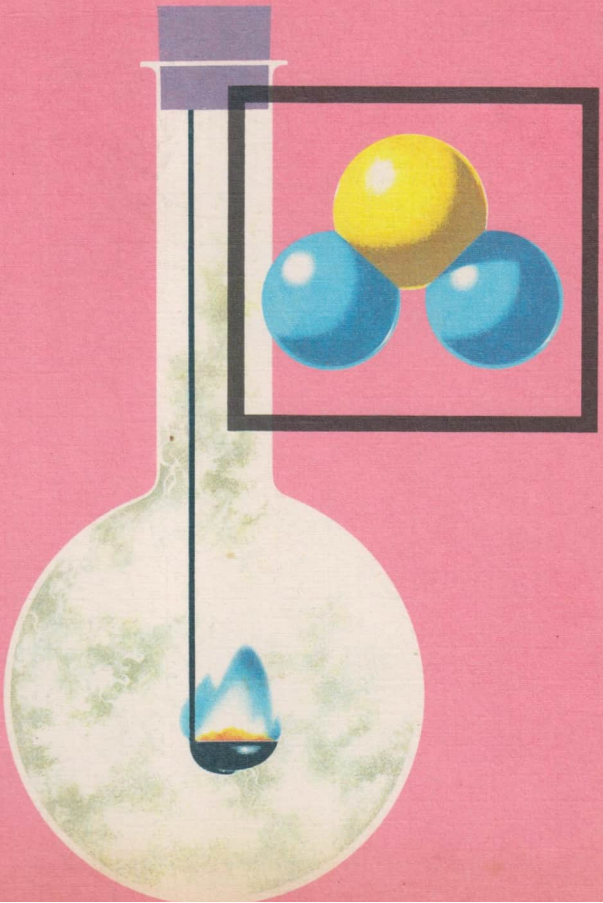
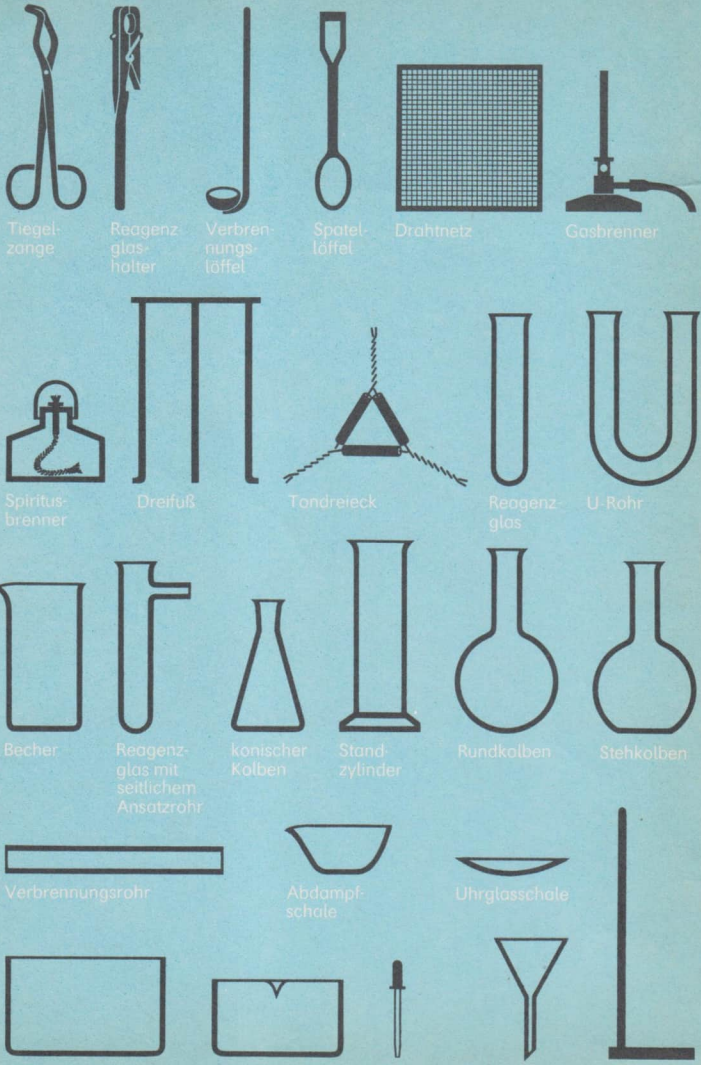
CHEMIE

