ermittle: a) Unterschiede zwischen Chemie, Physik und Biologie; b) Beispiele für das Zusammenwirken der drei Naturwissenschaften!

6

Bedeutung der Chemie

Chemie als Naturwissenschaft

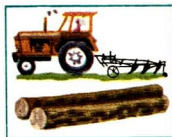
Die Wissenschaft Chemie untersucht einen besonderen Bereich der Natur: die Stoffe und die Stoffumwandlungen (chemischen Reaktionen). Sie ist deshalb eine Naturwissenschaft neben anderen wie Physik und Biologie.

Die Physik untersucht vor allem Vorgänge, bei denen sich keine Stoffumwandlungen, sondern nur Zustands-, Form- und Lageveränderungen der Körper vollziehen. Die Biologie erforscht die Lebewesen, zum Beispiel ihren Bau und die Lebensvorgänge.

④ Die Arbeitsgebiete der einzelnen Naturwissenschaften lassen sich nicht streng voneinander abgrenzen. 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 Stoffen ausgeführt. Die Physik liefert der Chemie dadurch wichtige Angaben über die Eigenschaften der Stoffe. Immer größere Bedeutung erlangen deshalb auch Arbeitsgebiete, wie physikalische Chemie, Biochemie und Biophysik, in denen verschiedene Naturwissenschaften eng miteinander verbunden sind. ⑤

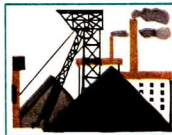
► **Die Chemie ist eine Naturwissenschaft. Sie untersucht die Stoffe und chemischen Reaktionen. Zwischen der Chemie und den anderen Naturwissenschaften gibt es enge Beziehungen.**

Landwirtschaft



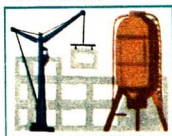
Unkrautbekämpfungsmittel,
Düngemittel, Futtermittel

Bergbau



Sprengstoffe

Bauwirtschaft



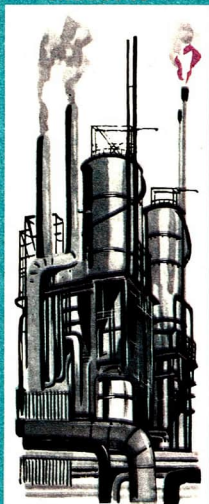
Korrosionsschutzmittel,
Baustoffe, Plaste

Metallurgie



Schwefelsäure, Soda,
Kalk, Natronlauge, Koks

Chemische Industrie

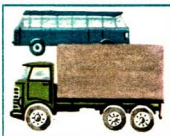


Lebensmittelindustrie



Konservierungsmittel,
Fette, Geschmacksstoffe

Verkehr



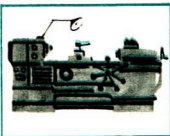
Lacke, Frostschutzmittel,
Bereifung, Kraftstoffe

Energiebetriebe



Heizgas, Schmieröle,
Heizöle, Isoliermittel

Maschinenbau



Korrosionsschutzmittel,
Plaste, Metalle, Lacke

Bedarf der Bevölkerung

Waschmittel, Plaste, Farben,
Körperpflegemittel, Putzmittel,
Lacke, Fotomaterial



Abb. 17 In den Betrieben der chemischen Industrie werden mit Hilfe chemischer Reaktionen zahlreiche Produkte für den Bedarf der Bevölkerung und für die Produktion in anderen Wirtschaftszweigen hergestellt.

- ① Erläutere an der Abbildung 17, welche Bedeutung Produkte der chemischen Industrie für die Landwirtschaft, die Textilindustrie, die Metallurgie und das Verkehrswesen haben!
- ② Ermittle, wo in unserer Republik und in der Sowjetunion Erdöl, Kohle, Kalisalze, Steinsalz und Anhydrit vorkommen! (↗ Atlas)
- ③ Lies die beiden letzten Abschnitte!
Kennzeichne
a) die unterschiedlichen Eigentumsverhältnisse im Sozialismus und im Kapitalismus;
b) die Folgerungen aus den Eigentumsverhältnissen für das Nutzen chemischer Erkenntnisse!
- ④ Nenne Beispiele dafür, daß imperialistische Armeen chemische Produkte zur Vernichtung von Menschen eingesetzt haben! Nimm dazu Stellung!

Schon im Altertum nutzten die Menschen chemische Erscheinungen aus. Sie gewannen zum Beispiel Metalle aus Erzen, konnten Farbstoffe aus Naturstoffen gewinnen und verwenden. Der Ablauf der Reaktionen war ihnen jedoch im einzelnen noch nicht bekannt. Erst im 18. Jahrhundert wurden chemische Erscheinungen gründlicher untersucht. Die Chemie wurde zur Wissenschaft. Mit der industriellen Revolution am Anfang des 19. Jahrhunderts entstand das Bedürfnis, große Mengen an Stoffen industriell herzustellen. Aus einzelnen Kleinbetrieben entwickelte sich die chemische Industrie als bedeutender Industriezweig. Zugleich entwickeln sich die chemischen Erkenntnisse rasch weiter.

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 Volkswirtschaft oder im täglichen Leben benötigt werden (Abb. 17). ① ②

Chemische Erkenntnisse gewinnen heute immer stärkeren Einfluß auf die chemische Industrie und andere Wirtschaftszweige. In der Nutzung der wissenschaftlichen Erkenntnisse und der chemischen Produkte bestehen aber auf Grund der unterschiedlichen Produktionsverhältnisse wesentliche Unterschiede zwischen der sozialistischen und der kapitalistischen Gesellschaftsordnung. In den sozialistischen Staaten ist die chemische Industrie Volkseigentum. Die Erzeugnisse und Einnahmen der chemischen Industrie kommen dem Volke zugute. Die Ergebnisse der Wissenschaft Chemie können sehr schnell in der Industrie umgesetzt werden. Dadurch ist ein schnelles Wachstum der Industrieproduktion möglich.

In den kapitalistischen Staaten ist die chemische Industrie Eigentum der Konzernherren, die nach Maximalprofit streben und sich ständig auf Kosten der Werktätigen bereichern. Die Konzernherren stimmen untereinander und im Zusammenwirken mit ihrer Regierung ab, wie die chemischen Erkenntnisse genutzt und welche Produkte in ihren Betrieben hergestellt werden. Darin liegt die Gefahr, daß chemische Erkenntnisse und Produkte von den Chemiekonzernen der kapitalistischen Staaten mißbraucht werden, zum Beispiel zur Herstellung und Anwendung von Massenvernichtungswaffen.

③ ④

Unsere chemische Industrie

Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über eine moderne chemische Industrie. Mit Unterstützung der Sowjetunion sind die schwer zerstörten Anlagen der chemischen Industrie nach dem zweiten Weltkrieg wieder aufgebaut worden. 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 Gaskombinat „Schwarze Pumpe“, der VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt und der Werkteil Leuna II des VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“ sind errichtet worden (Abb. 18). Viele Chemiebetriebe sind in letzter Zeit zu großen Kombinatzen zusammengeschlossen worden, damit sie noch wirtschaftlicher produzieren können.

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 Erdölleitung „Freundschaft“ (Abb. 19) bis in den VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt transportiert. Produkte aus diesem Chemiebetrieb werden durch eine Rohrleitung bis nach Leuna geleitet. Aus Erdöl und aus Kohle kann man die gleichen Produkte, zum Beispiel Plaste, Chemiefasern, Kraftstoffe und Düngemittel, erzeugen. Die Herstellung aus Erdöl ist jedoch rationeller und daher mit geringeren Kosten verbunden. ①
Ganze Zweige der chemischen Industrie sind neu entstanden. Chemiefasern, wie



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

- ① Stelle auf Grund deiner Kenntnisse aus dem Geographieunterricht und mit Hilfe der Wirtschaftskarte der DDR (↗ Atlas) zusammen: a) Namen wichtiger Chemiebetriebe; b) Geographische Lage dieser Chemiebetriebe; c) Zentren der chemischen Industrie; d) Rohstoffvorkommen für die chemische Industrie!
- ② Weise an Beispielen nach, wie die Entwicklung unserer chemischen Industrie durch die Partei der Arbeiterklasse und unsere Regierung systematisch gefördert worden ist!



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

Dederon, Wolpryla und Grisuten, wurden 1950 noch gar nicht oder nur in unbedeutendem Maße hergestellt. Heute gehört die Chemiefaserproduktion zu den wichtigsten Industriezweigen unserer Republik. Diese Erzeugnisse haben zu einer weitgehenden Veränderung der Produktion in unserer Textilindustrie geführt. Auch auf andere Industriezweige und die Landwirtschaft übt die chemische Industrie großen Einfluß aus. Sie stellt zum Beispiel Kraftstoffe, Öle und Schmierstoffe her, ohne die es unmöglich wäre, Kraftfahrzeuge und Maschinen zu betreiben. Düngemittel sowie Pflanzenschutz- und Schädlingsbekämpfungsmittel tragen zu den hohen Erträgen der Landwirtschaft wesentlich bei. Im Maschinenbau werden für viele Zwecke Plaste an Stelle von Metallen verwendet. Plaste haben kleinere Dichte als Metalle, sind rostbeständig sowie einfacher und fast verlustfrei umzuformen. Metallteile werden heute schon häufig nicht mehr durch Schrauben, Nieten oder Schweißnähte verbunden, sondern mit hochwertigen Klebstoffen aus der chemischen Industrie haltbar verklebt. Diese Beeinflussung aller Zweige der Produktion durch chemische Stoffe und Verfahren bezeichnet man als **Chemisierung der Volkswirtschaft**.

Die Produkte unserer chemischen Industrie dienen jedoch nicht nur zum Verbrauch im eigenen Lande. Sie sind wertvolle Exportprodukte unseres Arbeiter-und-Bauernstaates. 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, Fotochemisches Kombinat, künden heute in aller Welt von der Leistungsfähigkeit unserer chemischen Industrie. Wegen ihrer außerordentlich großen Bedeutung wenden die Partei der Arbeiterklasse und unsere Regierung der schnellen Entwicklung der chemischen Industrie

große Aufmerksamkeit zu. Die ständig wachsenden Kooperationsbeziehungen mit den anderen sozialistischen Staaten fördern die rasche Entwicklung der chemischen Industrie im gesamten sozialistischen Lager. ② (S. 25)

- **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 und Übung

7

1. Nenne Körper, die aus dem Stoff Aluminium 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! Nenne übereinstimmende und unterschiedliche Eigenschaften!
a) Wasser und Essig; b) Kupfer und Aluminium; c) Blei und Zinn;
d) Glas und Porzellan.
4. Gib Beispiele für physikalische Vorgänge an! Begründe jeweils deine Aussage!
5. Ein Gemisch von Eisenfeilspänen, Sägespänen, Kochsalz und Wasser soll in seine Bestandteile zerlegt werden. Entwickle verschiedene Vorschläge für das Vorgehen! Führe einen der Vorschläge experimentell aus!
6. Erkläre am Beispiel der Verbrennung von Magnesium, was man unter einer chemischen Reaktion versteht!
7. Gib bei folgenden chemischen Reaktionen Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte an: a) Erhitzen von Zucker; b) Rosten von Eisen!
8. 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!
9. Begründe, warum die Chemie eine Naturwissenschaft ist!
10. 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, Abbildung 17 und deine Kenntnisse aus dem Geographieunterricht!

Sauerstoff – Oxydation

8

Sauerstoff

Vorkommen und Darstellung

16



17



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

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

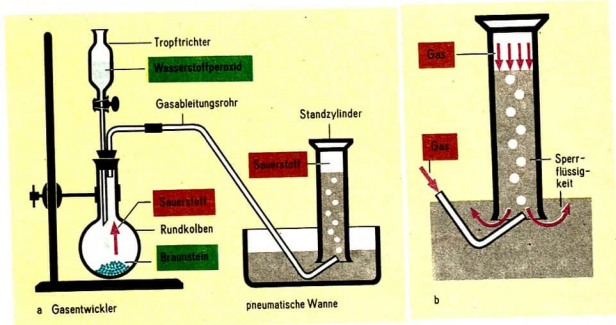


Abb. 20 a) Sauerstoff entsteht, wenn Wasserstoffperoxid mit Braunstein im Rundkolben des Gasentwicklers zusammenkommt. b) Beim pneumatischen Auffangen drückt das Gas Flüssigkeit aus dem Auffanggefäß heraus.

Sauerstoff ist ein Bestandteil der Luft. Er kommt außerdem im Wasser gelöst vor und 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 ihn beim Erwärmen ab. Den Sauerstoff aus dem Wasserstoffperoxid erhält man bereits bei Zimmertemperatur, wenn Braunstein anwesend ist (Experiment 16).

Chemische Reaktionen zur Darstellung von Sauerstoff oder anderen Gasen kann man in **Gasentwicklern** ablaufen lassen. Flüssige und feste Stoffe (Wasserstoffperoxid und Braunstein) werden im Gasentwickler zunächst in getrennten Gefäßen aufbewahrt und bei Bedarf zusammengegeben (Abb. 20a). Durch Abtrennen der Flüssigkeit wird die Gasentwicklung unterbrochen. Entsteht das Gas aus einem festen Stoff durch Erwärmen, dann genügt als Gasentwickler ein Reagenzglas, das mit einem Ableitungsrohr versehen ist (Experiment 17). 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 solchen Gasen angewendet, die sich nicht oder nur wenig in Wasser lösen. ④

Für die Verwendung in der chemischen Industrie wird Sauerstoff aus der Luft gewonnen. Er wird in Stahlflaschen mit blauem Farbanstrich (Abb. 21) oder auch in besonderen Tankwagen aufbewahrt und transportiert.



Abb. 21 Stahlflaschen für verschiedene Gase sind an charakteristischen Kennfarben zu unterscheiden.

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

Eigenschaften und Verwendung

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

19 ▼ 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 18). Flüssiger Sauerstoff ist himmelblau und siedet bei etwa $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$. Gasförmiger Sauerstoff hat eine etwas größere

- ① Erläutere an Hand der Abbildung 20 (↗ S. 27) die physikalischen Vorgänge, die beim Auffangen eines Gases über Wasser ablaufen!
- ② Begründe, warum es sich bei der Darstellung 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. 27) dargestellt ist!
- ④ In der Physik gibt es den Satz, daß sich Körper gegenseitig verdrängen. Wende diesen auf das pneumatische Auffangen von Sauerstoff an!
- ⑤ Begründe, wieso man mit Hilfe von Experiment 19 die Dichte von Sauerstoff und Luft vergleichen kann!

Dichte als Luft (Experiment 19). Sie beträgt bei Zimmertemperatur etwa $1,43 \frac{g}{l}$. Sauerstoff löst sich nur wenig in Wasser. Er ist nicht brennbar, bringt aber einen glimmenden Holzspan zum Aufflammen (Experiment 18). Sauerstoff fördert die Verbrennung. ⑤







zur Atmung in Atemschutz- und Beatmungsgeräten	zum Schweißen und Schneiden von Stahl	zum Antrieb von Raketen
		
zur Herstellung von Stahl	zur Herstellung von Säuren	zur Herstellung von Explosivstoffen
		

Abb. 22 Einige Verwendungsmöglichkeiten von Sauerstoff

Diese charakteristische Eigenschaft dient zum Nachweis des Sauerstoffs. Flammt ein glimmender Holzspan in einem unbekanntem farblosen Gas auf, dann handelt es sich um Sauerstoff. Diese Prüfung 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 Menschen Sauerstoff zuführen, werden von Fliegern, Kosmonauten, Tauchern, der Feuerwehr und von Rettungsmannschaften in Betrieben und Bergwerken benutzt. Sauerstoff wird aber noch in vielfältiger anderer Weise verwendet (Abb. 22). ①

Bau der Atome

9

Alle Stoffe sind aus Teilchen aufgebaut. Eine Art solcher Teilchen sind die **Atome**. Es gibt viele voneinander verschiedene Arten Atome. Viele Stoffe sind aus gleichartigen Atomen aufgebaut.

- 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.

Bis zum Ende des 19. Jahrhunderts nahm man an, daß Atome unteilbar und die kleinsten Teilchen seien, die es überhaupt gibt. Durch Anwenden immer genauere Untersuchungsmethoden und neuartiger Geräte ist jedoch bewiesen worden, daß diese Annahmen falsch sind. Atome sind spaltbar und bestehen aus noch kleineren Teilchen.

- ▶ **Alle Atome bestehen aus Atomkern und Atomhülle.**

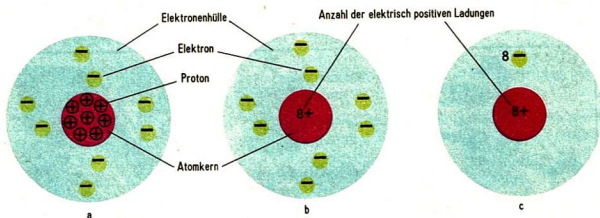


Abb. 23 Die Modelle von Sauerstoffatomen in ebener Darstellung veranschaulichen nur einige Angaben zum Atombau. Die Angaben sind in den drei Modellen verschieden stark vereinfacht.

- ① Unter welchen Bedingungen benutzen Angehörige der Feuerwehr und von Rettungsmannschaften Sauerstoffatmergeräte?
- ② Vergleiche die Anzahl von Protonen und positiven elektrischen Ladungen bei Schwefel- und Sauerstoffatomen!
- ③ Erläutere die unterschiedliche Art der Vereinfachung in den drei Modellen der Abbildung 23!
- ④ Der Atomkern eines Atoms Eisen hat 26, eines Atoms Blei 82 und eines Atoms Kupfer 29 positive elektrische Ladungen. Gib an, wieviel Protonen in den Atomkernen enthalten sind!

Die Erkenntnisse über den Aufbau der Atome lassen sich anschaulich durch räumliche oder ebene Atommodelle darstellen (Abb. 23). Solche Modelle dürfen jedoch niemals mit dem wirklichen Atom gleichgesetzt werden. Im wirklichen Atom befinden sich die Elektronen zum Beispiel nicht an einem bestimmten Ort wie im Modell, sondern sie bewegen sich. Atommodelle sind aber trotz solcher Mängel wichtige Hilfsmittel, die das Beschreiben des Atombaus erleichtern.

Der **Atomkern** befindet sich im Zentrum des Atoms. Er hat einen viel kleineren Durchmesser als das ganze Atom und enthält Protonen. Gleichartige Atome eines Stoffes haben stets die gleiche Anzahl Protonen in den Atomkernen.

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 unterschiedliche Masse und unterschiedliches Volumen, sondern vor allem durch die Anzahl der Protonen und damit 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. ②

Der **Atomkern trägt eine bestimmte Anzahl positiver elektrischer Ladungen. Träger der positiven elektrischen Ladungen sind die Protonen. Die Anzahl der Ladungen ist gleich der Anzahl der Protonen im Atomkern.** ③ ④

Die **Atomhülle** wird von Elektronen gebildet. 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 negativ elektrisch geladenen Elektronen.**

Der Betrag der elektrischen Ladung eines Protons und der eines Elektrons ist gleich. Beide Teilchen sind jedoch ungleichnamig geladen. Die elektrische Ladung des Protons ist positiv, beim Elektron ist sie negativ. Der Gesamtbetrag der elektrischen Ladung im Atomkern ist genau so groß wie der in der Atomhülle. Da die Ladungen ungleichnamig sind, heben sich ihre Wirkungen nach außen hin auf. Das Atom ist als

Teilchen weder positiv noch negativ geladen, es ist nach außen elektrisch neutral. Im Atom wirken jedoch zwischen Atomkern und Elektronen elektrische Kräfte. ① ②

Atom	
Atomkern positiv elektrisch geladen	Atomhülle negativ elektrisch geladen
Das Proton ist Träger einer positiven elektrischen Ladung.	Das Elektron ist Träger einer negativen elektrischen Ladung.
Anzahl der Protonen Betrag der positiven elektrischen Ladung	= Anzahl der Elektronen = Betrag der negativen elektrischen Ladung
Das Atom ist nach außen elektrisch neutral.	

Chemische Elemente

10

20



Eisen, Kupfer und Schwefel werden auf metallischen Glanz geprüft.

21



Mit einer Apparatur nach Abbildung 24 wird geprüft, ob Eisen, Zink, Kupfer, Aluminium und Schwefel den elektrischen Strom leiten.

22



In einem Wasserbad werden ein Kupferstab, ein Eisenstab, ein Aluminiumstab und eine Kohlenelektrode an einem Ende erwärmt. In den Stäben sind kleine Löcher, in denen sich Metallkugeln befinden. Durch den Zeitpunkt des Herabfallens der Kugeln wird die unterschiedliche Wärmeleitfähigkeit der Elemente festgestellt (Abb. 25).

23



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

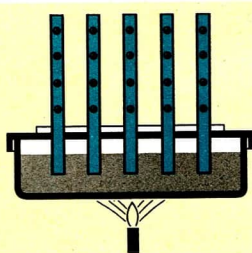
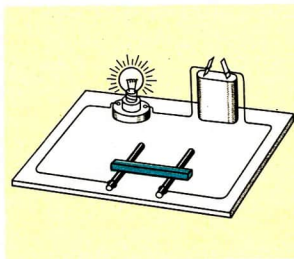


Abb. 24 Prüfung der elektrischen Leitfähigkeit. Wenn ein Metall geprüft wird, dann fließt ein elektrischer Strom, und die Glühlampe leuchtet auf.