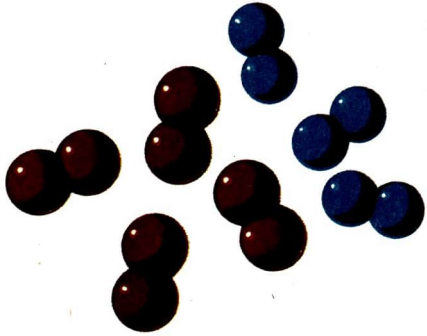
7




Tiegelzange
Reagenzglashalter
Verbrennungslöffel
Spatellöffel
Drahtnetz
Gasbrenner
Spiritusbrenner
Dreifuß
Tondreieck
Reagenzglas
U-Rohr
Becher
Reagenzglas mit seitlichem Ansatzrohr
konischer Kolben
Standzylinder
Rundkolben
Stehkolben
Verbrennungsrohr
Abdampfschale
Uhrglasschale
Pneumatische Wanne
Kristallisierschale
Halbmikro-
Trichter
Stativ

CHEMIE

Lehrbuch für Klasse 7



Volk und Wissen
Volkseigener Verlag Berlin
1988

Autoren:
Prof. Dr. sc. Gerhard Meyendorf (Abschnitte 1 bis 14 und 16)
Prof. Dr. sc. Günter Wegner (Abschnitte 15, 17 bis 24 und 31)
Dozent Dr. sc. Lothar Fritsch (Abschnitte 25 bis 30 und 32 bis 39)

Leiter des Autorenkollektivs: Prof. Dr. sc. Gerhard Meyendorf
Redaktion: Dieter Hron, Edward Gutmacher

Vom Ministerium für Volksbildung der Deutschen Demokratischen Republik als Schulbuch bestätigt

ISBN 3-06-030707-5

1. Auflage
Ausgabe 1988
© Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1988
Lizenz-Nr. 203 · 1000/87 (E 030707-1)
Printed in the German Democratic Republic
Schrift: 10/11 Maxima, TVS
Gesamtherstellung: Grafischer Großbetrieb Völkerfreundschaft Dresden
Zeichnungen, Illustrationen, Einband: Karl-Heinz Wieland
Kapitelbilder: Manfred Bofinger
Typografische Gestaltung: Karl-Heinz Wieland
Redaktionsschluß: 26. Juni 1987
LSV 0681
Bestell-Nr.: 7313493
Schulpreis DDR: 2,00

Inhalt

		Seite
	Stoff – chemische Reaktion	5
1	Chemie in unserem Leben	6
2	Experimentieren im Chemieunterricht	8
3	Stoffe und ihre Eigenschaften	10
4	Erhitzen von Stoffen	14
5	Chemische Reaktion	17
6	Wasser – ein lebensnotwendiger Stoff	22
7	Wasser als Lösungsmittel	24
8	Reinigen von Wasser – Wasseraufbereitung	26
9	Aufgaben zur Festigung	30
	Metalle	31
10	Bedeutung, Eigenschaften und Bau der Metalle	32
11	Atom – Element	37
12	Symbole der Elemente	40
13	Periodensystem der Elemente	42
14	Reaktionen von Metallen an der Luft	45
15	Gesetz von der Erhaltung der Masse	49
16	Festigung zur chemischen Reaktion	51
	Molekülsubstanzen	53
17	Luft – ein Stoffgemisch	54
18	Sauerstoff und Stickstoff	56
19	Wasserstoff und Wasser	61
20	Reaktionsgleichung	66
21	Chlor und Chlorwasserstoff	69
22	Schwefel und Schwefeldioxid	74
23	Vergleich von Metallen und Molekülsubstanzen	77
24	Aufgaben zur Festigung	78
	Ionensubstanzen	80
25	Eigenschaften und Bau von Metallchloriden	81
26	Namen und Formeln für Metallchloride	85
27	Reaktion von Natrium mit Chlor	87
28	Vorkommen, Gewinnung und Bedeutung einiger Metallchloride	89

29 Metalloxide 91
30 Systematisierung 95
31 Quantitative Betrachtungen in der Chemie 99
32 Aufgaben zur Festigung 106

Chemische Reaktion als Stoffumwandlung und Energieumwandlung 107

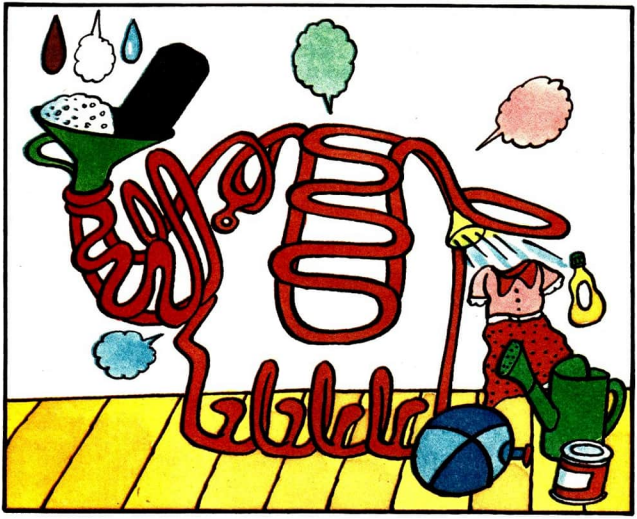
33 Merkmale chemischer Reaktionen 108
34 Stoff- und Energieumwandlung in der Volkswirtschaft 113
35 Bedingungen für den Verlauf chemischer Reaktionen 116
36 Entstehung von Bränden 119
37 Brandbekämpfung und Brandschutz 121
38 Gasexplosionen und ihre Verhütung 124
39 Aufgaben zur Festigung 125

Lösungen zu Aufgaben 126
Register 127

Erläuterungen

1	Lehrbuchabschnitte
1 ▼	Experimente
①	Aufgaben
*	Kennzeichnung von Aufgaben mit etwas höherer Schwierigkeit als andere Aufgaben
▶	Zusammenfassung und Merkstoff
■	Beispiele
↗	Hinweise
LB	Lehrbuch
ChiÜb	Chemie in Übersichten
TW 7–10	Tafelwerk Mathematik–Physik–Chemie Klassen 7 bis 10
Stoff	Ausgangsstoffe
Stoff	Reaktionsprodukte

Stoff – chemische Reaktion



Aus schwarzer Kohle, dunkelbraunem, unangenehm riechendem Erdöl, Wasser, Luft und Salzen werden in Industriebetrieben feine farblose Fasern für unsere Kleidung, leuchtende Farbstoffe, Plaste für Gebrauchsgegenstände, wohlriechende Aromen und viele andere Stoffe hergestellt. Die Herstellung dieser Stoffe mit völlig neuen Eigenschaften ist kein „chemisches Wunder". Die Vorgänge lassen sich durch genaues Untersuchen beschreiben und erklären.

Wie lassen sich Stoffe erkennen und unterscheiden?

Wie verlaufen solche Vorgänge? Wie kann man feststellen, ob neue Stoffe bei einem Vorgang entstehen?

Chemie – eine Naturwissenschaft. In der Natur gibt es Stoffe und finden Stoffumwandlungen statt. Solange Menschen die Erde bevölkern, nutzen sie Stoffe und Stoffumwandlungen.

■ An Feuern, in denen Holz verbrannte und Asche zurückblieb, wärmten sich die Menschen seit Jahrtausenden. Sie lernten es, in diesem Feuer Fleisch zu braten und es so besser genießbar zu machen. Feuer ermöglichte es ihnen auch, aus Ton geformte Gefäße zu brennen. Gebrannte Tongefäße waren fest und wasserundurchlässig.

Zunächst nutzten die Menschen solche Vorgänge, ohne sie zu verstehen. Im Laufe der Zeit gewannen sie jedoch immer genauere Kenntnisse darüber und lernten zunehmend besser, Stoffumwandlungen für sich zu nutzen.
Immer stärker tauchten aber auch Fragen auf, warum Stoffumwandlungen zustande kommen. Antworten darauf gibt die Wissenschaft Chemie. Sie untersucht einen Teilbereich der Natur, die Stoffe und Stoffumwandlungen. Die Chemie ist also eine Naturwissenschaft wie Biologie und Physik. ①

Die Chemie heute. Besonders in den letzten 200 Jahren haben die Chemiker sehr umfangreiche Erkenntnisse über Stoffe und Stoffumwandlungen gewonnen. Sie ermöglichen uns, den Verlauf vieler Stoffumwandlungen zu erklären und zu beeinflussen.

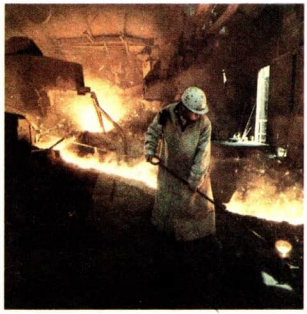


Abb. 1
Abstich von flüssigem Roheisen an einem Hochofen

Wie vor Jahrtausenden verbrennen wir auch heute noch Stoffe, wie Holz und Kohle, um unsere Wohnungen zu heizen. Andere Brennstoffe, wie Stadtgas, Propangas und Benzin, werden durch Stoffumwandlungen hergestellt. Sie lassen sich zum Betreiben von Kraftfahrzeugen, Schiffen, Flugzeugen und Raketen nutzen.

Viele neue Stoffe entstehen durch Stoffumwandlungen, zum Beispiel Plaste mit hoher Festigkeit und Beständigkeit, besonders reißfeste und elastische Fasern für Bekleidung. Die Herstellung von Metallen (Abb. 1), Düngemitteln, Pflanzenschutzmitteln, Arzneimitteln, Baustoffen, Farbstoffen und Waschmitteln erfolgt ebenfalls durch Stoffumwandlungen (Abb. 2).
Es gibt kaum einen Vorgang im Körper von Menschen und Tieren sowie in Pflanzen, bei dem nicht Stoffe umgewandelt werden. Die Verdauung, die Atmung, das Wachstum, aber auch das Sehen mit unseren Augen sind solche Vorgänge.