Abb. 25 Prüfung der Wärmeleitfähigkeit von Metallen und Nichtmetallen

- ① Gib an, wie viele Elektronen sich in der Atomhülle der Atome von Sauerstoff, Schwefel, Eisen, Zink, Blei und Kupfer aufhalten (↗ Aufgabe ④, S. 31)!
- ② Zeichne ein Modell des Aluminiumatoms in Form von Abbildung 23c. Der Atomkern eines Aluminiumatoms trägt 13 positive elektrische Ladungen (↗ Abb. 23, S. 30)!
- ③ Begründe, warum das Atom als Teilchen nach außen hin elektrisch neutral ist!
- ④ Stelle Eigenschaften und dir bekannte Verwendungsmöglichkeiten für die folgenden Elemente zusammen:
 a) Eisen; c) Zink; e) Silber; g) Sauerstoff!
 b) Kupfer; d) Schwefel; f) Gold;
- ⑤ Erläutere an Hand der Eigenschaften, daß Schwefel, Sauerstoff und Wasserstoff zu den Nichtmetallen gehören!

Ein **chemisches Element** besteht aus gleichartigen Atomen. Die Atomkerne aller Atome eines Elementes besitzen die gleiche Anzahl Protonen und folglich auch alle die gleiche Anzahl positiver elektrischer Ladungen. ③

Sauerstoff, Schwefel, Kupfer und Kohlenstoff sind chemische Elemente. Heute sind etwas mehr als 100 solcher chemischen Elemente bekannt. ④

Chemische Elemente sind Stoffe, deren Atomkerne aller Atome die gleiche Anzahl positiver elektrischer Ladungen besitzen.

Bei den Elementen wird nach physikalischen Eigenschaften zwischen Metallen und Nichtmetallen unterschieden. Die abgeschliffenen Oberflächen der **Metalle** weisen charakteristischen Metallglanz auf. Metalle leiten den elektrischen Strom und sind gute Wärmeleiter (Experimente 20 bis 22).

Chemische Elemente, die diese drei Eigenschaften der Metalle nicht oder nur teilweise aufweisen, werden als **Nichtmetalle** bezeichnet (Experimente 20 bis 22). Von den mehr als 100 bekannten Elementen rechnet man 22 zu den Nichtmetallen. Zu ihnen gehört auch das bei Zimmertemperatur gasförmige Element Wasserstoff. Es ist im Gegensatz zu Sauerstoff brennbar (Experiment 23). ⑤

Chemische Elemente	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 Atome des Elementes Sauerstoff, die im Verlaufe einer chemischen Reaktion aus anderen Stoffen frei werden (↗ Experimente 16 und 17), nur ganz kurze Zeit voneinander getrennt. Je zwei Sauerstoffatome verbinden sich zu einem größeren Teilchen (Abb. 26). Solche Teilchen heißen **Moleküle**. Moleküle sind

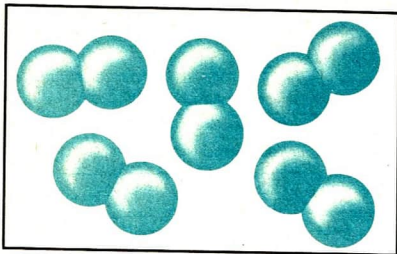


Abb. 26
Je zwei Sauerstoffatome
haben sich
zu einem größeren Teilchen
verbunden (Modell).

größere Teilchen als die Atome, aus denen sie aufgebaut sind. Ein Molekül enthält mindestens zwei Atome. Auch Wasserstoff, Stickstoff und einige andere gasförmige Elemente treten in Form zweiatomiger Moleküle auf. ① ②

► **Sauerstoff kommt in Form zweiatomiger Moleküle vor.**

Chemische Symbole

11

Stoffe und chemische Reaktionen sollen in der chemischen Wissenschaft möglichst kurz und eindeutig gekennzeichnet werden. Da sich Stoffe und chemische Reaktionen nur mit großem Aufwand beschreiben lassen, benutzt man in der Chemie eine künstliche Sprache. Es ist die von dem schwedischen Chemiker Jöns Jakob Berzelius (Abb. 27) am Anfang des 19. Jahrhunderts vorgeschlagene und noch heute international gebräuchliche **chemische Zeichensprache**. ③



Abb. 27 Jöns Jakob Berzelius (1779 bis 1848) war Professor für Chemie und Pharmazie in Stockholm und ab 1810 Präsident der schwedischen Akademie der Wissenschaften. Schweden war damals ein bedeutendes Zentrum der Chemie, die durch die großen gesellschaftlichen Umwälzungen am Ende des 18. Jahrhunderts und die Herausbildung der Industrieproduktion raschen Aufschwung nahm.

Berzelius hat einige bedeutende Chemiker ausgebildet. Durch seine Arbeiten beeinflusste er die chemische Wissenschaft stark. Er entdeckte mehrere Elemente und führte zahlreiche neue Laborgeräte ein. Er veröffentlichte etwa 250 wissenschaftliche Artikel und ein mehrbändiges Lehrbuch der Chemie. Berzelius' besondere Leistungen bestehen darin, daß er den damaligen Stand chemischer Erkenntnisse in seinen Arbeiten zusammenfaßte.

- ① 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)?
- ② Stelle Unterschiede zwischen festem Magnesium und gasförmigem Sauerstoff zusammen! Beachte dazu die Atome, den Aufbau und die Bewegung der Teilchen!
- ③ Kennzeichne die gesellschaftlichen Veränderungen am Ende des 18. Jahrhunderts und versuche den Aufschwung der Chemie in dieser Zeit zu begründen!
- ④ Warum ist es nicht möglich, die über 100 Elemente jeweils nur mit einem Buchstaben zu kennzeichnen?
- ⑤ Schreibe in der chemischen Zeichensprache: a) Silber, Blei, Schwefel, Kohlenstoff; b) Eisen, Kupfer, Zink!
- ⑥ Was bedeuten die Symbole Mg, Al, Ag, C, Cu (↗ Tabellen und Formeln, S. 81)?

Der Grundgedanke der Zeichensprache von Berzelius besteht darin, daß jedes chemische Element ein **Symbol** erhält. Aus den Symbolen leiten sich dann die chemischen Zeichen aller anderen Stoffe und die Schreibweise für chemische Reaktionen ab. Die Symbole werden von den Namen der Elemente abgeleitet (Tab. 2). Die Symbole bestehen aus einem Großbuchstaben oder aus einem Großbuchstaben und aus einem Kleinbuchstaben. ④

Tabelle 2 Ableiten von Symbolen aus den Namen der Elemente

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

Die Symbole der Elemente kann man Tabellen entnehmen (↗ Tabellen und Formeln, S. 81). Symbole haben in der chemischen Zeichensprache folgende Bedeutung:

- ▶ Ein Symbol kennzeichnet ein chemisches Element.
- Das Symbol Fe bedeutet das Element Eisen. Das Symbol S bedeutet das Element Schwefel. ⑤ ⑥

Sauerstoff und andere bei Zimmertemperatur gasförmige Elemente kommen in der Natur in Form zweiatomiger Moleküle vor (S. 34). Auch das kann man mit der chemischen Zeichensprache ausdrücken. Die Anzahl der im Molekül dieser Stoffe enthaltenen Atome gibt man durch eine kleine tiefgestellte Zahl hinter dem Symbol an.

Das Zeichen O_2 bedeutet das Element Sauerstoff in Form zweiatomiger Moleküle. ①

Reaktion von Sauerstoff mit anderen Elementen

12

Vorsicht! Auf Verbrennungslöffeln werden Metalle (Magnesium, Eisen, Blei, Kupfer, Zink) und Nichtmetalle (Kohlenstoff, Schwefel, roter Phosphor) in Pulver- oder Spanform erhitzt und dann in Standzylinder mit Sauerstoff getaucht. Das Experiment wird wiederholt, indem man einige kalte Metalle in Sauerstoff taucht.

Vorsicht! In abgeschlossenen Gefäßen läßt man Sauerstoff mit erhitztem Eisenpulver oder rotem Phosphor reagieren (Abb. 28a). Nachdem die Apparatur abgekühlt ist, wird der Hahn unter Wasser geöffnet (Abb. 28b).

Vorsicht! Ein Porzellantiegel mit Eisenfeilspänen wird gewogen. Dann erwärmt man bis zum Glühen, stellt das Gefäß in eine Schale und leitet gleichzeitig Sauerstoff ein. Das Reaktionsprodukt wird nach dem Erkalten erneut gewogen.

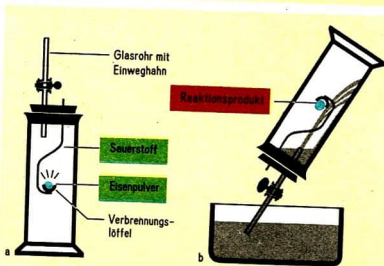


Abb. 28
Beweis dafür, daß bei der chemischen Reaktion von Sauerstoff mit einem Element der Sauerstoff verbraucht wird.
a) Reaktion im abgeschlossenen Raum
b) Feststellen des Sauerstoffverbrauchs durch Einströmen von Wasser

Die Untersuchung der Reaktion von Sauerstoff mit Elementen ist ein Beispiel dafür, wie der Mensch durch sorgfältige und begründete Überlegungen und durch zielgerichtetes Experimentieren zu umfassenden 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 wird Wärme frei. Das ist am mehr oder weniger hellen Aufglühen der Stoffe erkennbar. Es entstehen Reaktionsprodukte, die andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe haben (Experiment 24, Tab. 3). ② ③

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

- ① Gib die chemischen Zeichen für Wasserstoff und Stickstoff an! Beachte, daß auch bei diesen beiden Elementen wie beim Sauerstoff stets zwei Atome verbunden sind!
- ② Begründe, warum es sich bei den Vorgängen im Experiment 24 (↗ S. 36) um chemische Reaktionen handelt! Benutze dazu auch die Tabelle 3!
- ③ Erkläre am Beispiel der Reaktionen von a) Eisen mit Sauerstoff; b) Phosphor mit Sauerstoff, daß chemische Reaktionen stets von physikalischen Vorgängen begleitet werden!
- ④ Warum kann die Volumenabnahme des Gases bei Experiment 25 (↗ S. 36) nicht auf Lösen des Sauerstoffs in Wasser zurückzuführen sein?
- ⑤ Welche Elemente sind in den Reaktionsprodukten enthalten, die in Tabelle 3 beschrieben sind?

Tabelle 3 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 Lichterscheinung
Eisen	dunkelgrau	blauschwarzes Pulver	heftiges Aufglühen, Funken
Zink	grau	weißes, in der Wärme gelbes Pulver	helle Lichterscheinung
Kupfer	rötlichbraun	schwarzes Pulver	kräftiges Aufglühen
Blei	grau	gelblichbraunes Pulver	kräftiges Aufglühen
Phosphor	rot	weißes Pulver, zunächst als weißer Rauch	grelle Lichterscheinung
Schwefel	gelb	farbloses, stechend riechendes Gas	blaue Lichterscheinung
Kohlenstoff (Holzkohle)	schwarz	farbloses, geruchloses Gas	helles Aufglühen

Mit Hilfe ergänzender Überlegungen und Experimente kann die Reaktion zwischen Sauerstoff und anderen Elementen noch genauer erklärt und beschrieben werden. Führt man die Reaktion in abgeschlossenen Gefäßen durch (Experiment 25), so erkennt man, daß Sauerstoff verbraucht wird. ④

Wägt man die Metalle beziehungsweise Nichtmetalle vor der Reaktion und ermittelt nach der Reaktion mit Sauerstoff die Masse der Reaktionsprodukte, so stellt man Massezunahme fest. Die Massezunahme erklärt sich daraus, daß sich die Metalle oder Nichtmetalle mit Sauerstoff verbunden haben (Experiment 26).

- **Sauerstoff verbindet sich in einer chemischen Reaktion mit anderen Elementen. Die Reaktionsprodukte enthalten Sauerstoff und ein anderes Element gebunden.** ⑤

Oxide – Oxydation

Die Reaktionsprodukte, die man bei der Reaktion von Sauerstoff mit Elementen erhält, heißen **Oxide**. Bei der Reaktion von Kupfer mit Sauerstoff entsteht Kupferoxid. Das weiße Reaktionsprodukt aus Magnesium und Sauerstoff wird Magnesiumoxid genannt. Die Namen der Oxide werden so gebildet, daß man aus ihnen die Zusammensetzung ableiten kann. Für die Namen der Metalloxide gilt: ①

Name des Elementes, das sich mit Sauerstoff verbunden hat	Wortstamm, der auf den Sauerstoffgehalt hindeutet	Endung, die aussagt, daß der Stoff aus zwei Elementen 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. 60):

■ Nichtmetall	Nichtmetalloxid
Schwefel	Schwefel di oxid
Phosphor	Phosphor pent oxid
Kohlenstoff	Kohlen di oxid

▶ **Oxide sind Stoffe, in denen Sauerstoff und ein weiteres Element miteinander verbunden sind.** ②

Eine chemische Reaktion, bei der aus Sauerstoff und einem Element ein Oxid entsteht, nennt man **Oxydation**.¹ Bei den meisten Oxydationsreaktionen wird Wärme abgegeben.

Die kurze Schreibweise für chemische Reaktionen (↗ S. 19) kann man auf die Oxydationsreaktionen anwenden.

In den Ausdruck



setzt man die Namen der Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte ein. Der Ausdruck, den man dann erhält, wird als **Wortgleichung** bezeichnet.

■ Oxydation von Magnesium:



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

- ① Wieso deutet „ox“ auf Sauerstoff hin? Betrachte dazu die Angaben auf Seite 35!
- ② Benenne die Reaktionsprodukte, die in Tabelle 3 (↗ S. 37) angegeben sind!
- ③ Formuliere die Wortgleichung für die Oxydation von a) Zink; b) Eisen; c) Blei; d) Schwefel!
- ④ Übertrage die Teile von Wortgleichungen in dein Heft und ergänze sie!
 - a) Magnesium + Sauerstoff →
 - b) *Phos* → Phosphorpentoxid
 - c) *Alu* → Aluminiumoxid
 - d) Wasserstoff + → Wasserstoffoxid
- ⑤ Gib an, welche Elemente sich zu a) Kupferoxid; b) Phosphorpentoxid; c) Eisenoxid; d) Schwefeldioxid verbunden haben!
- ⑥ Erläutere den Unterschied zwischen Elementen und Verbindungen an den Stoffen: a) Magnesium und Magnesiumoxid; b) Schwefel und Schwefeldioxid; c) Blei und Bleioxid! Ermittle dazu auch Schmelz- und Siedetemperatur sowie Dichte! (↗ Tabellen und Formeln, S. 85)
- ⑦ Erläutere den Unterschied zwischen einem Stoffgemisch und einer Verbindung an Beispielen!

■ Oxydation von Kohlenstoff:



► **Die chemische Reaktion eines Elementes mit dem Element Sauerstoff ist eine Oxydation: Element + Sauerstoff → Oxid**

Chemische Verbindungen

14

Die Oxide unterscheiden sich von den chemischen Elementen. In ihnen sind zwei Elemente verbunden. Oxide gehören deshalb nicht zu den Elementen, sondern zu einer zweiten großen Gruppe von reinen Stoffen, den **chemischen Verbindungen**. Außer den Oxiden gibt es noch viele andere chemische Verbindungen. Traubenzucker, Alkohol und Kaliumpermanganat sind Beispiele für Verbindungen, die nicht zu den Oxiden gehören. ⑤

Verbindungen sind grundsätzlich anders aufgebaut als Stoffgemische. Verbindungen gehören zu den reinen Stoffen, Stoffgemische nicht. Zwar können Stoffgemische auch mehrere Elemente enthalten. Sie entstehen aber durch Mischen, einen physikalischen Vorgang. Elemente haben in Stoffgemischen die gleichen Eigenschaften wie außerhalb des Gemisches. Verbindungen werden dagegen bei chemischen Reaktionen gebildet. Die Reaktionsprodukte weisen nicht mehr die Eigenschaften der Ausgangsstoffe auf. Wenn sich Sauerstoff mit Magnesium zu Magnesiumoxid verbunden hat, so kann man in dieser Verbindung weder das Magnesium noch den Sauerstoff an ihren Eigenschaften (z. B. Farbe, Geruch, Glanz, Dichte usw.) erkennen. ⑥ ⑦

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

Außer den Atomen kommen in der Natur aus Atomen zusammengesetzte Teilchen, die **Moleküle**, vor (↗ S. 33). Die Moleküle von Sauerstoff, Wasserstoff und anderen gasförmigen Elementen bestehen stets aus zwei gleichartigen Atomen.

Einige chemische Verbindungen bestehen ebenfalls aus Molekülen. Die Moleküle von solchen Verbindungen enthalten jedoch stets verschiedenartige und meistens mehr als zwei Atome. Derartige Teilchen findet man besonders bei gasförmigen und flüssigen Verbindungen. So ist im Kohlendioxidmolekül beispielsweise stets ein Kohlenstoffatom mit zwei Sauerstoffatomen verbunden (Abb. 29a). Wasserstoffoxidmoleküle (Wassermoleküle) bestehen immer aus zwei Wasserstoff- und einem Sauerstoffatom (Abb. 29b). In festen Verbindungen liegen hingegen häufig keine Moleküle vor. Diese Stoffe sind in anderer Weise gesetzmäßig aufgebaut (↗ Klasse 8).

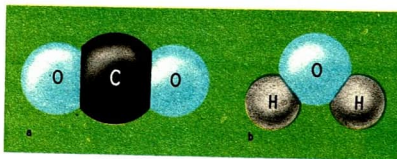


Abb. 29
Modellhafte Darstellung
von Molekülen einiger Stoffe
a) Kohlendioxid
b) Wasserstoffoxid (Wasser)

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

Viele Vorgänge in der Natur lassen sich mit Hilfe der Kenntnisse über Teilchen beschreiben und erklären. Zur Erklärung der Aggregatzustandsänderung im Physikunterricht ist diese Betrachtungsweise benutzt worden. Auch chemische Reaktionen lassen sich genauer beschreiben, wenn man die Art der beteiligten Teilchen kennt. Bei der Oxydation des Kohlenstoffes reagieren beispielsweise Kohlenstoffatome mit Sauerstoffmolekülen unter Bildung von Kohlendioxidmolekülen (Abb. 30). ① ② ③

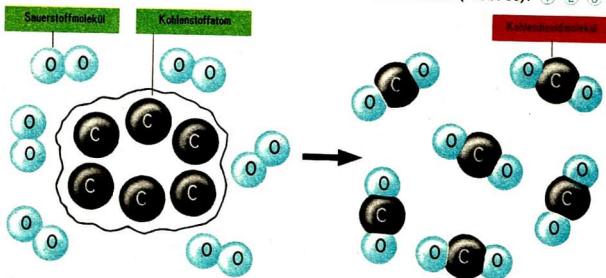


Abb. 30 Chemische Reaktion von Sauerstoff mit Kohlenstoff (Modell)

- ① Erkläre das Sieden und Schmelzen mit deinen Kenntnissen über die Teilchen (↗ Physikerunterricht)!
- ② Erkläre mit Hilfe deiner Kenntnisse über Teilchen die Oxydation von
 - a) Schwefel;
 - b) Wasserstoff!
- ③ Welche Teilchen liegen vor und nach
 - a) einem physikalischen Vorgang;
 - b) einer chemischen Reaktion vor?
 Wähle dazu jeweils ein Beispiel! Benutze für die Erläuterung der chemischen Reaktion Abbildung 30!
 Auf welche Unterschiede zwischen einem physikalischen Vorgang und einer chemischen Reaktion kannst du bei einem Vergleich der Teilchen schließen?
- ④ Vergleiche die Reaktionsprodukte, die bei den Experimenten 27 und 28 entstehen, mit denen, die bei der Reaktion der einzelnen Stoffe mit reinem Sauerstoff erhalten wurden!
- ⑤ Formuliere die Wortgleichungen für die Reaktionen bei den Experimenten 28 und 29!
- ⑥ Weshalb kann Sauerstoff in der Luft nicht durch die Spanprobe (↗ S. 30) nachgewiesen werden?

Luft

Verbrennen von Metallen und von Nichtmetallen an der Luft

27



Vorsicht! Ein Magnesiumspan wird mit der Tiegelzange in die Flamme des schräggestellten Brenners gehalten!

28



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

29



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

Einige erwärmte Metalle und Nichtmetalle reagieren nicht nur mit Sauerstoff (Experiment 24), sondern auch an der Luft. Die Reaktionsprodukte unterscheiden sich nicht (Experimente 27 und 28). Daraus geht hervor, daß in beiden Fällen die gleichen Reaktionen, Oxydationsreaktionen, abgelaufen sind. Außerdem wird deutlich, daß Luft Sauerstoff enthält. Manche Reaktionen verlaufen unter Flammerscheinungen. Sie werden dann als **Verbrennungen** bezeichnet. ⑤

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

Oxydationen an der Luft verlaufen jedoch wesentlich weniger heftig als in reinem Sauerstoff (Experiment 29), weil der Sauerstoff in der Luft mit dem gasförmigen Element **Stickstoff** vermischt ist. ⑥

Zusammensetzung der Luft

30

Vorsicht! In einer Glasglocke, die ein abgeschlossenes Volumen Luft enthält, werden roter Phosphor oder Eisenspäne verbrannt (Abb. 31). In das Restgas wird eine brennende Kerze geführt.

31

Über erhitztes Kupfer, das sich in einem kleinen Verbrennungsrohr befindet, wird mit Hilfe von zwei Kolbenprobern ein abgemessenes Volumen Luft geleitet (Abb. 32).

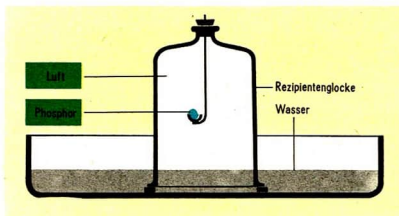


Abb. 31
Quantitative Untersuchung des Sauerstoffgehaltes der Luft durch Verbrennung von Phosphor im abgeschlossenen Lufraum. Etwa ein Fünftel der Luft reagiert mit Phosphor.