Stoffumwandlungen sind für den Menschen aber nicht nur von Nutzen. Durch Brände werden zum Beispiel Häuser und Gegenstände vernichtet. Nahrungsmittel verderben bei unsachgemäßer Lagerung, Eisenteile verrosten. Bei der Herstellung von Stoffen in der chemischen Industrie und bei der Erzeugung von elektrischem Strom können unerwünschte Produkte wie Rauchgase entstehen, die die Umwelt belasten. Kenntnisse über solche unerwünschten Vorgänge gestatten uns, sie zu verhindern. ②



Abb. 2 Herstellung von Stoffen durch Stoffumwandlung



Viele Stoffe, die wir oft noch achtlos wegwerfen, sind wertvolle Rohstoffe (Abb. 3). Die Chemiker suchen nach immer neuen Wegen, um alle Rohstoffe vollständig zu nutzen.

Abb. 3
Netzcontainer
zum Sammeln von Plasten

▶ **Kenntnisse aus der Chemie ermöglichen uns, mit vielen Stoffen sinnvoll umzugehen, erwünschte Stoffumwandlungen zu nutzen, aber auch unerwünschte zu vermeiden.**

① Mit welchen Vorgängen in der Natur beschäftigen sich Physik und Biologie?

② Nenne Stoffumwandlungen, die dir aus dem täglichen Leben bekannt sind!

Forderungen beim Experimentieren. Das Untersuchen von Stoffen und Stoffumwandlungen erfordert zielgerichtetes Experimentieren und sorgfältiges Beobachten. Experimente ermöglichen, Fragen an die Natur zu stellen und zu beantworten (Abb. 4).

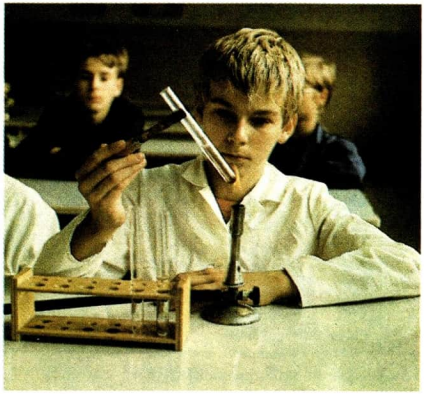


Abb. 4
Schüler beim Experimentieren

Experimente im Chemieunterricht werden im Fachunterrichtsraum nur unter Aufsicht des Lehrers durchgeführt. Es ist grundsätzlich verboten, im Fachunterrichtsraum Chemie zu essen und zu trinken. Alle Experimente sind mit größter Vorsicht genau nach den Anweisungen des Lehrers oder der Experimentieranleitung auszuführen. Dadurch sollen eindeutige Ergebnisse erreicht und Schäden am Körper, an der Bekleidung, an den Geräten oder der Einrichtung des Fachunterrichtsraumes vermieden werden.
Aus dem Physikunterricht ist schon bekannt:

- **Jedes Experiment muß sorgfältig vorbereitet werden.**
  Während des Experimentierens muß genau beobachtet und protokolliert werden.
  Das Ergebnis des Experiments muß sorgfältig formuliert werden.

Umgang mit Chemikalien und Laborgeräten. Zum Experimentieren werden Geräte (↗ 2. Umschlagseite des Buches) und Chemikalien benötigt. Mit ihnen muß sehr vorsichtig und sorgfältig umgegangen werden.
Viele Laborgeräte bestehen aus Glas oder Porzellan. Sie sind leicht zerbrechlich. Nur dünnwandige Geräte dürfen erhitzt werden. Heiße Laborgeräte müssen auf spezielle Unterlagen gestellt werden. ①

Viele Chemikalien sind giftige, brennbare oder ätzende Stoffe. Sie können die Haut oder die Kleidung schädigen. Alle Chemikalien sind vorsichtig zu handhaben. Auf Gefahren weisen spezielle Etiketten hin (Abb. 5) ②
Chemikalien dürfen niemals in Gefäße gefüllt werden, die auch zur Aufbewahrung von Lebensmitteln dienen (z. B. Marmeladegläser, Milchflaschen). ③
Beim Umgang mit Chemikalien sind bestimmte Vorsichtsmaßnahmen genau



Abb. 5 Beschriftung von Chemikalienflaschen

zu beachten, um Unfälle zu vermeiden. Es dürfen nur kleine Chemikalienmengen verwendet werden. Chemikalien müssen mit sauberen Geräten aus Vorratsflaschen entnommen und dürfen nicht mehr in diese zurückgegeben werden.
Chemikalien sollte man möglichst nicht mit den Händen berühren. Durch einen Kittel oder eine Schürze muß die Kleidung beim Experimentieren geschützt werden.
Nach dem Experimentieren sind die Hände stets zu waschen.
Besondere Umsicht ist beim Umgang mit Brennern erforderlich (↗ S.14), um Verbrennungen, Brände oder Gasvergiftungen zu vermeiden (↗ S. 124).