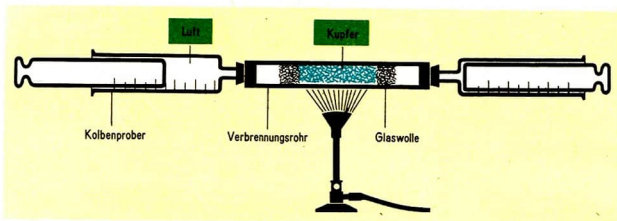


Abb. 32 Beweis dafür, daß die Luft zu etwa einem Fünftel aus Sauerstoff besteht. Der Sauerstoff aus der Luft ist nach der Reaktion im Kupferoxid gebunden.

Der Anteil des Sauerstoffs an der quantitativen (mengenmäßigen) Zusammensetzung der Luft kann mit Hilfe chemischer Experimente ermittelt werden. Dazu muß der Sauerstoff in einem abgeschlossenen Lufraum chemisch, z. B. durch Bildung eines Oxids, gebunden werden. Die eintretende Volumenabnahme gibt den Sauerstoffgehalt der Luft an. Bei Ausführung solcher Experimente nimmt das Volumen stets nur etwa um ein Fünftel ab. Dieser Teil der Luft ist Sauerstoff. In dem restlichen Teil wird die Verbrennung nicht unterhalten (Experimente 30 und 31). Er besteht im wesentlichen aus Stickstoff. ① ②

Stickstoff tritt in zweiatomigen Molekülen N_2 auf. In der Tabelle 4 (S. 43) sind einige wichtige Eigenschaften der Elemente Sauerstoff und Stickstoff gegenübergestellt.

Die Untersuchung der quantitativen Zusammensetzung der Luft bestätigt zugleich, daß Sauerstoff und Stickstoff in der Luft enthalten sind.

- ① Weshalb ist die Verbrennung von Kohlenstoff keine geeignete Reaktion, mit der man die quantitative Zusammensetzung der Luft nach Art der Experimente 30 und 31 ermitteln kann?
- ② a) Berechne die Masse von 5 l Luft; 1 l Luft!
b) Wieviel Gramm Sauerstoff sind in 10 l Luft; 2 m³ Luft enthalten? Benutze die Angaben in Tabelle 4!
- ③ Nenne übereinstimmende und unterschiedliche Eigenschaften von Sauerstoff und Stickstoff (↗ Tab. 4)!
- ④ Vergleiche Dichte, Siedetemperatur und Schmelztemperatur von Stickstoff und Sauerstoff (↗ Tabellen und Formeln, S. 87)!
- ⑤ Erläutere mit Hilfe deiner Kenntnisse aus dem Biologieunterricht die Bedeutung des Kohlendioxidgehalts der Luft für die Pflanzen!

Tabelle 4 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

③ ④

Neben Stickstoff und Sauerstoff kommen in der Luft noch geringe Mengen anderer Gase vor. Zu ihnen gehört Kohlendioxid, das etwa 0,03% eines Volumens Luft einnimmt. ⑤

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

Entstehung von Feuer

32



33



34



Vorsicht! An die Mündung eines Reagenzglases, in dem sich etwas Benzin befindet, hält man vor und nach dem Erhitzen eine Flamme (Abb. 33). ①

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. 34).

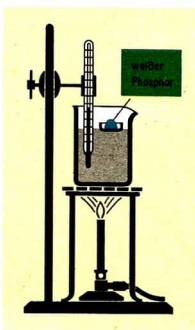
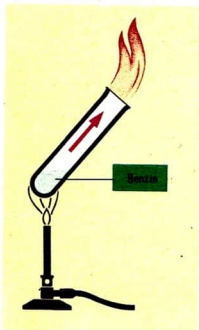


Abb. 33

Benzindämpfe verbrennen nur an der Reagenzglas­mündung. Dort ist Sauerstoff zugegen.

Abb. 34

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. Die Anwesenheit eines brennbaren Stoffes und die Anwesenheit von Sauerstoff oder Luft sind Bedingungen für die Verbrennung (Experiment 32). Ein brennbarer Stoff, wie Benzin, Spiritus, Holz oder Kohle, und Sauerstoff sind Ausgangsstoffe für die Verbrennung. Brenn­bare Stoffe reagieren aber erst mit Sauerstoff, wenn eine dritte Bedingung erfüllt ist. Die Ausgangsstoffe müssen auf eine genügend hohe Temperatur erwärmt worden sein (Experiment 34). Man bezeichnet diese Temperatur als **Entzündungstemperatur**. Die Entzündungstemperatur hat für jeden Stoff einen charakteristischen Wert.

Beim Erwärmen fester und flüssiger brennbarer Stoffe entstehen meist Gase, die sich bei der Entzündungstemperatur entzünden und verbrennen (Experimente 32 und 33).

② ③

Hat sich ein Stoff entzündet, 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.

- ① Begründe, warum die Benzindämpfe bei Experiment 32 nur an der Mündung des Reagenzglases und nicht an der Flüssigkeitsoberfläche im Reagenzglas brennen!
- ② Warum kann man ein Stück Kohle nicht ohne weiteres mit dem Zündholz entzünden? Welche Hinweise ergeben sich für das Entzünden von Kohle im Ofen?
- ③ Erläutere, wie man die drei Bedingungen beim Entzünden des Feuers im Ofen gewährleistet!
- ④ 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 5!
- ⑤ Warum kann man einen Benzinbrand nicht mit Wasser löschen (↗ Experiment 35)?
- ⑥ Erläutere, wie beim sachgemäßen Anlegen einer Feuerstelle zu verfahren ist!

Brandbekämpfung und Brandschutz

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. 5). ④ ⑤

Tabelle 5 Entstehen und Löschen von Feuer

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

Die Maßnahmen zur **Brandbekämpfung** (Anwendung von Wasser, Sand, Schaum usw.) ergeben sich aus der genauen Kenntnis der Vorgänge beim Entstehen eines Feuers. ⑥

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 Brandschutzmaßnahmen geht es darum, das Erhitzen von Stoffen auf die Entzün-

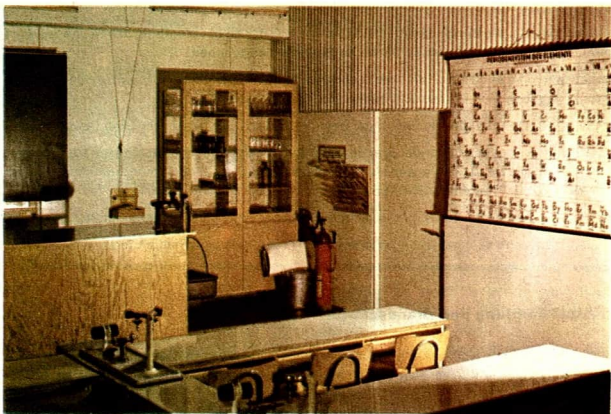


Abb. 35 Brandschutzmittel in einem Chemiekabine

nungstemperatur zu verhindern. Brennbare Stoffe dürfen daher niemals in die Nähe von heißen Gegenständen und Feuerstellen gelangen. Elektrische Heizgeräte (Bügelisen, 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 gefährliche Brände verursachen. ①

Zum Brandschutz gehört auch das Bereitstellen von Feuerlöschmitteln und Feuerlöschgeräten in öffentlichen Gebäuden, öffentlichen Verkehrsmitteln und besonders gefährdeten Räumen (Abb. 35). Dort müssen zum Beispiel Handfeuerlöscher, Kästen



Abb. 36 Löschfahrzeug zur allgemeinen Brandbekämpfung

- ① Begründe und erläutere folgende Brandschutzbestimmungen: a) Brennstoffvorräte dürfen nicht in der Nähe des Ofens aufbewahrt werden; b) die Holzdielelung muß vor jeder Feuerungstür des Ofens durch ein Ofenblech geschützt sein; c) eingeschaltete Bügeleisen, elektrische Backformen und Kocher dürfen nur auf unbrennbare Unterlagen gestellt werden; d) an Tankstellen und in Räumen, in denen leicht brennbare Stoffe lagern, sind das Rauchen und die Benutzung offenen Feuers verboten!
- ② Ermittle, wo sich die nächste Feuermeldestelle für a) deine Schule; b) deine Wohnung befindet!
- ③ Ermittle, wo sich die Feuerlöschgeräte a) in deiner Schule; b) in deinem Chemieraum; c) in deinem Betrieb befinden! Wie sind diese zu bedienen?
- ④ Wie verhältst du dich im Falle eines Brandes im Chemieraum?

mit trockenem Sand und Schaufeln, Wasserbehälter und Löschdecken vorhanden sein. Sie müssen von Zeit zu Zeit überprüft werden und ständig einsatzbereit sein. Unsere Feuerwehr sieht ihre Aufgabe nicht nur in der Bekämpfung von Bränden (Abb. 36), sondern vor allem in der Brandverhütung. Sie wird dieses Ziel nur erreichen, wenn alle Bürger dabei helfen. Jeder ist dafür verantwortlich, daß Brände sofort gemeldet und die Löscharbeiten unterstützt werden. ② ③ ④

Anwendung und Bedeutung von Oxydationsreaktionen

18

Oxydationsreaktionen 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 Eisen, erforderten hohe Temperaturen, die man durch Verbrennen von Holz erzeugte.

Bis ins Mittelalter hinein wendeten die Menschen Oxydationsreaktionen zwar in vielfältiger Weise an, eine richtige Erklärung für diese Reaktionen konnte jedoch 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 von dem russischen Gelehrten Michail Wassiliewitsch Lomonossow (↗ S. 62) und dem französischen Chemiker Antoine Laurent Lavoisier geleistet.

Die richtige Erklärung der Oxydationsreaktionen hat wesentlich zur weiteren Entwicklung der chemischen Wissenschaft sowie zur Beherrschung von chemischen Erscheinungen in der Industrie beigetragen (Abb. 37).

Oxydationsreaktionen werden in der metallurgischen Industrie und in der chemischen Industrie zur Erzeugung zahlreicher Produkte angewendet (↗ Abb. 22).

Der größte Teil der elektrischen Energie in der Deutschen Demokratischen Republik wird heute noch in Wärmekraftwerken erzeugt. Die Verbrennung von Braunkohle ist damit wichtige Grundlage unserer gesamten Elektroenergieerzeugung. Durch Verbrennen von Heizgasen gewinnt man Wärme zur Beheizung von Räumen und großen Industrieanlagen.

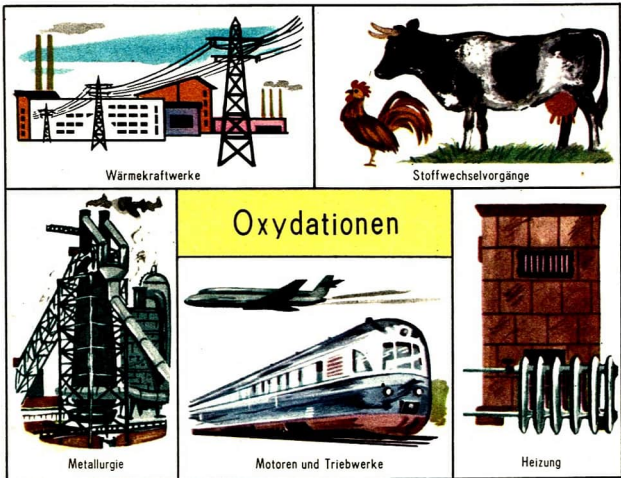


Abb. 37 Beispiele für die Ausnutzung von Oxydationen durch den Menschen

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

Viele Stoffwechselfvorgänge in 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 (Wasser). Die bei der Oxydation freigesetzte Wärme sichert, daß die Körpertemperatur bei Tieren aufrechterhalten bleibt.

- **Oxydationsreaktionen liegen vielen Naturerscheinungen zugrunde und werden vom Menschen bewußt zur Gestaltung seines Lebens ausgenutzt.** ②

Einteilung der Stoffe

19

Heute sind weit mehr als eine Million verschiedener Stoffe bekannt. Ständig werden weitere 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.

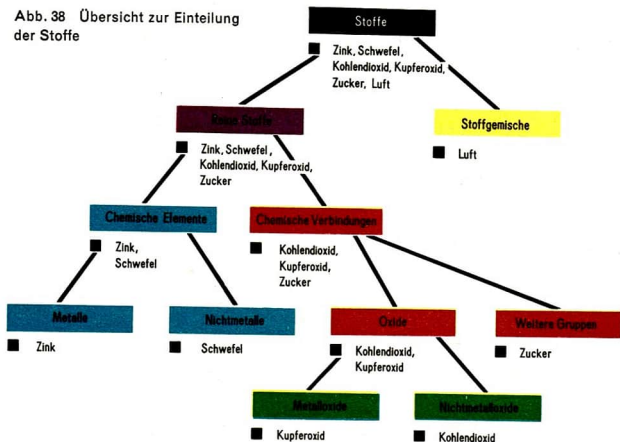
- ① Erläutere, inwiefern Verbrennungen Voraussetzung für nahezu alle Formen des Güter- und Personentransportes sind!
- ② Belege den Merksatz durch alle dir bekannten Beispiele! Arbeite dazu den Abschnitt 18 durch! Nutze ferner Angaben über die Verwendung von Sauerstoff in Abschnitt 8 sowie über das Feuer in Abschnitt 17!
- ③ Erläutere am Beispiel der Stoffe 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!

Die Stoffe kann man in der Chemie nach der Zusammensetzung und den Eigenschaften ordnen (Abb. 38). Alle **reinen Stoffe** sind nach der Zusammensetzung in **chemische Elemente** und **chemische Verbindungen** eingeteilt (S. 39). ③

Als Gruppen chemischer Elemente können wir nach Eigenschaften **Metalle** und **Nichtmetalle** unterscheiden. ④

Auch die weitere Unterteilung der Verbindungen wird nach ihrer Zusammensetzung vorgenommen. Bisher ist uns allerdings erst eine Gruppe von Verbindungen näher

► Abb. 38 Übersicht zur Einteilung der Stoffe



bekannt, die **Oxide**, bei denen man noch Metall- und Nichtmetalloxide unterscheiden kann. Sie enthalten alle Sauerstoff und ein anderes Element.

Von den bisher genannten Stoffgruppen, die alle reine Stoffe umfassen, unterscheiden sich die **Stoffgemische** durch ihre Zusammensetzung. Im Gegensatz zu den chemischen Elementen und chemischen Verbindungen liegen bei ihnen mindestens zwei verschiedene Stoffe nebeneinander vor, die ihre Eigenschaften beibehalten. (S. 49)

Wiederholung und Übung

20

1. Nenne Eigenschaften von Sauerstoff! Gib seine Verwendung an!
2. Skizziere eine Apparatur, in der Gase aus einem Feststoff und einer Flüssigkeit dargestellt werden können!
3. Erläutere den Begriff „Oxydation“ an zwei Beispielen! Gib Wortgleichungen zu den Oxydationsreaktionen an, die du als Beispiele gewählt hast!
4. Nenne charakteristische Eigenschaften, an denen man die Stoffe Magnesiumoxid, Kupferoxid und Schwefeldioxid erkennen kann!
5. Durch eine Reihe aufeinanderfolgender Experimente (Experimente 24...26, S. 36) 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 Oxydation von Elementen ist die Masse der Reaktionsprodukte größer als die des Elementes (S. 37). 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 charakteristische Eigenschaften dieser Stoffe!
9. Phosphoratome besitzen jeweils 15 Elektronen. Beschreibe davon ausgehend den Bau eines Atoms Phosphor!
10. Atome und Moleküle sind Teilchen. Erläutere die Unterschiede!
11. Erläutere die stofflichen 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 Brand-schutzes!
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 chemischen Zeichen: Al, Cu, C, S, Fe, P, Mg, Zn, O₂, N₂?

Chemische Zeichensprache

Chemische Formeln

21

Zur kurzen und übersichtlichen Angabe von Stoffen und chemischen Reaktionen benutzt man in der ganzen Welt einheitlich die chemische Zeichensprache (Abb. 39).

Russisch	<p>Так можно получить многие окислы. Если, например, взять металлическую ленту магния и поджечь, то образуется белый порошок — окись магния, так называемая магнезия MgO:</p> $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
Französisch	<p>2° Le magnésium. — En brûlant dans l'oxygène, il donne l'oxyde de magnésium :</p> $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO.$ <p>Cet oxyde se combine à l'eau pour donner une base, l'hydroxyde de magnésium, ou magnésie, dont la solution bleuit le tournesol :</p>
Englisch	<p>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:</p> $C + O_2 \rightarrow CO_2 \quad (22)$ <p>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</p>
Tschechisch	<p>Průmyslově se kysličník uhlíčitý vyrábí spalováním uhlí podle reakce:</p> $C + O_2 \longrightarrow CO_2$ <p>Nebo se vyrábí tepelným rozkladem uhličitanu vápenatého $CaCO_3$ (kalcitu ve vápenci):</p>
Arabisch	<p>٣ - إذا سخن في الهواء أو في جو من الأوكسجين فإنه يشتعل مكوناً ثاني أكسيد الكربون الذي يعكس رائحة الكلس .</p> $C + O_2 \rightarrow CO_2$ <p>فوائد الصم النباتي :</p>
Ungarisch	<p>Az oxigénmolekula 2 oxigénatomja 2 magnéziumatomot köt le. Ezért két magnézium-oxid-molekula keletkezik:</p> $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO$ <p>Alumíniumport égetünk.</p>

Abb. 39 In allen Ländern der Welt wird die gleiche chemische Zeichensprache benutzt.

Chemische Elemente werden durch Symbole bezeichnet (S. 35). Aus Elementen zusammengesetzte Stoffe, wie die Verbindungen, werden durch **chemische Formeln** angegeben. Diese bildet man aus Symbolen. ① ②

- Die Formel CuO bezeichnet die Verbindung Kupferoxid. Die Formel CO₂ bezeichnet die Verbindung Kohlendioxid.
- ▶ **Chemische Verbindungen werden durch Formeln bezeichnet. Die Symbole in einer chemischen Formel geben an, aus welchen Elementen die Verbindung aufgebaut ist.**

Kupferoxid CuO ist aus den Elementen Kupfer und Sauerstoff aufgebaut. Die Verbindung Kohlendioxid CO₂ besteht aus den Elementen Kohlenstoff und Sauerstoff. Aus der Formel kann man schließlich ablesen, in welchem Zahlenverhältnis die Atome der Elemente in der Verbindung vorliegen. Dieses Zahlenverhältnis der Atome wird durch kleine tiefgestellte Zahlen hinter dem jeweiligen Symbol angegeben. Die Zahl „1“ vermerkt man nicht besonders.

Die Formel CO₂ gibt an, daß das Zahlenverhältnis der Kohlenstoffatome zu den Sauerstoffatomen in der Verbindung Kohlendioxid 1:2 beträgt.

Kohlendioxid bildet Moleküle, in denen, so wie das die Formel angibt, jeweils ein Kohlenstoff- und zwei Sauerstoffatome verbunden sind. Viele Verbindungen, besonders viele feste Stoffe, sind jedoch anders aufgebaut. Auch sie werden durch Formeln bezeichnet. Eine Formel sagt nichts über die Art der Teilchen, aus denen der Stoff aufgebaut ist, und deren Bindungsverhältnisse aus. Sie läßt nur erkennen, in welchem Zahlenverhältnis sich die Atome der beteiligten Elemente verbunden haben.

③ ④ ⑤

Der Ausdruck O₂ für molekularen Sauerstoff ist eine Formel. Auch diese Formel gibt die zahlenmäßige Zusammensetzung, allerdings aus gleichartigen Atomen, an.

- ▶ **Formeln geben die chemische Zusammensetzung von Verbindungen und einigen Elementen an. Aus einer Formel kann das Zahlenverhältnis der Atome abgelesen werden.**

Formeln und Symbole als Stoffmengenangabe (Mol)

22

Alle Stoffe bestehen aus Teilchen. Wir kennen schon Atome und Moleküle.

Chemische Zeichen kennzeichnen nicht nur Stoffe und deren Zusammensetzung, sondern auch eine bestimmte Anzahl Teilchen. Die Größe für die in einem Stoff vorhandene Teilchenmenge ist die **Stoffmenge** *n*. Die Einheit der Stoffmenge ist **Mol**, das Kurzzeichen der Einheit **mol**. Wie bei anderen Einheiten kann man auch die Vorsätze Kilo und Milli für das Tausendfache beziehungsweise ein Tausendstel der Einheit der Stoffmenge verwenden.

Die Stoffmenge 1 mol ist wie folgt festgelegt:

- ▶ **1 mol sind soviele Teilchen, wie Atome in 12 g Kohlenstoff enthalten sind.**

- ① Was bedeuten die chemischen Zeichen Mg, Zn, C, O₂?
- ② Gib in der chemischen Zeichensprache an:
a) Natrium; b) Aluminium; c) Schwefel; d) Quecksilber; e) Wasserstoff!
- ③ Es sind folgende Formeln gegeben:
a) Al₂O₃; b) FeO; c) CaO; d) SO₂; e) P₂O₅; f) PbO₂.
Lies die Formeln! Gib an, für welche Stoffe die Formeln stehen! Gib die Elemente in der Verbindung und das Zahlenverhältnis der Atome an!
- ④ Erläutere ausgehend von der Formel die Zusammensetzung folgender Verbindungen:
a) Schwefelsäure H₂SO₄; b) Traubenzucker C₆H₁₂O₆!
Gib das Zahlenverhältnis der Atome an!
- ⑤ Aus der chemischen Untersuchung ist von Oxiden bekannt:

Name	Zahlenverhältnis der Atome
Eisenoxid	Eisenatome zu Sauerstoffatomen wie 2:3
Zinkoxid	Zinkatome zu Sauerstoffatomen wie 1:1
Schwefeldioxid	Schwefelatome zu Sauerstoffatomen wie 1:2

Welche Formeln haben die Oxide?

- ⑥ Alte, heute nur noch wenig gebrauchte Mengenangaben sind Dutzend (12 Stück), Schock (60 Stück) und Gros (144 Stück). Versuche zu begründen, warum man bei Festlegung der Einheit der Stoffmenge eine sehr große Teilchenanzahl wählt!
- ⑦ Wieviel Teilchen sind in Stoffmengen von a) 2 mol; b) 0,5 mol; c) 5 mol; d) 1,75 mol enthalten?
- ⑧ Welche quantitative Bedeutung haben die Symbole Mg, Zn, Cu, S, Fe, C, P?
- ⑨ Erläutere die Stoffmengenangabe der Formeln in Aufgabe ③ aus Abschnitt 21!

Die genaue Anzahl der Teilchen der Stoffmenge 1 mol ist von Josef Loschmidt im Jahre 1865 erstmalig zu etwa 600 Trilliarden ($6 \cdot 10^{23}$) berechnet worden (Loschmidt'sche Konstante). ⑥ ⑦

- 1 mol Aluminium sind etwa 600 Trilliarden Aluminiumatome, 1 mol Kohlendioxid sind etwa 600 Trilliarden Kohlendioxidmoleküle.

Ein Symbol und eine Formel bezeichnen auch die Stoffmenge 1 mol. ⑧

- CO₂ bedeutet also die Stoffmenge 1 mol der Verbindung Kohlendioxid, MgO die von 1 mol der Verbindung Magnesiumoxid.

Kohlendioxid ist aus Molekülen aufgebaut. Das Mol als Einheit der Stoffmenge wird aber auch bei Verbindungen wie Magnesiumoxid MgO benutzt, die nicht in Form von Molekülen vorkommen. In solchen Fällen bezieht man die Stoffmenge auf angenommene Teilchen, die der in der Formel ausgedrückten Zusammensetzung entsprechen. ⑨

- **Formeln und Symbole kennzeichnen stets ein Mol der Stoffe.**

Qualitative und quantitative Aussagen chemischer Zeichen **23**

Chemische Zeichen haben qualitative Bedeutung. Sie bezeichnen einen bestimmten Stoff. Aus der Formel für eine Verbindung kann man auch die Elemente ablesen, aus denen sie aufgebaut ist. Die Formel gibt ferner das Zahlenverhältnis der Atome der Elemente in der Verbindung an. Das ist eine quantitative Aussage. Die quantitative Bedeutung aller chemischer Zeichen besteht außerdem darin, daß durch sie jeweils eine Stoffmenge von 1 mol des Stoffes angegeben wird.

Eine Besonderheit ist bei der Angabe der Stoffmengen von gasförmigen Elementen wie Sauerstoff zu beachten. Diese Elemente treten in Form von Molekülen auf, die jeweils aus zwei Atomen des Elements bestehen. Die Formel O_2 bezeichnet 1 mol molekularen Sauerstoff, das sind etwa 600 Trilliarden Sauerstoffmoleküle. Da jedes

Tabelle 6 Gegenüberstellung der Bedeutung chemischer Zeichen

	Symbol ■ Fe	Formel ■ O_2	Formel ■ Al_2O_3
Qualitative Bedeutung	Zeichen für ein Element ■ Element Eisen	Zeichen für ein molekular auftretendes Element ■ Element Sauerstoff	Zeichen für eine Verbindung und Angabe der Elemente, aus denen die Verbindung besteht ■ Aluminiumoxid, bestehend aus Aluminium und Sauerstoff
Quantitative Bedeutung Zahlenverhältnis der Atome		Anzahl der Atome im Molekül des Elements ■ 2 Atome im Sauerstoffmolekül	Zahlenverhältnis der Atome in der Verbindung ■ Aluminium- und Sauerstoffatome sind im Zahlenverhältnis 2:3 miteinander verbunden
Stoffmengen	1 mol des Elementes ■ 1 mol Eisen	1 mol des Elementes in molekularer Form ■ 1 mol molekularer Sauerstoff (1 mol molekularer Sauerstoff $\hat{=}$ 2 mol atomarer Sauerstoff)	1 mol der Verbindung ■ 1 mol Aluminiumoxid (Verbindung aus 2 mol Aluminium und 3 mol atomarem Sauerstoff)

- ① Erläutere die quantitativen Aussagen folgender chemischer Zeichen: Mg, Al, MgO, Fe₂O₃, CuO, CO₂, ZnO, PbO₂!
- ② Stelle nach dem Muster der Tabelle 6 alle Bedeutungen für die chemischen Zeichen a) P; H₂; SO₂; b) Mg; N₂; PbO₂ zusammen!
- ③ Erkläre die Bedeutung folgender Ausdrücke: a) 5 P; 3 K; Pb; 7 C; 2 Fe; b) 4 Al₂O₃; 2 S; 3 MgO; ZnO; c) 3 Fe₂O₃; 4 Cu; 2 H₂; HgO!
- ④ Gib in der chemischen Zeichensprache an: a) 3 mol Kohlendioxid; b) 5 mol Silber; c) 3 mol molekularer Stickstoff; d) 1 mol Kupferoxid!

der Sauerstoffmoleküle aus zwei Atomen zusammengesetzt ist, kann man sich 1 mol molekularen Sauerstoff aus 2 mol atomarem Sauerstoff entstanden denken. Bei der Angabe von Stoffmengen solcher gasförmiger Elemente wie Sauerstoff muß deshalb stets deutlich werden, worauf sich die Aussage bezieht.

Aus den bisherigen Feststellungen ergibt sich eine weitere Schlußfolgerung für die Deutung von Formeln. Da die Formel das Zahlenverhältnis angibt, in dem die Atome der Elemente miteinander verbunden sind, lassen sich auch die miteinander verbundenen Stoffmengen der Elemente angeben (Tab. 6).

■ Aluminiumoxid hat die Formel Al₂O₃. Die Anzahl der Aluminiumatome verhält sich zur Anzahl der Sauerstoffatome wie 2:3. In 1 mol Aluminiumoxid sind demnach 2 mol Aluminium und 3 mol atomarer Sauerstoff miteinander verbunden. ① ②

► Chemische Zeichen haben qualitative und quantitative Bedeutung.

Mehrere Mol eines Stoffes gibt man in der chemischen Zeichensprache durch einen Faktor vor dem Symbol oder der Formel an.

■ 2 Na bedeutet 2 mol Natrium, 3 H₂O bedeutet 3 mol Wasserstoffoxid (Wasser). ③ ④

Wertigkeit der Elemente in Verbindungen

24

Wertigkeit

In Verbindungen sind die Atome der Elemente stets in einem feststehenden Zahlenverhältnis miteinander verbunden. Das wird durch die Formeln ausgedrückt. In Tabelle 7 (S. 56) ist die Zusammensetzung einiger Oxide angegeben.

Die unterschiedliche Zusammensetzung verschiedener Verbindungen 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 verbinden kann. Ein solches Element ist Wasserstoff. Man hat festgelegt, daß das Element Wasserstoff in allen Verbindungen die (stöchiometrische) Wertigkeit „Eins“ hat. Anders ausgedrückt: Wasserstoff ist in allen Verbindungen einwertig.

Tabelle 7 Zusammensetzung einiger Oxide

Name	Formel	Zahlenverhältnis, in dem die Atome zueinander stehen
Magnesiumoxid	MgO	Magnesiumatome zu Sauerstoffatomen wie 1:1
Aluminiumoxid	Al ₂ O ₃	Aluminiumatome zu Sauerstoffatomen wie 2:3
Wasserstoffoxid (Wasser)	H ₂ O	Wasserstoffatome zu Sauerstoffatomen wie 2:1
Kohlendioxid	CO ₂	Kohlenstoffatome zu Sauerstoffatomen wie 1:2

Die Wertigkeiten der anderen Elemente in Verbindungen lassen sich aus der Wertigkeit des Wasserstoffs ableiten. Es gibt nämlich die Regel, daß die Wertigkeiten in einer Verbindung ausgeglichen sind. In Wasser H₂O bindet jeweils ein Sauerstoffatom zwei Wasserstoffatome (Abb. 40). Sauerstoff ist demnach in dieser Verbindung zweiwertig.

Vereinigt sich ein Element nicht mit Wasserstoff, dann muß man sich vorstellen, daß ein Atom des Elementes in der Verbindung durch eine bestimmte Anzahl von Wasserstoffatomen ersetzt wird. Das Kupferatom im Kupferoxid läßt sich gedanklich durch zwei Wasserstoffatome ersetzen (Abb. 41). Kupfer ist also in diesem Oxid zweiwertig. Man käme zum gleichen Ergebnis, wenn man davon ausgeht, daß Sauerstoff stets zweiwertig auftritt. Ein Sauerstoffatom bindet jeweils ein Kupferatom. Demnach muß Kupfer auch zweiwertig sein.

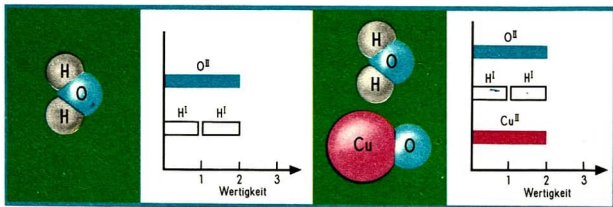


Abb. 40 In der Verbindung Wasser ist Sauerstoff zweiwertig, denn ein Sauerstoffatom bindet zwei Wasserstoffatome.

Abb. 41 In der Verbindung Kupferoxid ist Kupfer zweiwertig, denn ein Kupferatom ersetzt zwei Wasserstoffatome.

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

Die (stöchiometrische) Wertigkeit wird durch römische Ziffern bezeichnet. Man schreibt sie bei Bedarf als Hilfsmittel rechts oben an das Symbol (Abb. 42).

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

- ① Erläutere den Merksatz auf Seite 56 an der Abbildung 41!
- ② Begründe die Wertigkeiten von Zink und Kohlenstoff, indem du den Merksatz von Seite 56 auf folgende Verbindung anwendest: a) Zinkoxid ZnO ; b) Kohlendioxid CO_2 ! (↗ Tabelle 11, S. 103)
- ③ Stelle chemische Elemente zusammen, die in mehreren Wertigkeiten auftreten können (↗ Tabelle 11, S. 103)!
- ④ Stelle die möglichen Wertigkeiten von Kupfer, Quecksilber und Blei grafisch nach dem Beispiel der Abbildung 42 dar!

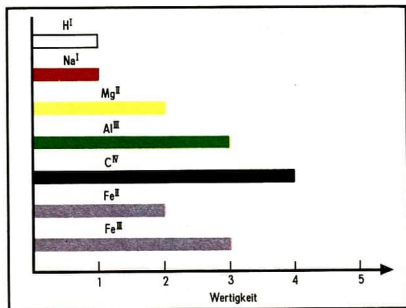


Abb. 42
Grafische Darstellung
der Wertigkeit,
mit der einzelne Elemente
auftreten können

Zahlreiche Elemente treten in allen Verbindungen nur mit einer bestimmten Wertigkeit auf. So sind Wasserstoff und Natrium stets einwertig. Sauerstoff hat in allen Oxiden die Wertigkeit II. Viele Elemente können aber auch in verschiedenen Wertigkeiten auftreten. Eisen kann zwei- oder dreiwertig sein. (↗ Tabelle 11, S. 103) ③ ④

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.

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

1. Die Formel des Aluminiumoxids weist das Zahlenverhältnis 2:3 von Aluminiumatomen zu Sauerstoffatomen aus. 3 Sauerstoffatomen entsprechen insgesamt 6 Wertigkeiten ($3 \cdot 2 = 6$).
2. Da sich die Wertigkeiten in der Verbindung ausgleichen, müssen den 2 Aluminiumatomen ebenfalls insgesamt 6 Wertigkeiten entsprechen.
3. Aluminium ist folglich dreiwertig ($6 : 2 = 3$).

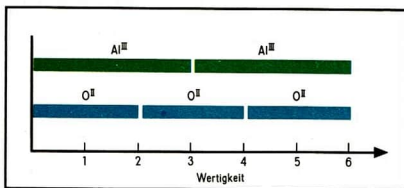


Abb. 43 Im Aluminiumoxid gleichen sich die Wertigkeiten des Aluminiums und die Wertigkeiten des Sauerstoffs aus.

Die Formel einer Verbindung lässt sich aufstellen, wenn die Elemente und die Wertigkeiten, mit denen sie in der Verbindung vorliegen, bekannt sind. Bei Verbindungen aus 2 Elementen entspricht die Gesamtzahl der sich gegenseitig ausgleichenden Wertigkeiten dem kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Wertigkeiten der Elemente (Abb. 43). Zum Aufstellen der Formeln wird eine Schrittfolge benutzt. ① 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	2mal 3mal
5. Angabe des Zahlenverhältnisses der Atome der Elemente in der Verbindung	2 : 3 Al ₂ O ₃
6. Formel	Al ₂ O ₃

Namen der Oxide

25

Viele Elemente bilden mehrere Oxide, in denen sie in unterschiedlicher Wertigkeit vorliegen. Verschiedene Oxide eines Elementes zeichnen sich durch unterschiedliche Eigenschaften aus.

- ① Ermittle entsprechend dem angegebenen Beispiel (S. 57) die Wertigkeit der Bestandteile in a) Phosphorpentoxid P_2O_5 ; b) Schwefeldioxid SO_2 ; c) Dichlorheptoxid Cl_2O_7 ! Sauerstoff tritt in allen Fällen zweiwertig auf.
- ② Die Gesamtzahl der sich gegenseitig ausgleichenden Wertigkeiten entspricht dem kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Wertigkeiten der Elemente. Belege das am Beispiel der Schrittfolge (S. 58) und für die Wertigkeiten der Elemente im Aluminiumoxid Al_2O_3 (Abb. 43)!
- ③ Ermittle nach der Schrittfolge die Formeln von Magnesiumoxid, Zinkoxid, Kohlendioxid! Fertige ferner grafische Darstellungen wie in Abbildung 43, Seite 58 an! Weise nach, daß in allen Fällen die Gesamtzahl der betätigten Wertigkeiten das kleinste gemeinsame Vielfache der Wertigkeiten der Elemente ist!
- ④ Bilde die Formeln folgender Oxide: a) Oxid des Bleis, in dem Blei zweiwertig ist; b) Oxid des Bleis, in dem das Blei vierwertig 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!

Formel	Oxide des Bleis		Oxide des Schwefels	
	PbO	PbO_2	SO_2	SO_3
Wertigkeit des oxydierten Elements	Pb ^{II}	Pb ^{IV}	S ^{IV}	S ^{VI}
Farbe, Aggregatzustand	gelbes Pulver	braunes Pulver	farbloses Gas	farblose Kristalle (unterhalb 17 °C)
Dichte	$9,53 \frac{g}{cm^3}$	$9,37 \frac{g}{cm^3}$	$2,93 \frac{g}{l}$	$2,75 \frac{g}{cm^3}$
Schmelztemperatur	890 °C	Zersetzung ohne zu schmelzen	-76 °C	17 °C
Siedetemperatur	1470 °C		-10 °C	45 °C

Unterschiedliche Oxide eines Elementes müssen unterschiedlich benannt werden, da es sich um verschiedene Stoffe handelt.

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

PbO Blei(II)-oxid lies Blei-zwei-oxid (Blei zweiwertig)	PbO ₂ Blei(IV)-oxid lies Blei-vier-oxid (Blei vierwertig)
---	--

Einige Metalle bilden auch Oxide, in denen sie gleichzeitig in verschiedenen Wertigkeiten auftreten. So entsteht zum Beispiel bei der Oxydation von Eisen an der Luft das Eisen (II,III)-oxid Fe_3O_4 . Bei jeweils 2 Eisenatomen ist Eisen dreiwertig, bei einem ist es zweiwertig. Die Formeln solcher Verbindungen lassen sich nicht mit der angegebenen Schrittfolge (S. 58) ermitteln. ① ② ③

Die Namen der Nichtmetalloxide werden anders als die der Metalloxide gebildet.

- ▶ **Im Namen der Nichtmetalloxide wird das Zahlenverhältnis der miteinander verbundenen Atome durch griechische Zahlwörter angegeben.**

Man verwendet folgende Zahlbezeichnungen:

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

Die Zahlenangabe für 1 (mono) entfällt am Anfang des Namens.

- SO_2 SO_3
 Schwefel **di** oxid Schwefel **tri** oxid
 (Schwefelatome und Sauerstoffatome sind
 im Zahlenverhältnis 1:2 verbunden.) (Schwefelatome und Sauerstoffatome sind
 im Zahlenverhältnis 1:3 verbunden.)
- N_2O_3
Di stickstoff **tri** oxid
 (Stickstoffatome und Sauerstoffatome sind
 im Zahlenverhältnis 2:3 verbunden.) ④

• Gesetz von der Erhaltung der Masse

26

36
▼

Ein fest verschlossenes Reagenzglas, das Kupferpulver und Sauerstoff enthält (Abb. 44), wird auf der Waage tariert. Durch Erwärmen bringt man die Elemente zur Reaktion. Nach dem Abkühlen tariert man erneut. ⑤

37
▼

Eine Blitzlichtbirne (enthält vorwiegend Magnesium und Sauerstoff) tariieren, elektrisch zünden und erneut tariieren.

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 Massenverhältnisse, in denen die Stoffe reagieren, dann handelt es sich um quantitative Untersuchungen. Bei den Experimenten 36 und 37 sind chemische Reaktionen in verschlossenen Gefäßen abgelaufen, so daß weder Stoffe entweichen noch von außen hinzutreten können. Die Masse aller Stoffe vor der Reaktion ist dann gleich der Masse aller Stoffe nach der Reaktion. Das heißt: Bei chemischen Reaktionen erfolgt nur eine Umwandlung vorhandener Stoffe in andere mit neuen Eigenschaften. Diese Feststellung gilt nicht nur für Oxydationen

- ① Bilde die Formeln und Namen für folgende Stoffe:
a) Oxid des Eisens, in dem das Metall zweiwertig ist; b) Oxid des Eisens, in dem Eisen dreiwertig 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 grafisch, ob sich die Wertigkeiten in 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 Erkläre, daß bei Experiment 36 eine Oxydation stattgefunden hat!

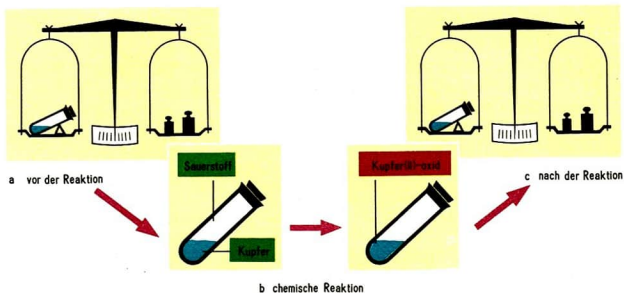


Abb. 44 Ablauf eines Experiments zur Erkenntnis und Bestätigung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse

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.

(Experimente 36 und 37), sondern auch für alle anderen chemischen Reaktionen. 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:

► **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 Michail Wassiljewitsch Lomonossow (Abb. 45) im Jahre 1748 veröffentlicht. Die Formulierung des Gesetzes, die wir noch heute benutzen, stammt von dem französischen Chemiker Antoine Laurent Lavoisier. Er veröffentlichte sie im Jahre 1789.



Abb. 45 Michail Wassiljewitsch Lomonossow (1711 bis 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 Entdeckung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse hat dazu beigetragen, daß solche Auffassungen widerlegt und richtige Erklärungen gefunden werden konnten. Es bedurfte jahrelanger Auseinandersetzungen zwischen den Chemikern im 18. Jahrhundert, bis die Gültigkeit des Gesetzes schließlich allseitig anerkannt wurde. ①

Mit dem Gesetz von der Erhaltung der Masse steht die Aussage in enger Beziehung, daß die Stoffmengen der an einer Reaktion beteiligten Elemente — unabhängig davon, ob sie gebunden sind oder nicht — sich im Verlaufe der Reaktion nicht ändern.

► **Bei chemischen Reaktionen ändern sich die Stoffmengen der beteiligten Elemente nicht.**

Chemische Gleichung

27

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. 38). In der chemischen Gleichung stehen an Stelle der Stoffnamen die entsprechenden chemischen Zeichen (Symbole, Formeln). Nach dem Gesetz von der Erhaltung der Masse sind auch die Stoffmengen der einzelnen Elemente in den Ausgangsstoffen und den Reaktionsprodukten gleich. Deshalb sind die Symbole oder Formeln in der chemischen Gleichung meist noch mit Faktoren versehen. ②

- 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 Wiederhole den Abschnitt 23 über die Aussagen chemischer Zeichen!

	Reaktionsstoffe		Reaktionsprodukte
Wortgleichung:	Magnesium + Sauerstoff		→ Magnesiumoxid
chemische Gleichung:	2 Mg	+ O₂	→ 2 MgO
Stoffmengen:	2 mol Magnesium	1 mol molekularer Sauerstoff	2 mol Magnesiumoxid
Stoffmengen der Elemente:	2 mol Magnesium	2 mol atomarer Sauerstoff ¹	2 · 1 mol Magnesium 2 · 1 mol atomarer Sauerstoff ¹

Chemische Gleichungen können meist 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 Stoffe	Mg + O₂ → MgO
3. Ausgleichen durch Auffinden von Faktoren (Auffinden der kleinstmöglichen Stoffmengen der Elemente in mol, die an der Reaktion teilnehmen)	<p style="text-align: center;">2 mol atomarer Sauerstoff 1 mol atomarer Sauerstoff im Magnesiumoxid</p> <p>Schlußfolgerung: 2 · 1 mol = 2 mol atomarer Sauerstoff</p> <p style="text-align: center;">Mg + O₂ → 2 MgO</p> <p>1 mol Magnesium 2 mol Magnesium</p> <p>Schlußfolgerung: 2 · 1 mol = 2 mol Magnesium</p> <p style="text-align: center;">2 Mg + O₂ → 2 MgO</p>
Überprüfen, ob auf jeder Seite der Gleichung gleiche Stoffmengen der Elemente vermerkt sind	
4. Richtige Gleichung	2 Mg + O₂ → 2 MgO

¹ Beachte: Es ist zweckmäßig, beim Arbeiten mit Gleichungen die Stoffmengen atomaren Sauerstoffs zu betrachten.