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

---

① * Warum darf man heiße Laborgeräte aus Glas und Porzellan nicht auf eine kalte Unterlage stellen?

② Chemikalien werden auch im Haushalt verwendet (z. B. Backofenreiniger). Lies die Vorschriften zum Umgang mit diesen Chemikalien und berichte!

③ Warum dürfen Chemikalien nicht in Behältern für Lebensmittel aufbewahrt werden und müssen ordnungsgemäß beschriftet sein?

Körper und Stoff. Im Physikunterricht sind alle Gegenstände unserer Umgebung als Körper bezeichnet worden. Körper haben ein Volumen und eine Masse, feste Körper auch eine bestimmte Form.

■ Der Hammer und die Zange, der Tischtennisball, der Füllfederhalter oder das Fahrrad sind Körper.

Körper bestehen aus einem Stoff oder aus mehreren Stoffen. ①
Stoffe können fest, flüssig oder gasförmig sein. ②
Jede Stoffprobe, die man betrachtet, hat ein Volumen und eine Masse. Sie ist also ein Körper.

▶ **Alle Körper bestehen aus Stoffen. Jeder Stoff kommt als Körper vor.**

1 ▼ Ermittle die Eigenschaften verschiedener Stoffe!

Eigenschaften der Stoffe. Im Chemieunterricht werden Stoffe untersucht. Man erkennt Stoffe an ihren Eigenschaften, wie dem Aggregatzustand, der Farbe, dem Geruch, der Brennbarkeit, der Löslichkeit in Wasser und der Dichte (Experiment 1).
Einige Eigenschaften der Stoffe kann man direkt feststellen. Wasser ist bei Zimmertemperatur flüssig, farblos und geruchlos. Die Angabe solcher Eigenschaften muß sehr genau erfolgen. Beim **Aggregatzustand** muß die jeweilige Temperatur angegeben werden. Wasser ist unter 0°C fest, oberhalb 100°C gasförmig! Erfolgt keine Temperaturangabe, so ist meist der Aggregatzustand bei Zimmertemperatur (20°C) angegeben.
Die **Farbe** eines Stoffes kann von dem Grad der Zerkleinerung abhängen. So sieht Eisen an frischen Bruchkanten silberglänzend aus, in Pulverform ist es dunkelgrau.

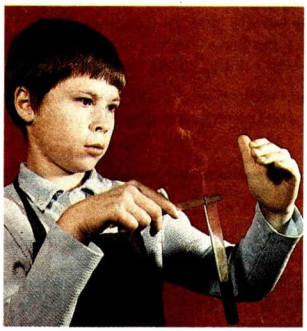


Abb. 6
Geruchsprobe

Der **Geruch** von Stoffen wird sehr vorsichtig festgestellt (Abb. 6). Den Geschmack prüft man wegen der Giftigkeit vieler Stoffe grundsätzlich nicht.

2 Die Löslichkeit von Sand, Zucker und Kochsalz in Wasser wird geprüft (Abb. 7).

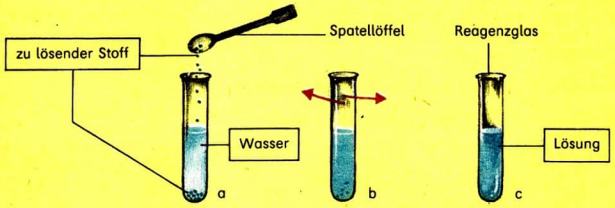


Abb. 7 Prüfen der Löslichkeit a) Zugeben des zu lösenden Stoffes, b) Schütteln, c) Lösung

3 Alkohol (Spiritus) und Benzin werden auf Brennbarkeit untersucht (Abb. 8).

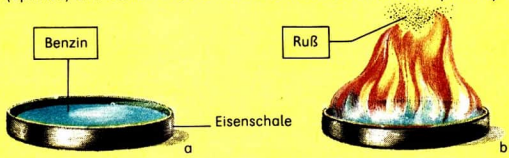


Abb. 8 Prüfen der Brennbarkeit von Benzin a) vor Beginn des Experiments, b) gegen Ende des Experiments