Eine besonders wichtige Aufgabe beim Entwickeln chemischer Gleichungen ist das Auffinden der Faktoren (Teilschritt 3). Die Faktoren können bei einfachen Reaktionen auch mit Hilfe des kleinsten gemeinsamen Vielfachen ermittelt werden:

Teilschritte	■ Oxydation von Aluminium			
1.	Aluminium	+	Sauerstoff	→ Aluminiumoxid
2.	Al	+	O ₂	→ Al ₂ O ₃
3.			2 mol atomarer Sauerstoff	3 mol atomarer Sauerstoff
	Schlußfolgerung:		2 mol · 3 = 6 mol atomarer Sauerstoff	3 mol · 2 = 6 mol atomarer Sauerstoff
	Al	+	3 O ₂	→ 2 Al ₂ O ₃
	1 mol Aluminium		4 mol Aluminium	
	Schlußfolgerung:		1 mol · 4 = 4 mol Aluminium	
	4 Al	+	3 O ₂	→ 2 Al ₂ O ₃
4.	4 Al	+	3 O ₂	→ 2 Al ₂ O ₃

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 chemischen Zeichen erfolgen! An den richtig ermittelten chemischen Zeichen darf nichts mehr verändert werden!

Bei Gleichungen, in denen nur Oxide und Elemente auftreten, gleicht man möglichst zuerst die Stoffmengen atomaren Sauerstoffs aus. ① ② ③ ④

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

Bedeutung der chemischen Gleichung

Chemische Gleichungen geben den Ausgangs- und Endzustand einer chemischen Reaktion unter Berücksichtigung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse an.

Wie den Symbolen (↗ S. 34) und den Formeln (↗ S. 51) kann man auch chemischen Gleichungen mehrere Angaben entnehmen.

- ① a) Was bedeutet 2 Fe , 7 O_2 , 4 Mg , 3 P , 4 ZnO , $2 \text{ Al}_2\text{O}_3$, N_2O_5 ?
 b) Schreibe in der chemischen Zeichensprache: 2 mol Silber; 3 mol Schwefel; 1 mol Blei; 4 mol molekularer Stickstoff; 4 mol molekularer Wasserstoff; 3 mol Zinn(IV)-oxid; 2 mol Eisen(III)-oxid; 7 mol Kohlendioxid!
- ② Ermittle die Faktoren!
 a) $\dots \text{ Ca} + \dots \text{ O}_2 \rightarrow \dots \text{ CaO}$
 b) $\dots \text{ Fe} + \dots \text{ O}_2 \rightarrow \dots \text{ Fe}_2\text{O}_3$
- ③ Entwickle nach der angegebenen Schrittfolge die chemischen Gleichungen für folgende Reaktionen: a) Oxydation von Zink; b) Verbrennung von Kohlenstoff und von Phosphor (Phosphor ist im Verbrennungsprodukt fünfwertig); c) Bildung von Kupfer(II)-oxid und d) von Zinn(IV)-oxid!
- ④ Entwickle chemische Gleichungen, indem du von folgenden Angaben ausgehst!
 a) $\dots + \text{ O}_2 \rightarrow \text{ CuO}$
 b) $\text{ S } + \dots \rightarrow \text{ SO}_3$
 c) $\dots + \dots \rightarrow \text{ PbO}_2$
- ⑤ Stelle die chemischen Gleichungen für die Bildung von Zinkoxid und die Oxydation von Aluminium auf! Lies diese chemischen Gleichungen a) unter Angabe der reagierenden Stoffe; b) unter Angabe der reagierenden Stoffmengen!
- ⑥ Lies im Mathematikbuch über Gleichungen nach (Inhaltsverzeichnis benutzen!) und vergleiche mit der chemischen Gleichung!

Aussage der chemischen Gleichung	$2 \text{ Mg} + \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ MgO}$
1. Die Reaktion von Ausgangsstoffen zu Reaktionsprodukten	Magnesium reagiert mit Sauerstoff zu Magnesiumoxid.
2. Das Verhältnis der miteinander reagierenden Stoffmengen	2 mol Magnesium reagieren mit 1 mol molekularem Sauerstoff zu 2 mol Magnesiumoxid.

⑤

Der Begriff „Gleichung“ hat in der Chemie andere Bedeutung als in der Mathematik. Die mathematische Gleichung ist durch das Gleichheitszeichen gekennzeichnet, die chemische enthält dagegen den Reaktionspfeil. Die beiden Seiten einer mathematischen Gleichung können vertauscht werden. Der Reaktionspfeil bei chemischen Gleichungen kennzeichnet die Richtung, in der die Reaktion verläuft. Ein Austausch der Angaben auf beiden Seiten der chemischen Gleichung bei Beibehaltung des Reaktionspfeiles würde eine völlig andere Reaktion kennzeichnen. 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. ⑥

In der Chemie wird der Begriff „Gleichung“ jedoch benutzt, weil auf beiden Seiten der chemischen Gleichung die Stoffmengen der reagierenden Elemente und die Gesamtmasse der Ausgangsstoffe und der Reaktionsprodukte übereinstimmen.

- **Die chemische Gleichung liefert Angaben über Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte sowie das Verhältnis der miteinander reagierenden Stoffmengen.**

Wiederholung und Übung

28

- 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!
- Stelle chemische Gleichungen auf für die Oxydation von Quecksilber (Quecksilber ist in der entstehenden Verbindung zweiwertig); die Bildung von Kupfer(II)-oxid; die Verbrennung von Phosphor zu Phosphorpentoxid! Welche qualitativen und quantitativen Aussagen können den Gleichungen entnommen werden?
- 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 der Oxide an!
- Welche Aussagen kann man folgenden Ausdrücken entnehmen: $5 Pb$; O_2 ; $2 Zn$; SnO_2 ; $2 PbO$; $3 P_2O_5$; $4 P$?
- 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!
- Begründe den scheinbaren Widerspruch zum Gesetz von der Erhaltung der Masse bei der Verbrennung von Kohle im Ofen!
- 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 , NO_2 nach fallendem Stickstoffgehalt!
Du mußt dazu ermitteln, in welchem Verhältnis die Anzahl Mol Eisen beziehungsweise Stickstoff zu einem Mol atomaren Sauerstoff steht! Gib die Namen für alle Oxide an!
- 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:
$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2 C_2H_6O + 2 CO_2$$

(Traubenzucker) (Alkohol)

 - Überprüfe die Richtigkeit der Gleichung!
 - Stelle die Angaben zusammen, die du der Gleichung entnehmen kannst!

Atommasse – Molekülmasse

Atommasse

Ein Merkmal aller in der Natur vorkommenden Teilchen ist ihre Masse. Die Masse eines einzelnen Atoms ist außerordentlich klein.

- Die Masse eines Kohlenstoffatoms beträgt $0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,002\text{ g} = 2 \cdot 10^{-23}\text{ g}$,
die Masse eines Sauerstoffatoms $0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,0267\text{ g} = 2,67 \cdot 10^{-23}\text{ g}$.

Solche Massen von einzelnen Atomen werden und können nicht direkt bestimmt werden. Man ermittelt sie durch komplizierte Berechnungen.

Da die **absoluten Atommassen** sehr klein sind, ist es unzumutbar, sie für chemische Berechnungen zu verwenden. Man benutzt deshalb die **relativen Atommassen**. Die relativen Atommassen leiten sich von dem zwölften Teil der absoluten Masse eines Kohlenstoffatoms ab.

Die relative Atommasse eines Elementes ist der Quotient aus seiner absoluten Atommasse und dem zwölften Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms.

Die relative Atommasse gibt demnach an, wievielfach so groß die Masse eines Atoms eines Elementes wie der zwölfte Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms ist. Die relative Atommasse besitzt keine Einheit.

- $$\begin{aligned} \text{relative Atommasse} &= \frac{\text{Masse eines Sauerstoffatoms}}{\text{zwölfter Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms}} \\ \text{des Sauerstoffs} & \\ \text{relative Atommasse} &= \frac{0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,0267\text{ g}}{\frac{1}{12} \cdot 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,002\text{ g}} = \frac{2,67 \cdot 10^{-23}\text{ g}}{\frac{1}{12} \cdot 2 \cdot 10^{-23}\text{ g}} = 16 \\ \text{des Sauerstoffs} & \end{aligned}$$

Sauerstoff hat demnach die relative Atommasse 16. Man könnte auch sagen, Sauerstoffatome haben eine etwa 16mal so große Masse wie die Masse des zwölften Teiles eines Kohlenstoffatoms.

Die relativen Atommassen sind für einige Elemente in Abbildung 46 grafisch dargestellt. ① ② (↗ S. 69)

Relative Atommassen werden mit immer größerer Genauigkeit bestimmt und in Tabellen angegeben (↗ Tabellen und Formeln, Periodensystem der Elemente). Im Chemieunterricht rechnet man meist mit gerundeten Werten. ③ (↗ S. 69)

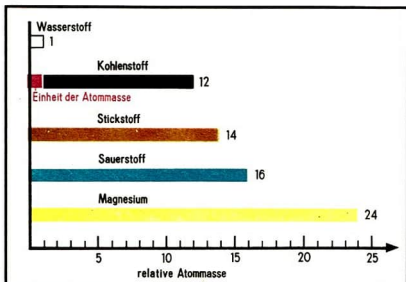


Abb. 46
Grafische Darstellung
von relativen Atommassen
einiger Elemente

Relative Molekülmasse

Der Chemiker verwendet neben der relativen Atommasse auch die **relative Molekülmasse**. Sie kann für die Moleküle aller zweiatomig auftretenden gasförmigen Elemente und aller Verbindungen angegeben werden. Man ermittelt relative Molekülmassen aber auch bei Stoffen, die nicht aus Molekülen aufgebaut sind (↗ S. 40).

- ▶ **Die relative Molekülmasse eines reinen Stoffes ist der Quotient aus seiner absoluten Molekülmasse und dem zwölften Teil der absoluten Masse eines Kohlenstoffatoms.**

Bei der Berechnung der relativen Molekülmasse geht man von dem in der Formel für den Stoff angegebenen Zahlenverhältnis der Atome aus. Die relativen Atommassen aller in der Formel angegebenen Elemente werden in dem entsprechenden Verhältnis addiert.

Die relative Molekülmasse kann nach einer Schrittfolge berechnet werden:

Teilschritte	■ relative Molekülmasse von Aluminiumoxid Al_2O_3
1. Ablesen des Zahlenverhältnisses der Atome aus der Formel	Aluminium 2 Sauerstoff 3
2. Aufschreiben der zugehörigen relativen Atommassen	Aluminium 27 Sauerstoff 16
3. Multiplikation mit den relativen Atommassen	Aluminium $2 \cdot 27 = 54$ Sauerstoff $3 \cdot 16 = 48$
4. Addition der Produkte (3.) ergibt die relative Molekülmasse	Aluminium $2 \cdot 27 = 54$ Sauerstoff $3 \cdot 16 = 48$ Aluminiumoxid Al_2O_3: 102

- ① Welchen Wert haben die relativen Atommassen von Stickstoff, Phosphor, Blei, Quecksilber, Silber und Natrium? (↗ Tabellen und Formeln) 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! (↗ Tabellen und Formeln)
- ③ Gib die genauen und auf ganze Zahlen gerundeten relativen Atommassen für a) Stickstoff, Phosphor, Blei; b) Quecksilber, Silber, Natrium an! (↗ Tabellen und Formeln)
- ④ Berechne die relativen Molekülmassen folgender Stoffe:
a) ZnO , Fe_2O_3 , SO_2 ; b) N_2O_3 , H_2 , PbO ; c) PbO_2 , N_2 !
- ⑤ Berechne die relativen Molekülmassen folgender Stoffe:
a) Eisen(II)-oxid, Kupfer(I)-oxid, Kupfer(II)-oxid; b) Phosphorpentoxid, Schwefeltrioxid, Sauerstoff, Kohlenmonoxid!

■ Kohlendioxid hat die Formel CO_2 . Jeweils 1 Atom Kohlenstoff (relative Atommasse 12) und 2 Atome Sauerstoff (relative Atommasse 16) sind miteinander verbunden. Die relative Molekülmasse des Kohlendioxids ist dann: $12 + 2 \cdot 16 = 44$.

▶ Die relative Molekülmasse wird durch Addition der relativen Atommassen aller in der Formel des Stoffes angegebenen Elemente im entsprechenden Zahlenverhältnis der Atome errechnet. ④ ⑤

Molare Masse

30

In der Chemie müssen häufig die Zusammensetzung von Stoffen sowie die Massen der Stoffe bei chemischen Reaktionen berechnet werden. Das Ausführen solcher Berechnungen bezeichnet man als **chemisches Rechnen** oder auch stöchiometrisches Rechnen.

Chemischen Gleichungen kann man Angaben über die reagierenden Stoffmengen entnehmen. Da man beim chemischen Rechnen Massen der reagierenden Stoffe ermitteln will, muß eine Beziehung zwischen der Stoffmenge und der zugehörigen Masse hergestellt werden. Diese liefert die **molare Masse**.

Die molare Masse ist eine Stoffkonstante, wie zum Beispiel die Dichte eines Stoffes. Sie ist aus Tabelle 8 ablesbar (↗ S. 70). Die Einheit der molaren Masse ist $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ (Gramm je Mol). Bei Bedarf werden auch die Einheiten $\frac{\text{kg}}{\text{kmol}}$ oder $\frac{\text{mg}}{\text{mmol}}$ benutzt.

▶ Die molare Masse M eines Stoffes ist der Quotient aus der Masse m und der zugehörigen Stoffmenge n .

$$M = \frac{m}{n}$$

■ Die molare Masse von Schwefel ist $32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Die molare Masse von Magnesiumoxid ist $40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Tabelle 8 Molare Massen einiger chemischer Elemente und Verbindungen

chemisches Element	chemisches Zeichen	molare Masse in $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$	chemische Verbindung	chemisches Zeichen	molare Masse in $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Aluminium	Al	27	Aluminiumoxid	Al ₂ O ₃	102
Arsen	As	75	Blei(II)-oxid	PbO	223
Blei	Pb	207	Blei(IV)-oxid	PbO ₂	239
Chlor	Cl ₂	71	Eisen(II)-oxid	FeO	72
Eisen	Fe	56	Eisen(III)-oxid	Fe ₂ O ₃	160
Kalium	K	39	Eisen(II,III)-oxid	Fe ₃ O ₄	232
Kalzium	Ca	40	Kalziumoxid	CaO	56
Kohlenstoff	C	12	Kohlenmonoxid	CO	28
Kupfer	Cu	63,5	Kohlendioxid	CO ₂	44
Magnesium	Mg	24	Kupfer(II)-oxid	CuO	79,5
Mangan	Mn	55	Magnesiumoxid	MgO	40
Natrium	Na	23	Mangan(IV)-oxid	MnO ₂	87
Phosphor	P	31	Phosphorpentoxid	P ₂ O ₅	142
Quecksilber	Hg	200,5	Quecksilber(II)-oxid	HgO	216,5
Sauerstoff	O ₂	32	Silberoxid	Ag ₂ O	232
atomarer Sauerstoff	O	16	Siliziumdioxid	SiO ₂	60
Schwefel	S	32	Stickstoffmonoxid	NO	30
Silber	Ag	108	Stickstoffdioxid	NO ₂	46
Silizium	Si	28	Distickstofftrioxid	N ₂ O ₃	76
Stickstoff	N ₂	28	Schwefeldioxid	SO ₂	64
Wasserstoff	H ₂	2	Schwefeltrioxid	SO ₃	80
Zink	Zn	65	Wasser	H ₂ O	18
Zinn	Sn	119	Zinkoxid	ZnO	81
			Zinn(IV)-oxid	SnO ₂	151

Der Zahlenwert der molaren Masse eines Stoffes ist gleich seiner relativen Atom- bzw. Molekülmasse. Das ist durch geeignete Wahl der Einheit der Stoffmenge erreicht worden. ①

Mit Hilfe der molaren Masse ist es möglich, aus einer gegebenen Stoffmenge die zugehörige Masse des Stoffes zu berechnen.

Aus der Beziehung $M = \frac{m}{n}$

erhält man durch Umformen $m = n \cdot M$.

► **Die Masse eines Stoffes errechnet man durch Multiplikation der vorliegenden Stoffmenge mit der molaren Masse des Stoffes.**

① Ermittle die molaren Massen von a) Aluminium, Zink, Blei, Phosphor, Schwefel; b) Blei(II)-oxid, Kalziumoxid; c) Aluminiumoxid, Quecksilber(II)-oxid; d) molekularem Sauerstoff, molekularem Wasserstoff, molekularem Stickstoff! (↗ Tab. 8, S. 70).

② Welche Massen haben folgende Stoffmengen:

a) 1 mol Aluminium, 1 mol Schwefel, 1 mol Kupfer, 1 mol Silber; b) 2 mol Zink, 5 mol Eisen, 0,5 mol Kohlenstoff, 3 mol Blei; c) 1 mol Kupfer(II)-oxid, 1 mol Eisen(III)-oxid, 1 mol Kohlendioxid, 1 mol Schwefeldioxid, 1 mol Schwefeltrioxid; d) 1 mol Quecksilber(II)-oxid, 2 mol Blei(IV)-oxid, 3 mol Eisen(III)-oxid; e) 1 mol molekularer Sauerstoff, 1 mol molekularer Stickstoff, 2 mol molekularer Sauerstoff, 0,5 mol molekularer Stickstoff; f) 0,5 mol, 2 mol, 5 mol und 10 mol Aluminium?

Erläutere das Ergebnis!

③ Ermittle die Stoffmengen, die folgenden Massen entsprechen:

a) 24 g Magnesium, 27 g Aluminium, 200,5 g Quecksilber, 23 g Natrium; b) 12 g Magnesium, 32 g Sauerstoff, 32 g Schwefel, 31,75 g Kupfer; c) 81 g Zinkoxid, 223 g Blei(II)-oxid, 19 g Distickstofftrioxid, 28 g Stickstoff; d) 10 g Magnesiumoxid, 88 g Kohlendioxid, 16 g Sauerstoff, 64 g Sauerstoff!

Bestimme die notwendigen molaren Massen selbst!

■ Die Masse von 4 mol Kohlendioxid ist zu ermitteln (molare Masse von Kohlendioxid CO_2 : $44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$)!

$$m_{\text{CO}_2} = n \cdot M$$

$$m_{\text{CO}_2} = 4 \text{ mol} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 176 \text{ g}$$

Die Stoffmenge 4 mol Kohlendioxid hat eine Masse von 176 g. ②

Es wäre ferner möglich, aus der gegebenen Masse eines Stoffes die zugehörige Stoffmenge zu berechnen.

■ Welcher Stoffmenge entsprechen 20 g Magnesiumoxid (molare Masse von Magnesiumoxid MgO : $40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$)?

$$\text{Aus der Beziehung } M = \frac{m}{n}$$

$$\text{erhält man durch Umformen } n = \frac{m}{M}$$

$$\text{Eingesetzt ergibt sich } n_{\text{MgO}} = \frac{20 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n_{\text{MgO}} = 0,5 \text{ mol}$$

20 g Magnesium entsprechen einer Stoffmenge von 0,5 mol. ③

Berechnung der Massen von Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten

Ausgangsstoffe für chemische Reaktionen müssen in der chemischen Industrie 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. In solchen Fällen liefern chemische (stöchiometrische) Berechnungen die notwendigen Angaben.

Aus der chemischen Gleichung für eine Reaktion können die Stoffmengen abgelesen werden, die miteinander reagieren. ①



Nur wenn die Ausgangsstoffe genau in dem in der chemischen Gleichung angegebenen Verhältnis der Stoffmengen vorliegen, reagieren sie vollständig miteinander. Man sagt dann, die Ausgangsstoffe befinden sich im **stöchiometrischen Verhältnis**. Liegt ein anderes Verhältnis vor, dann geht der überschüssige Ausgangsstoff nicht in das Reaktionsprodukt ein und bleibt übrig. ③

Bei der Durchführung chemischer Berechnungen geht man davon aus, daß die Ausgangsstoffe im stöchiometrischen Verhältnis vorliegen.

Die Berechnung beliebiger Massen reagierender Stoffe wird mit Hilfe einfacher **Verhältnisleichungen** möglich, wenn man ein Massenverhältnis kennt, in dem die Stoffe miteinander reagieren.

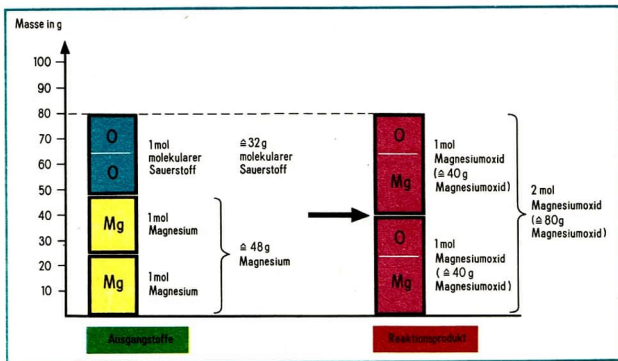
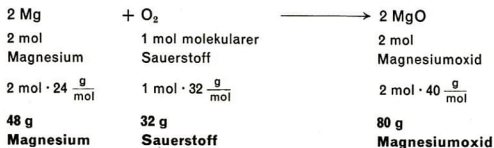


Abb. 47 Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen, veranschaulicht am Beispiel der Oxidation von Magnesium

- ① Arbeite nochmals den Abschnitt „Bedeutung der chemischen Gleichung“ durch (↗ S. 64)!
- ② Stelle die Gleichungen für die folgenden Reaktionen auf und gib die qualitative und quantitative Bedeutung an:
 - a) Verbrennung von Schwefel zu Schwefeldioxid; b) Oxydation von Zink; c) Bildung von Blei(II)-oxid; d) Oxydation von Kupfer zu Kupfer(II)-oxid!
- ③ Überlege, wieviel Mol Magnesiumoxid entstehen können, wenn
 - a) 2 mol Magnesium und 2 mol molekularer Sauerstoff,
 - b) 3 mol Magnesium und 1 mol molekularer Sauerstoff,
 - c) 1 mol Magnesium und 1 mol molekularer Sauerstoff in dem angegebenen Beispiel (↗ S. 72) vorhanden sind!
- ④ Betrachte Abbildung 47! 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) Die Masse der einzelnen Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte ist unterschiedlich.
- 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 jeweils verbraucht?
- ⑥ 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)?
- ⑦ a) 1 mol Schwefel wird verbrannt. 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!