Ermitteln von Eigenschaften. Oft können Eigenschaften nur durch genaue Untersuchungen festgestellt werden.
Einige Stoffe sind an der **Löslichkeit in Wasser** oder in anderen Flüssigkeiten zu erkennen. Dazu wird etwas von dem zu lösenden Stoff im Reagenzglas in die Flüssigkeit gegeben und geschüttelt (Experiment 2). Wichtig ist ferner die Prüfung der Stoffe auf **Brennbarkeit** (Experiment 3). Brennt ein Stoff, so ist auf die Farbe der Flamme, auftretenden Geruch und auf Rußbildung zu achten. Sie sind für bestimmte Stoffe typisch.
Besonders wichtig für das Erkennen und Beschreiben von Stoffen sind Eigenschaften, wie die **Dichte**, die **Schmelz-** und die **Siedetemperatur**, die sich genau messen lassen. Die Werte können für viele Stoffe aus Tabellenwerken entnommen werden (↗ TW 7–10, S. 59–62). ③

---

① Gib Stoffe an, aus denen dein Fahrrad besteht!

② Schreibe 10 Stoffe auf, mit denen du am Morgen nach dem Aufstehen zu tun hast!

③ Ermittle aus dem Tafelwerk 7–10 (↗ S. 59–62) Dichte, Siede- und Schmelztemperatur folgender Stoffe: a) Wasser, b) Eisen, c) Blei, d) Aluminium, e) Essigsäure, f) Schwefel!

Manche Stoffe besitzen noch weitere besondere Eigenschaften. Eisen wird vom Magneten angezogen. Einige Stoffe sind stark ätzend. Sie schädigen die Haut, zerstören Kleidung und Farbschichten. Solche Stoffe können zum Abbeizen von Farben und zum Reinigen von Metalloberflächen verwendet werden (Tabelle 1). ①

▶ **Stoffe erkennt man an ihren Eigenschaften.**

Tabelle 1 Eigenschaften der Stoffe ②

Eigenschaften der Stoffe	Angaben über Eigenschaften	Eigenschaften des Schwefels	Eigenschaften des Alkohols
Aggregatzustand bei 20 °C	fest, flüssig, gasförmig	fest	flüssig
Geruch	geruchlos, stechender Geruch	geruchlos	charakteristischer Geruch
Farbe	farblos, gelb, weiß	gelb	farblos
Brennbarkeit	brennbar, nicht brennbar	brennbar	brennbar
Löslichkeit in Wasser	löslich, wenig löslich, unlöslich	unlöslich	löslich
Dichte	physikalische Größe	2,07 $\frac{g}{cm^3}$	0,79 $\frac{g}{cm^3}$
Schmelztemperatur	Umwandlungstemperatur vom festen in den flüssigen Aggregatzustand	113 °C	−114 °C
Siedetemperatur	Umwandlungstemperatur vom flüssigen in den gasförmigen Aggregatzustand	445 °C	78 °C

Unterscheiden von Stoffen. Sollen Stoffe unterschieden werden, so sind mehrere Eigenschaften zu ermitteln; denn die Stoffe können in einigen Eigenschaften ähnlich sein.

■ Wasser und Alkohol sind bei 20 °C farblose Flüssigkeiten. Sie unterscheiden sich aber im Geruch, der Brennbarkeit, der Dichte und der Siedetemperatur.

Mischbarkeit von Stoffen. Stoffe sind mischbar. In der Natur kommen Stoffe fast nur im Gemisch mit anderen Stoffen vor.

■ Das Wasser der Meere enthält Salze. In Gesteinen kann man oft verschiedene Bestandteile deutlich nebeneinander erkennen.

Liegt ein Gemisch von Stoffen vor, so sprechen wir von einem **Stoffgemisch**. Die Menschen mischen oft Stoffe.

- Zementmörtel ist ein Stoffgemisch aus Sand, Zement und Wasser (Abb. 9).

In vielen Gemischen sind die Bestandteile noch nebeneinander erkennbar.

- So sind in einem Gemisch von Schwefel und Eisenpulver beim Betrachten mit einer Lupe Schwefel und Eisen noch nebeneinander sichtbar (Abb. 10).

Aufgrund unterschiedlicher Eigenschaften der Bestandteile kann man Stoffgemische wieder trennen.

- Mit einem Magneten könnte man das Eisenpulver aus dem Stoffgemisch entfernen. ③ ④

▶ **Beim Mischen von Stoffen entstehen Stoffgemische.**

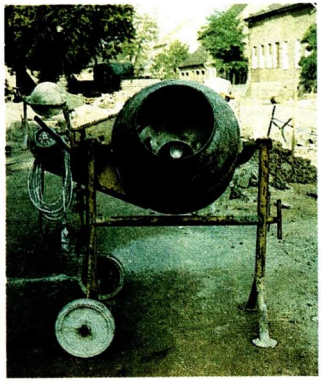


Abb. 9 Betonmischer



Abb. 10 Gemisch aus Schwefel und Eisen

① Stelle für folgende Stoffe dir bekannte Eigenschaften zusammen: a) Wasser, b) Fensterglas, c) Benzin, d) Porzellan, e) Kupfer, f) Zucker, g) Kochsalz, h) Blei! Fertige eine Tabelle an!