Mit Hilfe der Beziehung $m = n \cdot M$ (↗ S. 70) kann für jede Stoffmenge die zugehörige Masse des Stoffes angegeben werden.



48 g Magnesium reagieren also mit 32 g Sauerstoff zu 80 g Magnesiumoxid (Abb. 47). ④
Stöchiometrische Aufgaben lassen sich nach einer Schrittfolge lösen (↗ S. 74).

⑤ ⑥ ⑦

▶ Mit Hilfe stöchiometrischer Berechnungen kann der Massenumsatz bei chemischen Reaktionen ermittelt werden.

Teilschritte	<p>■ 0,3 g Magnesium werden in einem Tiegel verbrannt. Wie groß ist die Masse des entstehenden Magnesiumoxids?</p>
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	$\begin{array}{ccc} 0,3 \text{ g} & & m \\ 2 \text{ Mg} + \text{O}_2 & \longrightarrow & 2 \text{ MgO} \end{array}$
3. Eintragen der Massen der in der Gleichung angegebenen Stoffmengen unter der Gleichung	
a) Beziehung für die Berechnung der Masse einer Stoffmenge ¹	$2 \text{ mol} \cdot 24 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \qquad 2 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
b) Berechnen der Masse	$48 \text{ g} \qquad 80 \text{ g}$
c) Eintragen der Massen unter die Gleichung	$\begin{array}{ccc} 0,3 \text{ g} & & m \\ 2 \text{ Mg} + \text{O}_2 & \longrightarrow & 2 \text{ MgO} \\ 48 \text{ g} & & 80 \text{ g} \end{array}$
4. Aufstellen der Verhältnisgleichung	$\frac{m}{80 \text{ g}} = \frac{0,3 \text{ g}}{48 \text{ g}}$
5. Lösen der Verhältnisgleichung	$m = \frac{0,3 \text{ g} \cdot 80 \text{ g}}{48 \text{ g}}$ $m = 0,5 \text{ g}$
6. Formulieren des Ergebnisses	Bei der Verbrennung von 0,3 g Magnesium entstehen 0,5 g Magnesiumoxid.

¹ Dieser Teilschritt kann auch in einer Nebenrechnung erfolgen.

Wiederholung und Übung

32

Errechne die in der Tabelle fehlenden Werte!

Reaktion	Ausgangsstoffe	Reaktionsprodukt
a) Bildung von Blei(II)-oxid	15 g Blei	
b) Bildung von Wasserstoffoxid		250 g Wasserstoffoxid
c) Verbrennung von Kohlenstoff	5 kg Sauerstoff	
d) Oxydation von Zink	180 g Zink	
e) Oxydation von Aluminium	0,27 g Aluminium	
f) Bildung von Phosphorpentoxid		1,8 g Phosphorpentoxid

Wasserstoff-Redoxreaktion

33

Wasserstoff

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. 48).

Die Dichten von Wasserstoff und von Luft werden verglichen. In einen mit Wasserstoff gefüllten Standzylinder führt man eine brennende Kerze ein und zieht sie langsam wieder heraus (Abb. 49).

Vorsicht! Wasserstoff wird an der Luft verbrannt. Das gasförmige Oxid wird durch ein U-Rohr gesaugt und abgekühlt (Abb. 50, S. 76).

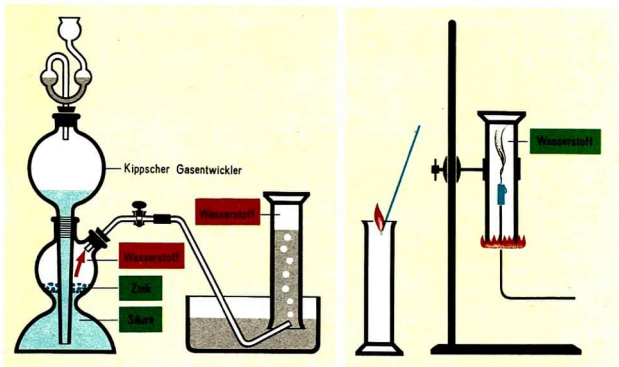


Abb. 48 Im Kippschen Apparat steigt bei geöffnetem Hahn Säure zum Zink, und es bildet sich Wasserstoff.

Abb. 49 Die unterschiedlichen Dichten von Wasserstoff und Luft werden festgestellt. Gleichzeitig wird untersucht, ob Wasserstoff brennbar ist und die Verbrennung fördert.

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

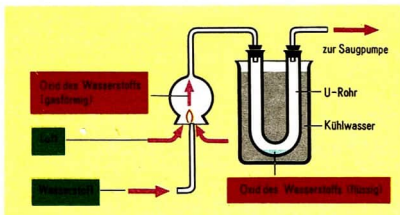


Abb. 50 Darstellen, Auffangen und Kondensieren des Wasserstoffoxyds (Wasser)

Hülle. Wasserstoffatome sind damit die am einfachsten gebauten Atome. Die relative Atommasse des Wasserstoffs beträgt rund 1. Seine Wertigkeit ist I. Freie Wasserstoffatome treten nur unter besonderen Bedingungen auf. Gewöhnlich sind zwei Wasserstoffatome zu einem Molekül H_2 verbunden (Sauerstoff, S. 33).



Im Laboratorium stellt man Wasserstoff meist durch Reaktion von Zink oder einem anderen Metall mit einer Säure dar (Experiment 38). Man benutzt dazu den Kipp'schen Gasentwickler (Abb. 48). 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 39). 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 (Experimente 39 und 40). Reiner Wasserstoff verbrennt mit schwach blauer Flamme. Einige Eigenschaften der Elemente Wasserstoff und Sauerstoff sind in Tabelle 9 zusammengestellt. ⑤ ⑥

Tabelle 9 Vergleich von Wasserstoff und Sauerstoff

	Wasserstoff	Sauerstoff
Symbol	H	O
stöchiometrische Wertigkeit	I	II
Zusammensetzung der Moleküle	H_2	O_2
Aggregatzustand bei $20^\circ C$	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. 48) 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 (↗ S. 76)!
- ⑤ Welches Ergebnis wäre zu erwarten, wenn man beim Experiment 39 (↗ S. 75) statt der Kerze einen brennenden oder glimmenden Span in Wasserstoff bringen würde?
- ⑥ Drei mit Glasplatten abgedeckte Standzylinder sind mit Stickstoff beziehungsweise mit Wasserstoff oder Sauerstoff gefüllt. Wie kann man die Zylinder herausfinden, die Sauerstoff beziehungsweise Wasserstoff enthalten? Werte dazu die Tabellen 4 (↗ S. 43) und 9 aus!
- ⑦ Leite aus der Formel von Wasser die Wertigkeit von Sauerstoff ab!
- ⑧ Wieviel Gramm molekularen Sauerstoff und wieviel Gramm molekularen 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 40).

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 unbekanntes Stoffes bildet und an kälteren Geräteteilen als farblos Belag kondensiert.

Wasser hat die Formel H_2O . Ein Sauerstoffatom ist jeweils mit zwei Wasserstoffatomen zu einem Molekül verbunden (↗ Abb. 29b, S. 40). Für das Verbrennen von Wasserstoff gilt folgende Gleichung: ⑦ ⑧ ⑨



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

Knallgas

Vorsicht! Aus einer Glaskugel mit langem Rohr strömt oben Wasserstoff aus und verbrennt. Unten dringt Luft ein (Abb. 51, S. 78).

Vorsicht! Wasserstoff wird im Reagenzglas durch Luftverdrängung aufgefangen und entzündet (Abb. 52, S. 78).

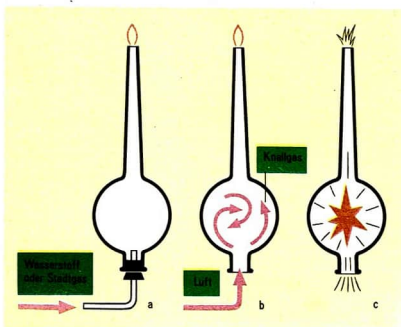


Abb. 51

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

Wasserstoff bildet mit Luft oder Sauerstoff explosive Gemische (Experiment 41). Solche Gasgemische werden **Knallgas** genannt. Wenn Knallgas entzündet wird, reagieren Wasserstoff und Sauerstoff 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. Bei Wasserstoff-Luft-Gemischen besteht Explosionsgefahr, sobald Luft mehr als 5% Wasserstoff oder Wasserstoff mehr als 28% Luft beigemischt sind. Besonders heftig reagiert ein Gemisch von 29% Wasserstoff und 71% Luft, da Wasserstoff und Sauerstoff im stöchiometrischen Verhältnis vorhanden sind. Wasserstoff-Gemische mit reinem Sauerstoff sind noch bedeutend gefährlicher als Gemische mit Luft.

Bei Experimenten mit Wasserstoff besteht häufig die Gefahr, daß sich Knallgas bildet und daß Explosionen zu Verletzungen und Sachschäden führen. Soll Wasserstoff entzündet werden, so darf sich in der Apparatur kein Knallgas befinden.



Abb. 52 Reihenfolge der Arbeitstechniken bei der Knallgasprobe

- ① Gib das stöchiometrische Verhältnis der Ausgangsstoffe in einem Knallgas-Gemisch an, das aus Wasserstoff und reinem Sauerstoff besteht!
- ② Begründe die einzelnen Arbeitsschritte bei der Knallgasprobe!

Mit Hilfe der **Knallgasprobe** (Experiment 42, Abb. 52) kann man feststellen, ob Wasserstoff rein oder gemischt mit Sauerstoff (bzw. Luft) vorliegt. Man läßt 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.

► **Beim Arbeiten mit Wasserstoff müssen Knallgasexplosionen verhindert werden!** ②

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 und nicht entzündet werden! Knallgasprobe mit anderem Reagenzglas wiederholen!
leichte Verpuffung mit dumpfem Geräusch an der Reagenzglasmündung; 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 sicherheitshalber 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







Herstellung von Düngemitteln	Herstellung von Kraftstoffen	Herstellung von Chemikalien
		
Härtung von Pflanzenölen	Bestandteil von Heizgasen	zum autogenen Schweißen
		

Abb. 53 Einige Verwendungszwecke von Wasserstoff

und andere brennbare Gase Linksgewinde. Flaschen für Wasserstoff besitzen außer dem roten Farbanstrich (↗ Abb. 21, S. 28). ① ②

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 in der chemischen Industrie verwendet (Abb. 53).

Redoxreaktionen

34

Im Verbrennungsrohr wird Wasserstoff über erwärmtes Kupfer(II)-oxid geleitet (Abb. 54). Kupfer(II)-oxid und pulverförmiges Eisen werden miteinander vermischt und im Reagenzglas erhitzt. ③

Magnesium wird auf einem Verbrennungslöffel entzündet und in einen Standzylinder mit Kohlendioxid gebracht (Abb. 55).

43
▼
44
▼
45
▼

Begründe, weshalb bei auftretendem Geruch nach Stadtgas kein Lichtschalter und keine elektrische Klingel betätigt werden sollen! Welche Maßnahmen sind zuerst notwendig?

Welchen Farbanstrich haben Stahlflaschen für Sauerstoff?

Die Ausgangsstoffe für die Redoxreaktion zwischen Kupfer(II)-oxid und Eisen bei Experiment 44 sollen in stöchiometrischem Verhältnis reagieren. Zunächst wurden 5 g pulverförmiges Eisen abgewogen.

Wieviel Gramm Kupfer(II)-oxid sind bereitzustellen? Beachte die chemische Gleichung auf Seite 82!

Welche Vorsichtsmaßnahme muß vor dem Erhitzen des Verbrennungsrohres bei Experiment 43 durchgeführt werden? Gib die Begründung dafür!

Beobachte, ob die Wasserstoffflamme am Ende der Apparatur von Experiment 43 während der Reaktion kleiner wird! Gib eine Erklärung für deine Beobachtung!

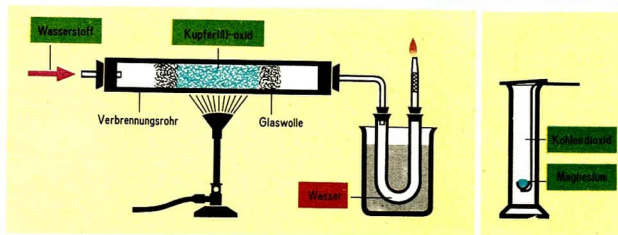


Abb. 54 Die Oxydation von Wasserstoff zu Wasser und die Reduktion von Kupfer(II)-oxid zu Kupfer sind Teile einer Redoxreaktion.

Abb. 55 Kohlendioxid und Magnesium setzen sich in einer Redoxreaktion zu Kohlenstoff und Magnesiumoxid um.

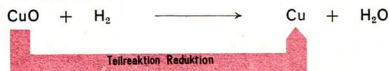
Wasserstoff und Kupfer(II)-oxid reagieren miteinander. Aus beiden Ausgangsstoffen entstehen zwei Reaktionsprodukte, Kupfer und Wasser (Experiment 43): ④ ⑤



Bei dieser Reaktion kann man zwei Teilreaktionen unterscheiden. 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.

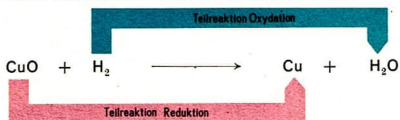


Bei der anderen Teilreaktion wird der Verbindung Kupfer(II)-oxid Sauerstoff entzogen. Kupfer liegt deshalb nach der Reaktion als metallisches Element vor. Diese Teilreaktion ist eine **Reduktion**¹.



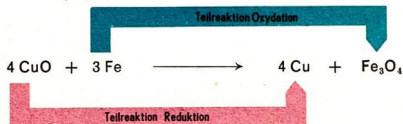
- ▶ **Verbindet sich ein Element mit Sauerstoff, so ist diese chemische Reaktion eine Oxydation. Wird einem Oxid Sauerstoff entzogen, so ist diese chemische Reaktion eine Reduktion.**

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



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

Kupfer(II)-oxid wird der Sauerstoff auch durch Eisen entzogen. Bei dieser Redoxreaktion entstehen die beiden Reaktionsprodukte Kupfer und Eisen(II,III)-oxid (Experiment 44): 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 24, S. 36) wird viel Wärme frei. Bei der Redoxreaktion zwischen Magnesium und Kohlendioxid (Experiment 45) ist dagegen die Oxydation des Magnesiums mit der Reduktion des Kohlendioxids verknüpft:

¹ reducirere (lateinisch) = zurückführen ² Red(uktions)-ox(ydations)-reaktion

7 g Kupfer(II)-oxid sollen vollständig mit Wasserstoff reagieren. a) Wieviel Gramm Wasserstoff nehmen an der Reaktion teil? b) Reicht diese Wasserstoffmenge für die Durchführung des Experimentes aus? Begründe deine Entscheidung!

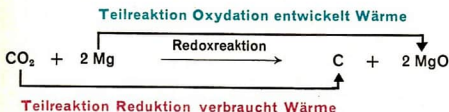
Erläutere die Reaktion zwischen Kupfer(II)-oxid und Eisen! a) Beschreibe die beiden Teilreaktionen! b) Erläutere, daß beide Teilreaktionen voneinander abhängen!

Begründe, weshalb bei der Redoxreaktion von Kupfer(II)-oxid mit Wasserstoff (Experiment 43, S. 80) weniger Wärme entwickelt wird als bei der Verbrennung von Wasserstoff!

Entwickle die chemischen Gleichungen für folgende Redoxreaktionen nach der Schrittfolge von Seite 63!

- a) Kupfer(II)-oxid + Zink \rightarrow Kupfer + Zinkoxid
 b) Silberoxid + Kupfer \rightarrow Silber + Kupfer(II)-oxid
 c) Phosphorpentoxid + Kohlenstoff \rightarrow Phosphor + Kohlendioxid

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



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

Reduktionsmittel und Oxydationsmittel

35

Wasserdampf wird über glühendes Magnesium geleitet (Abb. 56).

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

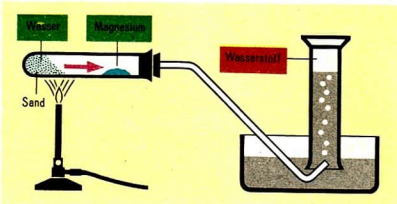


Abb. 56 Magnesium wirkt gegenüber Wasser bei hoher Temperatur als Reduktionsmittel.

Wasser und Magnesium reagieren in einer Redoxreaktion zu Wasserstoff und Magnesiumoxid (Experiment 46). 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.

Bei der anderen Teilreaktion, der Oxydation von Magnesium, gibt Wasser den Sauerstoff 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

Bei der Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Kohlenstoff (Experiment 47) gibt das Oxydationsmittel Kupfer(II)-oxid den Sauerstoff ab. Es wird reduziert. Das Reduktionsmittel Kohlenstoff entzieht dem Kupfer(II)-oxid den Sauerstoff und verbindet sich mit ihm. Das Reduktionsmittel wird 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. ③

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. Die Wirkung eines Stoffes als Reduktionsmittel bzw. Oxydationsmittel hängt außerdem von der Temperatur ab.

Aluminothermisches Schweißen

36

48



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. 57). ④ ⑤

Bestimme die Teilreaktionen Reduktion und Oxydation in den Redoxreaktionen a) von Experiment 46; b) von Experiment 47 (↗ S. 83)!

Bestimme bei den Redoxreaktionen der Experimente 43 . . . 45 (↗ S. 80) das Reduktionsmittel und das Oxydationsmittel!

Beschreibe alle in den Lehrbuchabschnitten 34 und 35 (↗ S. 80 . . . 84) behandelten Reaktionen, indem du die Wirkungsweise und Veränderungen der Oxydationsmittel und der Reduktionsmittel jeweils mit Hilfe der Verben „oxydieren“ und „reduzieren“ angibst!

Erläutere die chemische Reaktion zwischen Eisen(II,III)-oxid und Aluminium! Beschreibe die Teilreaktionen! Kennzeichne das Reduktionsmittel und das Oxydationsmittel!

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?

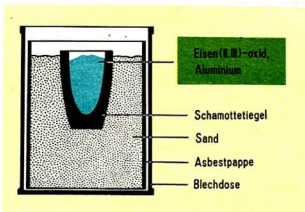


Abb. 57

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 das entsprechende 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 dann wird durch die Reaktion sehr viel Wärme entwickelt. Eisen und Aluminiumoxid sind die Reaktionsprodukte (Experiment 48): ④



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

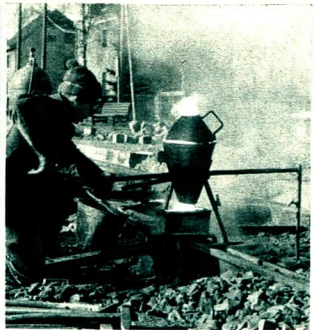
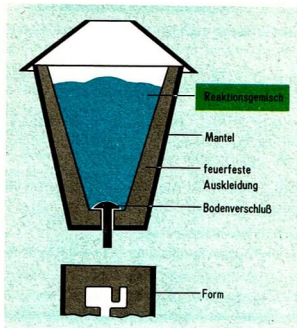


Abb. 58 Schematische Darstellung des Tiegels, in dem in der Technik die Redoxreaktion zwischen Eisen(II,III)-oxid und Aluminium durchgeführt wird.

Abb. 59 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,III)-oxid und Aluminium im stöchiometrischen Verhältnis enthält. Außerdem ist noch metallisches Eisen beigemischt, das durch die Reaktionswärme zum Schmelzen gebracht wird. ① ② ③

Die Reaktion läuft in einem trichterförmigen, mit feuerfestem Material ausgekleideten Tiegel ab (Abb. 58). Der Tiegel hat am 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,III)-oxid und Aluminium reagieren rasch. Zum Schutz der Arbeiter vor glühenden Spritzern wird der Tiegel abgedeckt (Abb. 59). 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. Dabei werden die Werkstücke an den zu verbindenden Enden auch flüssig, so daß die Werkstücke fest miteinander verschweißt werden.

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.**

Vergleiche die Dichte von Eisen und Aluminiumoxid (↗ Tabellen und Formeln, S. 85)!

Gib das stöchiometrische Verhältnis an, in dem die Ausgangsstoffe für das aluminothermische Schweißen zu mischen sind, damit sie sich vollständig umsetzen!

Zum aluminothermischen Schweißen einer Straßenbahnschiene werden etwa 5 kg Eisen benötigt. Wieviel Kilogramm des Gemisches von Eisen(II,III)-oxid und Aluminium müssen bereitgestellt werden?

Erläutere am Beispiel der Landwirtschaft von heute und zur Zeit des deutschen Bauernkrieges, daß die Verwendung von Eisen zur Herstellung von Produktionsinstrumenten im Laufe der Geschichte der menschlichen Gesellschaft zugenommen hat!

a) Informiere dich im Atlas über Eisenerzvorkommen in der DDR!

b) Wo befinden sich in der Sowjetunion Gebiete des Eisenerzbergbaus, aus denen Erze in unsere Republik geliefert werden (↗ Geographielehrbuch)?