② Ergänze Tabelle 1 in deinem Heft durch weitere Beispiele! Gib die Eigenschaften von Wasser, Kochsalz und Eisen an!

③ An welchen Eigenschaften lassen sich a) Eisen und Blei, b) Puderzucker und Mehl unterscheiden?

④ Beschreibe dir bekannte Beispiele für Gemische von Stoffen!

Aufbau des Gasbrenners. Zum Erhitzen von Stoffen werden Gasbrenner verwendet. Beim Gasbrenner (Abb. 11) kann der Zustrom von brennbarem Gas mit einer Stellschraube am Fuß geregelt werden. Das Gas strömt von unten durch eine Düse in den Schornstein. Es wird am oberen Ende des Schornsteins entzündet. In den unteren Teil des Schornsteins kann Luft eintreten. Der Zustrom der Luft läßt sich ebenfalls regulieren. ①
Ist der Lufteintritt geschlossen, so verbrennt das Gas an der Brennermündung mit blau-gelb leuchtender Flamme. Bei langsamem Öffnen der Luftzufuhr entfärbt sich die Flamme (entleuchtete Flamme) bis ein dunkler Flammenkern erkennbar wird und die Flamme zu rauschen beginnt. Die rauschende Flamme kann bis zu 1500 °C heiß sein (Abb. 12). ②

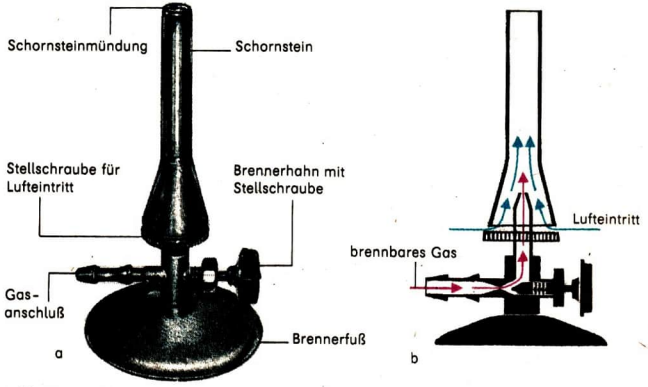


Abb. 11 Gasbrenner a) Ansicht, b) Schnittdarstellung

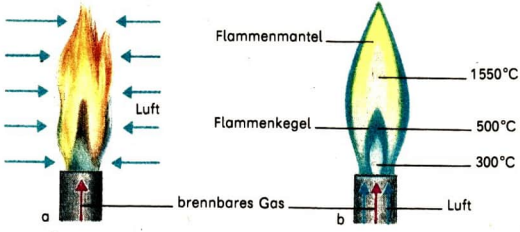


Abb. 12 Flammenarten a) leuchtende Flamme, b) rauschende Flamme

Bedienen des Gasbrenners. Gasbrenner sind mit großer Umsicht zu benutzen. Brennbares Gas darf nicht in den Klassenraum entweichen. Die Flamme ist oft schwer zu erkennen. Man kann sich deshalb leicht verbrennen.
Das Bedienen des Brenners für Stadtgas oder Propangas geschieht in einer bestimmten Reihenfolge (Tabelle 2).

Tabelle 2 Anzünden und Löschen eines Gasbrenners

Anzünden	**Löschen**
Lufteintritt schließen! Überprüfen! Gashähne am Arbeitstisch und Brenner öffnen! Gas sofort an der Brennermündung entzünden! Flammengröße einstellen! Lufteintritt nach Bedarf öffnen!	Lufteintritt schließen! Gashähne am Brenner und Arbeitstisch schließen! Brenner erst nach dem Abkühlen wegstellen!

Spiritusbrenner. An manchen Schulen werden Spiritusbrenner verwendet (Abb. 13). Sie enthalten leicht brennbaren Spiritus und müssen besonders vorsichtig benutzt werden. Der Docht muß stets fest in seinem Halter stecken und soll etwa 1...2 cm nach oben herausragen. Beim Entzünden des Spiritusbrenners wird die Kappe abgenommen und der Docht entflammt. Zum Löschen des Brenners wird die Kappe wieder aufgesetzt. Danach wird sie erneut abgenommen und erst nach dem Abkühlen des Brenners wieder aufgesetzt. Die Flamme darf nicht ausgeblasen werden!