Herstellung von Roheisen

37

Roheisen und Eisenerze

Eisen gehört zu den technisch und wirtschaftlich bedeutsamen chemischen Elementen. Es ist notwendig zur Herstellung von Maschinen und Fahrzeugen aller Art. Waffen, Werkzeuge und Geräte sowie viele andere Erzeugnisse bestehen zu einem großen Teil aus Eisen. Als reiner Stoff wird Eisen allerdings in der Industrie in großem Maße weder technisch hergestellt noch verwendet. ④

Reines Eisen ist ein verhältnismäßig weiches Metall mit silberweißer Bruchfläche. Es ist Hauptbestandteil der technischen Eisensorten. Zu diesen gehört das **Roheisen**, das wichtigste technische Erzeugnis der Eisenhüttenwerke. Roheisen ist ein Stoffgemisch, das Eisen, Kohlenstoff, Schwefel, Silizium, Phosphor und weitere chemische Elemente enthält. Es wird aus Eisenerzen hergestellt.

Bei den **Eisenerzen** handelt es sich um Stoffgemische unterschiedlicher Zusammensetzung. Sie enthalten Eisenverbindungen, meist Oxide des Eisens. Der Eisenanteil im Erz muß mindestens 20% der Masse betragen, damit die Roheisenherstellung wirtschaftlich ist. Weitere Bestandteile sind Mangan-, Schwefel- und Phosphorverbindungen sowie die **Gangart**. Die Gangart besteht aus Gesteinen und Mineralien. Zwei wichtige Eisenerze sind:

	Eisenverbindung	Eisengehalt
Magneteisenstein	Fe_3O_4	50 ··· 70%
Roteisenstein	Fe_2O_3	36 ··· 60%

Eisenerze kommen in Erzlagerstätten vor. Die Eisenerzlagerstätten in unserer Republik sind verhältnismäßig klein. Unser Bedarf an Eisenerz wird überwiegend aus der Sowjetunion durch Lieferungen auf der Grundlage von Handelsverträgen gedeckt. ⑤

➤ **Eisenerze sind in der Natur vorkommende Stoffgemische, die Eisenverbindungen und Gangart enthalten.**

Chemische Grundlagen

49

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. 60).

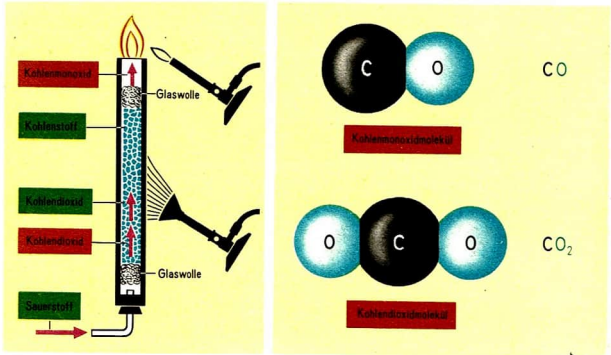


Abb. 60 Durch eine Folge von chemischen Reaktionen entsteht aus Sauerstoff und Kohlenstoff das brennbare Gas Kohlenmonoxid.

Eisenerze werden in den Eisenhüttenwerken zu Roheisen verhüttet. Bei der **Verhüttung** der eisenoxidhaltigen Erze kommt es darauf an, die Eisenoxide zu Eisen zu reduzieren und dieses von der Gangart zu trennen. Dazu werden mehrere chemische Reaktionen und physikalische Vorgänge industriell genutzt. ①

Zur Reduktion der Eisenoxide muß man in der Industrie möglichst billige Reduktionsmittel verwenden. Ein solches ist das **Kohlenmonoxid CO**, ein sehr giftiges und brennbares Gas. Zu seiner Herstellung geht man von Koks und Luft aus. Koks enthält den erforderlichen Kohlenstoff, Luft den Sauerstoff.

Kohlenmonoxid wird in zwei Stufen hergestellt (↗ Experiment 49). Zunächst verbindet sich Kohlenstoff (Koks) mit Sauerstoff zu Kohlendioxid:



Bei der Oxydation des Kohlenstoffs zu Kohlendioxid wird Wärme frei. Dieser Reaktion folgt sofort eine weitere:



Kohlenmonoxid entsteht dabei durch Reduktion des Kohlendioxids und gleichzeitig durch Oxydation des Kohlenstoffs. Kohlenstoff und Kohlendioxid reagieren nur bei ständiger Wärmezufuhr miteinander. ②

Wieviel Kilogramm Eisen können in 1 t Magneteisenstein maximal enthalten sein (↗ S. 87)?

Erläutere die Reaktion zwischen Kohlendioxid und Kohlenstoff, indem du die Bezeichnungen Oxydation, Reduktion, Oxydationsmittel und Reduktionsmittel verwendest!

Entwickle die chemische Gleichung für die Verbrennung von Kohlenmonoxid zu Kohlendioxid!

a) Wieviel Kohlenmonoxid wird zur Herstellung von 1 t Roheisen theoretisch benötigt?

b) Wieviel Kohlenstoff wird zur Herstellung von 1 t Roheisen theoretisch benötigt?

Bei welchen chemischen Reaktionen im Hochofen treten Gase als Ausgangsstoffe oder Reaktionsprodukte auf? Entwickle die chemischen Gleichungen und unterstreiche die gasförmigen Stoffe!

Kohlenmonoxid CO entsteht bei der Redoxreaktion zwischen Kohlendioxid und Kohlenstoff. Die Reaktion verbraucht Wärme.

Da sich Kohlenmonoxid oxydieren läßt (↗ Experiment 49), kann es in bestimmten Redoxreaktionen als Reduktionsmittel wirken. Während der Reduktion von Eisenoxiden wird es selbst zu Kohlendioxid oxydiert. Das geht aus der chemischen Gleichung hervor, mit der sich die Reduktion von Eisen(III)-oxid mit Kohlenmonoxid angeben läßt: ③ ④



Das Eisen nimmt während der Verhüttung geringe Mengen von Kohlenstoff und anderen Elementen auf und fällt deshalb als Roheisen an.

Die Gangart wird mit Hilfe von **Zuschlägen**, zum Beispiel Kalkstein, in eine leichtflüssige **Schlacke** übergeführt. Roheisen und Schlacke sind bei 1400 °C flüssig. Roheisen besitzt eine größere Dichte als Schlacke und kann sich demzufolge von der Schlacke absetzen. ⑤

Bei der Verhüttung von Eisenerzen (Magneteisenstein, Roteisenstein) werden Eisenoxide mit Hilfe von Kohlenmonoxid zu Eisen reduziert (Redoxreaktion). Das Eisen fällt als Roheisen an. Zur Verhüttung wird viel Wärme benötigt.

Technische Durchführung

Charakteristische Apparate in den Eisenhüttenwerken sind die **Hochöfen** (Abb. 61 und Abb. 62). In ihnen laufen die chemischen Reaktionen und physikalischen Vorgänge bei der Roheisenherstellung ab. Der Hochofen ist ein **Reaktionsapparat**. Er läßt sich mit einem aufrecht stehenden Zylinder vergleichen. Seine Wandung besteht aus einem wärmebeständigen und genügend dicken Mauerwerk, das von einem Stahlmantel umgeben ist. Dennoch muß ständig Wärme abgeleitet werden. Man benutzt dazu Wasser. Der Kühlwasserverbrauch eines Hochofens wird auf eine hergestellte Tonne Roheisen berechnet und beträgt 30 ... 65 m³. Der Bedarf an Kühlwasser muß bei der Wahl des Standortes für Eisenhüttenwerke beachtet werden.

Die Wärme für die Verhüttung wird bei chemischen Reaktionen im Hochofen frei.

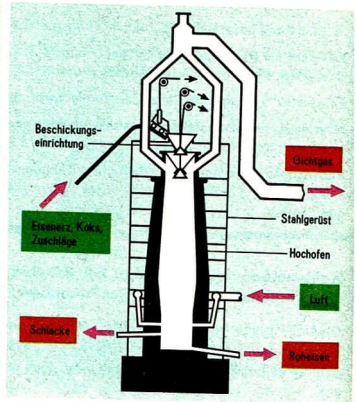
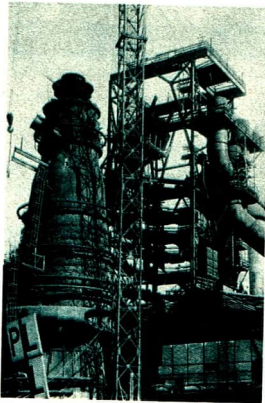


Abb. 61 Im VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt, wird ein neuer Hochofen in das Stahlgerüst eingefahren. Im Hintergrund sind Winderhitzer zu sehen.
Abb. 62 Schematische Darstellung eines eingebauten Hochofens.

Dort, wo in den Hochofen Luft eingeblasen wird, herrscht eine verhältnismäßig sauerstoffreiche Atmosphäre. In ihr verbrennt Koks (Kohlenstoff) zu Kohlendioxid. Diese chemische Reaktion liefert den größten Teil der Wärme, die für den Ablauf der Verhüttung notwendig ist. An dieser Stelle im Innern des Hochofens schmelzen die festen Stoffe.

► **Der Hochofen ist ein Reaktionsapparat zur Roheisenherstellung, der aufrecht steht, mit feuerfestem Material ausgekleidet ist und direkt beheizt wird.**

Von oben wird der Hochofen abwechselnd mit einem Gemisch aus Eisenerz und Zuschlägen sowie mit Koks beschickt, so daß im Innern eine Säule aus festen Stoffen vorhanden ist. Diese Stoffe werden chemisch umgesetzt (Abb. 63). Es entstehen flüssiges Roheisen und flüssige Schlacke. Beide trennen sich auf Grund der unterschiedlichen Dichten im unteren Teil des Hochofens und werden dort entnommen. So kommt es dazu, daß sich die festen Stoffe im Hochofen allmählich infolge der Schwerkraft von oben nach unten bewegen. ①

Im Hochofen findet noch ein weiterer Stoffstrom statt, der aber in die entgegengesetzte Richtung läuft. Er beginnt unten, über der Öffnung für den Schlackenabfluß. Dort entsteht ein Gasgemisch, das Kohlenmonoxid, Kohlendioxid und Stickstoff enthält. Die Gase erwärmen sich stark, die Geschwindigkeit ihrer Teilchen nimmt deshalb zu, und das Gasvolumen wird größer. Das Gasgemisch strömt im Hochofen nach oben und führt dabei Wärme mit. Es umgibt die sich nach unten bewegenden festen Stoffe.

- 1 a) Nenne die Stoffe, die oben in den Hochofen eingefüllt werden!
b) Welche physikalischen Vorgänge und chemischen Reaktionen laufen ab?
- 2 Welche Stoffe strömen im Hochofen in entgegengesetzte Richtungen?

Sie bringen beim Eintritt in den Hochofen wesentlich weniger Wärme mit und werden von den Gasen auf ihrem Weg nach unten erwärmt. Durch diese Wärmeübertragung erreichen die festen Stoffe die Temperaturen, bei denen die chemischen Reaktionen ablaufen.

Oben tritt aus dem Hochofen das **Gichtgas** aus. Es enthält als Hauptbestandteile Stickstoff, Kohlendioxid und Kohlenmonoxid. Das Gichtgas ist brennbar und wird zur Erzeugung von Wärme verwendet. ②

Im Hochofen bewegen sich feste beziehungsweise flüssige Stoffe und gasförmige Stoffe aufeinander zu. Es wird hier ein weitverbreitetes technisches Prinzip angewendet, das **Gegenstromprinzip** (Abb. 63). Dabei sollen sich die Stoffe möglichst innig berühren.

► **Das Gegenstromprinzip ist ein technisches Prinzip, bei dem Stoffe in Apparaten entgegengeführt werden. Es wird im Hochofen angewendet.**

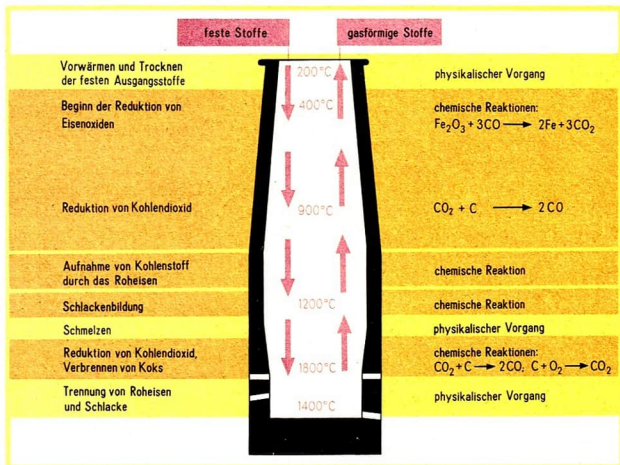


Abb. 63 Im Hochofen laufen chemische Reaktionen und physikalische Vorgänge ab. Es wird das Gegenstromprinzip angewendet.

Ein moderner Hochofen wird 8... 15 Jahre lang betrieben. Dann muß das Mauerwerk neu aufgebaut werden. Während dieser langen Betriebszeit reagieren die Stoffe im Ofen ununterbrochen. Man sagt, der Hochofen arbeitet **kontinuierlich**¹. ① Er wird in kurzen Zeitabständen über Transportbänder oder einen Aufzug mit festen Ausgangsstoffen beschickt. Gebläse drücken die Luft ununterbrochen in den Hochofen. Die Gichtgase verlassen den Hochofen kontinuierlich. Roheisen und Schlacke sammeln sich ohne Unterbrechung an. Die Schlacke befindet sich über dem Roheisen. Sie fließt aus dem Hochofen ab, und das Roheisen wird etwa alle 5 Stunden abgestochen. Die **kontinuierliche Arbeitsweise** und die großen Abmessungen des Hochofens gestatten es, täglich erhebliche Massen von Stoffen umzusetzen. ② ③ Hochöfen sind bis zu 60 m hoch. Besonders große Hochöfen haben ein Volumen von 2700 m³. Solche Öfen werden in der Sowjetunion gebaut. Sie erzeugen täglich mehr als 3000 t Roheisen.

▶ **Die kontinuierliche Arbeitsweise eines Reaktionsapparates ist durch die ununterbrochene chemische Reaktion der Stoffe im Apparat 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. Die Wärme wird beim Verbrennen von Gichtgas frei, im Winderhitzer gespeichert und an die für den Hochofen bestimmte Luft übertragen. Dadurch wird Koks zur Wärmeerzeugung gespart. In der Deutschen Demokratischen Republik wurde nach 1945 eine moderne Eisenhüttenindustrie aufgebaut. Zuvor gab es auf unserem Territorium nur ein veraltetes Eisenhüttenwerk. Es bedurfte größter Anstrengungen, um solch einen gewaltigen Betrieb wie den VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt, aufzubauen. Das gelang unseren Arbeitern, Technikern und Wissenschaftlern nur mit tatkräftiger Unterstützung durch die Sowjetunion. Die enge freundschaftliche Zusammenarbeit zwischen den sozialistischen Ländern garantiert auch, daß dieser Betrieb ständig mit den Ausgangsstoffen versorgt wird, über die wir im eigenen Lande nicht ausreichend verfügen. Es werden vor allem Eisenerze aus der Sowjetunion und Koks aus der Volksrepublik Polen verarbeitet. ④ So wird ein großer Teil des in unserer Republik erforderlichen Roheisens selbst erzeugt. Der Bedarf an technischem Eisen für den Maschinen-, Fahrzeug- und Schiffbau, für die Metallwarenindustrie und die Bauwirtschaft kann aber nur gedeckt werden, wenn zusätzlich umfangreiche Importe erfolgen. Auch hierbei ist die wirtschaftliche Zusammenarbeit der sozialistischen Länder für uns lebenswichtig. ⑤

¹ continuus (lateinisch) = zusammenhängend

- Was geschieht im Hochofen, wenn sich die Stoffe infolge der Anwendung des Gegenstromprinzips berühren? (↗ Abb. 63, S. 91)
- Wieviel Tonnen Eisen(III)-oxid müßten durch Kohlenmonoxid reduziert werden, damit ein mittlerer Hochofen täglich 700 t Roheisen produzieren kann?
- Welche Stoffe und welche Massen davon müssen zur Herstellung von 1000 t Roheisen theoretisch transportiert werden?
- a) Wieviel Kubikmeter Kühlwasser werden gebraucht? b) Wieviel Tonnen Magnet Eisenstein (Eisengehalt 65%) müssen bereitgestellt werden? c) Wieviel Tonnen Kohlenmonoxid sind erforderlich, wenn Eisen(II,III)-oxid reduziert werden soll? d) Wieviel Tonnen Kohlenstoff sind bereitzustellen? Beachte hierbei, daß zwei chemische Reaktionen zur Herstellung des Kohlenmonoxids gebraucht werden!
- In welchen Betrieben unserer Republik wird Roheisen erzeugt? Welche Vorzüge haben die Standorte für diese Betriebe? Benutze den Atlas!
- Worin zeigt sich die Bedeutung der internationalen Zusammenarbeit sozialistischer Länder für die Roheisenproduktion der Deutschen Demokratischen Republik (↗ Geographieunterricht)?
- a) Wieviel Gramm Kohlenstoff sind etwa in 5 kg Roheisen enthalten?
b) Wieviel Gramm Kohlenstoff können in 5 kg Stahl höchstens enthalten sein?

Herstellung von Stahl

38

Roheisen und Stahl

Roheisen wird nur für besondere Zwecke direkt als Werkstoff verwendet. Den größten Teil des erzeugten Roheisens verarbeitet man weiter und stellt daraus **Stahl** her. Erst dadurch wird das Eisen vielfältig einsetzbar. Roheisen und Stahl unterscheiden sich in ihrer chemischen Zusammensetzung voneinander. Das wesentliche Unterscheidungsmerkmal ist der Kohlenstoffgehalt (Tab. 10). Aus der unterschiedlichen chemischen Zusammensetzung ergeben sich besondere Eigenschaften, Verarbeitungsmöglichkeiten und Verwendungszwecke.

Tabelle 10 Roheisen und Stahl 6

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

Roheisen und in den meisten Fällen auch Stahl haben die unerwünschte Eigenschaft zu rosten. 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 Eisenstück allmählich zu Rost zerfallen. Diese chemische Reaktion verursacht noch immer einen beträchtlichen volkswirtschaftlichen Schaden. Durch sorgfältige und ständige Pflege der eisernen Gegenstände wird er erheblich verringert. 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 eingeeölt. 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 Schadenstellen 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.**

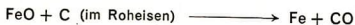
Chemische Grundlagen

Der Gehalt des Roheisens an Kohlenstoff, Phosphor, Silizium und einigen weiteren Elementen muß bei der Stahlherstellung gesenkt werden. Das gelingt vor allem dadurch, daß man die Eigenschaft der Elemente, sich mit Sauerstoff zu Oxiden zu verbinden, technisch nutzt.

Zur Stahlherstellung muß das Roheisen flüssig sein. Auf die Schmelze oder durch sie hindurch wird Luft geleitet. Der Sauerstoff verbindet sich mit einem Teil des Eisens zu Eisen(II)-oxid:



Eisen(II)-oxid ist ein Oxydationsmittel für Kohlenstoff und weitere im Roheisen enthaltene Elemente:



Das Kohlenmonoxid entweicht aus der Schmelze, und der Kohlenstoffgehalt des Roheisens sinkt. Wenn er den erforderlichen Wert erreicht hat, wird der Prozeß abgebrochen. ③

Als Oxydationsmittel werden dem flüssigen Roheisen auch Roteisenstein (Eisenoxide) und Eisenschrott (Rostanteil) zugeführt. **Eisenschrott** kann in großen Mengen bei der Stahlherstellung verarbeitet und somit für die Herstellung neuer Stahlerzeugnisse genutzt werden. Er fällt in großem Umfang an, wenn in den industriellen und landwirtschaftlichen Betrieben technisch veraltete Maschinen durch moderne ersetzt werden. Es ist volkswirtschaftlich außerordentlich wichtig, allen Eisenschrott den Stahlwerken zuzuführen. ④ ⑤

Dem flüssigen Roheisen werden auch Zuschläge, zum Beispiel Kalkstein, zugesetzt. Diese bilden mit bestimmten Oxiden eine Schlacke, die auf der Schmelze schwimmt

- 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 Aus 500 t Roheisen (Kohlenstoffgehalt 4%) soll Stahl (Kohlenstoffgehalt 1%) hergestellt werden. a) Wieviel Tonnen Kohlenstoff sind zu entfernen? b) Wieviel Tonnen Sauerstoff sind dazu erforderlich?
- ④ Wo befinden sich in unserer Republik große Stahlwerke (↗ Atlas)?
- ⑤ Welchen Beitrag kann die Pioniergruppe zur Schrotterfassung leisten?
- ⑥ Entwickle die chemischen Gleichungen für die Oxydation von Phosphor und Mangan in der Roheisenschmelze!

und entfernt wird. Phosphorreiche Schlacke wird in der Landwirtschaft als Düngemittel (Thomasphosphat) verwendet. ⑥

Aus der folgenden Übersicht gehen die Veränderungen hervor, die einige Bestandteile des Roheisens bei der Stahlherstellung erfahren.

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 ₂ O 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

- ▶ **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 und Übung

39

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 Mol Wasser sind bei 4 °C und normalem Druck in einem Liter Wasser enthalten?
6. Erläutere die Redoxreaktion zwischen Eisen(II,III)-oxid und Aluminium!
 - a) Formuliere die Wortgleichung, 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,III)-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. a) Zeichne das Schema eines Hochofens!
 b) Gib die Ausgangsstoffe und die Produkte bei der Roheisenherstellung an!
 c) Welche chemischen Reaktionen werden im Hochofen angewendet?
 d) 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. Zeige an Hand von Beispielen (Nachrichten, Berichte, Abbildungen usw.), daß die Arbeiter in der Eisenmetallurgie der sozialistischen Staaten zur Ausrüstung ihrer Armeen maßgeblich beitragen!
14. Erläutere die Bedeutung der Eisenmetallurgie in unserer Volkswirtschaft an einem Beispiel aus dem polytechnischen Unterricht!
15. a) Welche Arten der Beschichtung werden angewendet, um das Rosten zu verhindern?
 b) Auf welchen naturwissenschaftlichen Erkenntnissen beruht der Rostschutz?
16. Stelle Unterschiede zwischen Roheisen und Stahl zusammen! Welches ist der wichtigste Unterschied?

Einteilung der Stoffe

Die Naturwissenschaft Chemie erforscht die Eigenschaften und Zusammensetzung der Stoffe sowie den Ablauf chemischer Reaktionen. Stoffe sind das Material, aus dem die Körper bestehen. Die Stoffe unterscheiden sich durch Eigenschaften, zum Beispiel Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Dichte, molare Masse, Geruch, Löslichkeit, Farbe und chemische Reaktionen gegenüber anderen Stoffen. Stoffe werden durch chemische Reaktionen umgewandelt.

Alle Stoffe kann man in Stoffgemische und reine Stoffe einteilen (↗ S. 49).

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 in Metalle und Nichtmetalle eingeteilt.

Metall

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

Nichtmetall

Chemisches Element, das die drei typischen Metalleigenschaften nicht oder nur teilweise besitzt.

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.

Namen und chemische Zeichen der Stoffe

41

Jeder reine Stoff hat einen wissenschaftlichen Namen und ein chemisches Zeichen. Aus den Namen chemischer Verbindungen erhält man Angaben über die stoffliche Zusammensetzung (↗ S. 38 und S. 59). ④

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. Sauerstoff als Bestandteil	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, die mit Sauerstoffatomen verbunden sind (nicht bei allen Namen)	Di (zwei)
2. das Nichtmetall, das mit Sauerstoff verbunden ist	stickstoff
3. die Anzahl der Sauerstoffatome, die enthalten sind	tri (drei)
4. Sauerstoff als Bestandteil	ox
5. die Anwesenheit von nur zwei Elementen in der Verbindung	id

- ① Unterscheide Magnesium, Schwefel, Aluminiumoxid und Kohlenmonoxid durch Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Dichte, Farbe, molare Masse und chemische Reaktion gegenüber Sauerstoff!
(\nearrow Tabellen und Formeln, S. 85)
- 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 unter ② a) genannten Elemente durch die Anzahl der elektrischen Ladungen im Atomkern (\nearrow Tabellen und Formeln, S. 83)!
c) Welche Elemente haben sich in den unter ② a) 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) Leite aus den Namen Mangan(IV)-oxid und Aluminiumoxid Angaben über die stoffliche Zusammensetzung ab!
b) Leite aus den Namen Kohlenmonoxid und Schwefeltrioxid Angaben über die Zusammensetzung ab!
- ⑤ Bilde die Namen für Verbindungen, die wie folgt beschrieben sind:
a) Die Verbindung enthält Sauerstoff und Blei (zweiwertig);
b) jeweils 1 Atom Kohlenstoff und 1 Atom Sauerstoff sind verbunden;
c) die Verbindung enthält Eisen und Sauerstoff (beachte die Wertigkeiten, \nearrow S. 103);
d) die Verbindung enthält Schwefel und Sauerstoff! (Ermittle zunächst ausgehend von der Wertigkeit die Anzahl der Sauerstoffatome, die sich mit einem Schwefelatom verbinden können!)
- ⑥ a) Was bedeuten die Symbole P, Zn, Mg und Cu?
b) Was bedeuten die Formeln Fe_2O_3 , MgO, H_2O , CO, H_2 und N_2 ?

In der chemischen Zeichensprache werden Stoffe durch Symbole und Formeln bezeichnet. Diese chemischen Zeichen haben mehrere Bedeutungen. ⑤ ⑥

Symbol

Zeichen für ein chemisches Element.

Aussage eines Symbols	■ Al
Ein chemisches Element	Das Element Aluminium
1 mol eines chemischen Elements	1 mol Aluminium

Bei einigen Elementen sind im gasförmigen Aggregatzustand jeweils zwei Atome miteinander verbunden. In diesem Fall ist das chemische Zeichen eine Formel.

Formel

Zeichen für eine chemische Verbindung oder für ein Element, dessen Atome zu Molekülen vereinigt sind.

Aussage einer Formel	■ Al_2O_3
Eine chemische Verbindung unter Angabe der Elemente, aus denen die Verbindung besteht, oder ein molekular auftretendes Element	Die Verbindung Aluminiumoxid, die aus Aluminium und Sauerstoff besteht
Das Zahlenverhältnis der Atome in der Verbindung	Teilchen von Aluminium und Sauerstoff sind im Zahlenverhältnis 2:3 miteinander verbunden
1 mol einer chemischen Verbindung oder eines molekular auftretenden Elements	1 mol Aluminiumoxid

Eine Formel sagt nichts über die Art der vorliegenden Teilchen aus. Besteht eine Verbindung nur aus zwei Elementen, so kann das Zahlenverhältnis der miteinander verbundenen Atome, ausgehend von der Wertigkeit, ermittelt werden (↗ S. 58).

① ② ③

Bau der Stoffe

42

Die Stoffe bauen sich aus Teilchen auf. Zu den Stoffteilchen gehören Atome und Moleküle.

Atome sind Teilchen, aus denen die chemischen Elemente aufgebaut sind. Atome bestehen aus dem Atomkern und der Atomhülle.

Moleküle sind Teilchen, die aus mindestens zwei Atomen bestehen.

Die Teilchen eines Stoffes unterscheiden sich von denen eines anderen durch unterschiedliche Merkmale. ④ ⑤

Die Größe für die Anzahl vorhandener Teilchen ist die Stoffmenge. Die Einheit der Stoffmenge ist Mol. Das Kurzzeichen der Einheit ist mol.

1 mol sind soviele Teilchen, wie Atome in 12 g Kohlenstoff enthalten sind (↗ S. 52); das sind etwa 600 Trilliarden Teilchen.

Eine charakteristische Größe für jeden Stoff ist die molare Masse. Sie ist der Quotient aus der Masse des Stoffes und der zugehörigen Stoffmenge (↗ S. 69).

Mit Hilfe der molaren Masse ist es möglich, aus einer gegebenen Stoffmenge die zugehörige Masse des Stoffes zu berechnen. ⑥

- ① Was sagen die Symbole und Zahlen über die qualitative und quantitative Zusammensetzung folgender Verbindungen aus:
 a) CuO , P_2O_5 , 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) Eisenatome und Sauerstoffatome sind im Zahlenverhältnis 2:3 verbunden; b) Kohlenstoffatome und Wasserstoffatome sind im Zahlenverhältnis 3:8 verbunden; c) Kohlenstoff- und Sauerstoffatom liegen im Zahlenverhältnis 1:1 vor; 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 (vierwertig) 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 (s. Tabellen und Formeln, S. 83, 84)?
- ⑤ Nenne Elemente, die sich im gasförmigen Aggregatzustand aus Molekülen aufbauen! Gib die Stoffe in der chemischen Zeichensprache an! Welche Massen haben je etwa 600 Trilliarden Moleküle der genannten Elemente?
- ⑥ a) Ermittle die molare Masse von Kupfer(I)-oxid, Blei(IV)-oxid, Magnesiumoxid, Schwefeltrioxid, Kohlenmonoxid!
 b) Welche Bedeutung haben folgende Ausdrücke: 2ZnO , $2 \text{Fe}_3\text{O}_4$, $3 \text{P}_2\text{O}_5$, 2CO , $4 \text{Cu}_2\text{O}$, 3O_3 , 2H_2 , 3CaO ?
 Berechne für die angegebenen Stoffmengen die zugehörigen Massen!
- ⑦ Nenne Reaktionen, die in der Technik angewandt 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 chemische Gleichung die qualitativen und die quantitativen Aussagen!

Chemische Reaktionen – chemische Gleichungen

43

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

Ausgangsstoffe \longrightarrow Reaktionsprodukte

Die chemischen Reaktionen werden häufig durch Wärmezufuhr ausgelöst. Sie laufen dann unter Wärmeabgabe oder Wärmeaufnahme ab. Die Masse der Ausgangsstoffe ist gleich der Masse der Reaktionsprodukte (Gesetz von der Erhaltung der Masse). ⑦

Zwischen den Massen der an einer Reaktion beteiligten Stoffe besteht direkte Proportionalität. Diese Tatsache wird bei stöchiometrischen Berechnungen ausgenutzt. ⑧

Die qualitativen und quantitativen Beziehungen bei chemischen Reaktionen werden durch chemische Gleichungen ausgedrückt.

Chemische Gleichungen geben an:

1. Die Reaktion von Ausgangsstoffen zu Reaktionsprodukten.
2. Das Verhältnis der miteinander reagierenden Stoffmengen.

Einteilung chemischer Reaktionen

Chemische Reaktionen, an denen Sauerstoff beteiligt ist, können Oxydationen, Reduktionen und Redoxreaktionen sein.

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

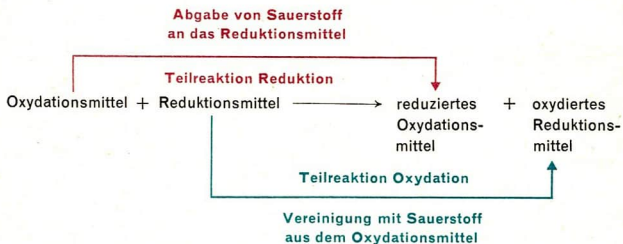
Chemische Reaktion, bei der einem Stoff (Oxid) Sauerstoff entzogen wird; Teilreaktion einer Redoxreaktion.

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

Redoxreaktion

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

⑤ ⑥ ⑦



Oxydationsmittel. Als Oxydationsmittel bezeichnet man den Sauerstoff abgebenden Stoff. Das Oxydationsmittel wird bei der Redoxreaktion reduziert.

Reduktionsmittel. Als Reduktionsmittel bezeichnet man den Sauerstoff aufnehmenden Stoff. Das Reduktionsmittel wird bei der Redoxreaktion oxydiert.

- 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 Redoxreaktionen! 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:
- | einige Ausgangsstoffe | einige Reaktionsprodukte |
|-----------------------------|--------------------------|
| Eisen(III)-oxid, Aluminium | Eisen, Aluminiumoxid |
| Kohlendioxid, Kohlenstoff | Kohlenmonoxid |
| Eisen(II,III)-oxid, ... | Eisen, Kohlendioxid |
| Eisen(II)-oxid, Kohlenstoff | ..., Kohlenmonoxid |
| Kupfer (II)-oxid, Zink | ..., ... |
- 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 reagieren mit Kohlendioxid zu 100 kg Kohlenmonoxid?
- d) In einer Klasse mit 36 Schülern werden Schülereperimente 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?

Tabelle 11 Wichtigste stöchiometrische Wertigkeiten einiger Elemente

Name	Symbol	Wertigkeiten	Name	Symbol	Wertigkeiten
Aluminium	Al	III	Natrium	Na	I
Blei	Pb	II, IV	Phosphor	P	III, V
Chlor	Cl	I, VII	Quecksilber	Hg	I, II
Eisen	Fe	II, III	Sauerstoff	O	II
Kalium	K	I	Silizium	Si	IV
Kalzium	Ca	II	Schwefel	S	II, IV, VI
Kohlenstoff	C	IV	Stickstoff	N	III, V
Kupfer	Cu	I, II	Wasserstoff	H	I
Magnesium	Mg	II	Zink	Zn	II
Mangan	Mn	II, IV, VII	Zinn	Sn	II, IV

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). Die folgenden Anleitungen zu einigen ausgewählten Schülerexperimenten zeigen dir, wie du beim selbständigen Experimentieren vorgehen sollst.

- Lies zunächst die Aufgabe und wiederhole die 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

Reibschale mit Pistill	Seesand (geglüht)
Reagenzglasständer	Kochsalz
3 Reagenzgläser	Wasser
Trichter	
Glasstab	
Brenner	
Rundfilter	

Arbeitsanweisung

1. Mische in der Reibschale 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 ein sauberes Reagenzglas etwa 3 cm hoch mit Filtrat 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 Experiments 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

2

Stelle Sauerstoff dar und fange ihn pneumatisch auf!

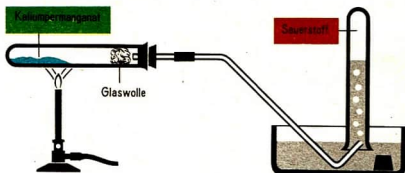
Vorbetrachtung

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 waagrecht 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 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 dem Gummistopfen unter Wasser!
5. Entferne das Einleitungsrohr aus dem Wasser (Stativ mit Gasentwickler anheben) und lösche den Brenner!

Aufgabe

3
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, Magnesiumrinne	Sauerstoff im Reagenzglas
Reagenzglasständer	Eisenpulver
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

4
Verbrenne Schwefel in reinem Sauerstoff!

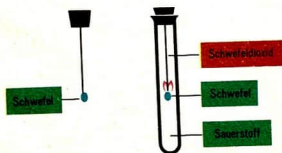
Vorbetrachtung

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! Beim Verbrennen 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 zufächelst!

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?
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. 63) auf!
3. Vergleiche das Ergebnis des Experiments mit den Angaben in Tabelle 3 (↗ S. 37)!
4. Der Kupferdraht wird mit dem Messer blank gekratzt. Fasse ihn dann mit der Tiegelflange 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. 63) auf!
6. Vergleiche deine Beobachtungen mit den Angaben in Tabelle 3 (↗ S. 37)!

Aufgabe

6
▼

Oxydiere Kohlenstoff an der Luft!

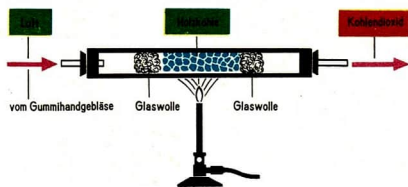
Vorbetrachtung

1. Nenne Nichtmetalle und ihre Symbole!
2. Nenne Nichtmetalloxide und leite ihre Formeln ab!
3. Welche Erscheinungen sind zu erwarten, wenn man Luft über glühende Kohle leitet?

Geräte und Chemikalien

Verbrennungsrohr
2 Gummistopfen mit Glasrohr
Gummihandgebläse
Brenner
Stativ
Pinzette

Kohlenstoff (Holzkohlenstücke)
Glaswolle



Arbeitsanweisung

1. Bringe mit der Pinzette einen lockeren Pfropfen Glaswolle in das Verbrennungsrohr!
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 Verbrennungsrohr, insbesondere bei der kurzzeitigen Unterbrechung der Luftzufuhr! Vergleiche mit den Ergebnissen der Vorbetrachtung 3! Welche wichtige Erkenntnis über die Verbrennung wird durch diese Beobachtung bestätigt?
5. Stelle die chemische Gleichung auf!

Redoxreaktion

Aufgabe

7
▼ 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, Reagenzglas	Kupfer(II)-oxid (in Pulverform)
Spatel, 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 10
aluminothermisches Schwei-
ßen 84–86
Arbeitsweise, kontinuierliche
92
Atome, Bau 30–32, 100
Atomhülle 30–32
Atomkern 30–32
Atommasse, absolute 67
–, relative 67, 68
Aufschlammung 14, 15
Ausgangsstoffe 19

B

Berzelius, Jöns Jakob 34
Brandbekämpfung 45–47
Brandschutz 45–47
Brennbarkeit 10

C

Chemie, Bedeutung 21–26

D

Dekantieren 14–16
Dichte 10

E

Eindampfen 17
Eisen, reines 87
–, Roh- 87, 93
Eisenerze 87
Elektron 31, 32

Elemente, chemische 32–34,
49, 97
Entzündungstemperatur 44

F

Farbe 10
Feuer, Entstehung 44, 45
Filterrückstand 17
Filtrat 17
Filtrieren 15, 16
Formel, chemische 51–53
–, Aufstellen 58
–, Bedeutung 54, 55, 100

G

Gangart 87
Gasentwickler 28, 75, 106
Gegenstromprinzip 91
Geruch 9
Geschmack 10
Gesetz von der Erhaltung der
Masse 60–62
Gichtgas 91
Glanz 9
Gleichung, chemische 62–66,
101
–, Aufstellen 62–64
–, Bedeutung 64–66

H

Härte 10
Hochofen 89–92

I

Industrie, chemische 22–26

K

Knallgas 77–79
Knallgasprobe 79
kontinuierliche Arbeitsweise
92
Körper 7, 8

L

Laborgeräte, Umgang 11, 12
Lavoisier, Antoine Laurent
47, 61
Lomonossow, Michail
Wassiliewitsch 47, 61
Loschmidtsche Konstante 53
Löslichkeit in Wasser 10
Lösungen 14
Luft 41–43
–, Verbrennen an der 41
–, Zusammensetzung 42, 43

M

Magneteisenstein 87
Metalle 33, 49, 97
Mol 52, 53
molare Masse 69–71
Molekül 40, 100
Molekülmasse, relative 68, 69

N

Nichtmetalle 33, 49, 97

O

- Oxide 38, 39, 50, 58–60, 98
- , Namen 58–60, 98
- Oxydation 38, 41, 81, 82, 102
- , Bedeutung 47, 48
- Oxydationsmittel 83, 84

P

- pneumatisches Auffangen 27, 28, 75, 106
- Proton 31, 32

R

- Reaktion, chemische 18–20, 101, 102
- Reaktionsapparat 89
- Reaktionsbedingungen 20
- Reaktionsprodukte 19
- Rechnen, chemisches 67–74
- Redoxreaktionen 80–83, 102
- Reduktion 82, 83, 102
- Reduktionsmittel 83, 84
- Roheisen, Eigenschaften 93
- Roheisenherstellung, chemische Grundlagen 88, 89
- , technische Durchführung 89–92
- Rosten 94

S

- Sauerstoff 27–30
- , Darstellung 27, 28
- , Eigenschaften 28–30
- , Reaktion mit anderen Elementen 36, 37, 106
- , Verwendung 28–30
- , Vorkommen 27
- Schmelztemperatur 10
- Schweißen, aluminothermisches 84–86
- Siedetemperatur 10
- Stahl 93–95
- , Eigenschaften 93
- , Herstellung 93–95
- Stickstoff, Eigenschaften 43

Stoffe 7, 8

- , Eigenschaften 8–10
- , Einteilung 48–50, 97
- , reine 13, 49, 97
- , Unterscheiden 11–17
- Stoffgemische 13, 50, 97
- , Herstellen 13, 14, 105
- , Trennen 14–17, 105
- stöchiometrische Berechnungen 72–74
- stöchiometrisches Verhältnis 72
- Symbole, chemische 34–36, 52–55, 99

V

- Verbindung, chemische 39, 49, 98
- Verbrennung 41
- Vorgang, physikalischer 18

W

- Wasser 77
- Wasserstoff 75–80
- , Darstellung 75, 76
- , Eigenschaften 75–79
- , Verwendung 79, 80
- Wertigkeit 55–58, 103
- , Ermitteln 58
- Winderhitzer 92
- Wortgleichung 38

Z

- Zeichen, chemische, qualitative und quantitative Aussagen 54, 55
- Zeichensprache, chemische 34, 51–66
- Zuschläge 89

Abbildungsnachweis

Volker Ettelt, Berlin (Innen-titelbild, Abb. 1a, 1b, 4, 5, 19, 21, 27, 35, 36, 45); PGH Foto-technische Werkstätten, Berlin (Abb. 59); VVB Kali, Erfurt (Abb. 11); Zentralbild Berlin (Abb. 18, 61).

Pneumatische Wanne

26



Meßzylinder

27



Standzylinder

28

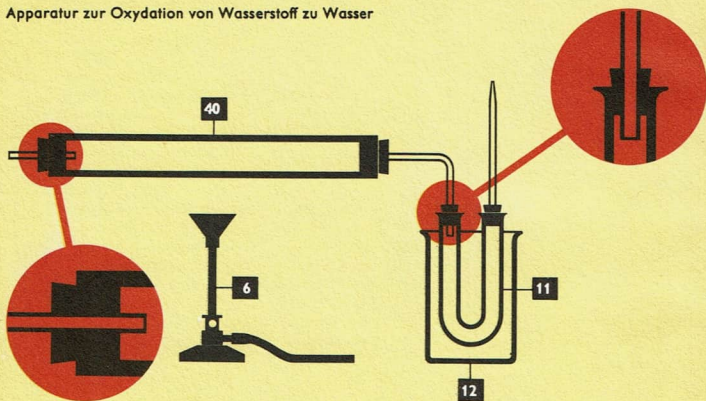


Spritzflasche

29



Apparatur zur Oxydation von Wasserstoff zu Wasser



42

Vollpipette



43

Glasstab



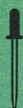
44

Trichter



45

Tropftrichter



46

Halbmikro-Tropfer



47

Filterröhrchen

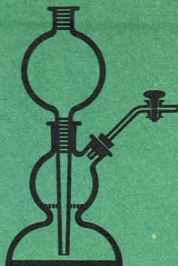
Gaswaschflasche

30



Kippscher Gasentwickler

31



Trockenrohr

32



Kolbenprober

33



Reibschale mit Pistill

34

Porzellanschiffchen

35



Abdampfschale

36

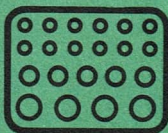
Uhrglasschale

37



Porzellantiegel

38



39

Tüpfelplatte



40

Verbrennungrohr



41

Kristallisierschale



48

Enghalsflasche



49

Weithalsflasche



50

Pipettenflasche



51

Thermometer