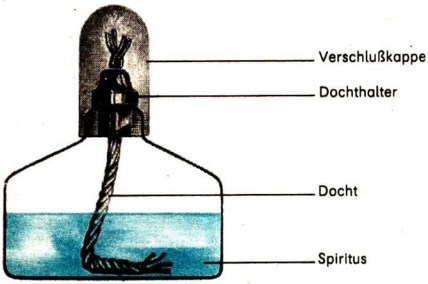


Abb. 13
Spiritusbrenner

① Beschreibe den Weg des Gases und der Luft durch den Brenner an Abbildung 11!

② Betrachte Abbildung 12! Beschreibe die Luftzufuhr zur leuchtenden und rauschenden Flamme!

4

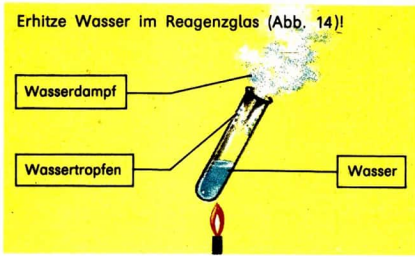


Abb. 14
Erhitzen von Wasser im Reagenzglas

Erhitzen von Wasser. Beim Erhitzen von Wasser auf 100°C siedet es und geht in den gasförmigen Aggregatzustand über. Im oberen, kälteren Teil des Reagenzglases scheiden sich, besonders zu Beginn des Experiments, Wassertröpfchen ab (Experiment 4). Der Wasserdampf kondensiert. Wasser wird wieder flüssig. Vor und nach dem Experiment liegt der gleiche Stoff, Wasser, vor. Es ändert sich nur der Aggregatzustand des Wassers. ①

5

Erhitze Kochsalz in einem Reagenzglas!

Erhitzen von Kochsalz. Beim Erhitzen von Kochsalz zerspringen Kochsalzkristalle unter prasselndem Geräusch. Nach dem Erhitzen liegt, wie zu Beginn des Experiments, weißes Kochsalz vor (Experiment 5). ②

6

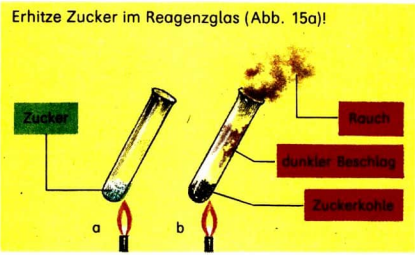


Abb. 15
Erhitzen von Zucker
a) Beginn des Experiments,
b) gegen Ende des Experiments

Erhitzen von Zucker. Aus dem weißen Zucker bildet sich beim Erhitzen zunächst eine braune zähflüssige Masse. Schließlich bleibt ein schwarzer fester Stoff zurück. Übelriechende braune Dämpfe entweichen aus dem Reagenzglas (Abb. 15b). Aus dem Zucker haben sich neue Stoffe mit anderen Eigenschaften gebildet. Zucker wurde in andere Stoffe umgewandelt (Experiment 6). ③ ④

▶ **Das Erhitzen von Stoffen führt zur Änderung des Aggregatzustands. Es kann auch zu Stoffumwandlungen kommen.**

Stoffumwandlung

7

Vorsicht! Ein Span Magnesium wird in der Brennerflamme erhitzt (Abb. 16).



Abb. 16
Verbrennen von Magnesium

Beispiele für Stoffumwandlungen. Beim Erhitzen von Zucker konnte eine Stoffumwandlung beobachtet werden (Experiment 6). Wird Magnesium erhitzt, so entzündet es sich und verbrennt mit greller Lichterscheinung. Ein weißes lockeres Pulver bleibt zurück (Experiment 7). Eine Stoffumwandlung hat stattgefunden.
Wenn man entscheiden will, ob es sich bei einem Vorgang um eine Stoffumwandlung handelt, müssen die Stoffe vor und nach dem Ablauf des Vorgangs verglichen werden. Ist ein neuer Stoff mit anderen Eigenschaften gebildet worden, so liegt eine Stoffumwandlung vor.
Im einleitenden Abschnitt dieses Buches (↗ S. 6) sind weitere Beispiele für Stoffumwandlungen genannt worden. ⑤ ⑥

▶ **Bei einer Stoffumwandlung bilden sich neue Stoffe mit anderen Eigenschaften.**

---

① Beschreibe den Vorgang des Siedens und des Kondensierens von Wasser!

②* Warum tritt beim Erhitzen von Kochsalz keine Änderung des Aggregatzustands ein? Ermittle dazu Schmelz- und Siedetemperatur von Kochsalz im Tafelwerk! (Beachte: Kochsalz steht dort unter seinem wissenschaftlichen Namen „Natriumchlorid"!)

③ Im Text wird gesagt, daß im Experiment 6 Zucker in andere Stoffe umgewandelt wurde. Versuche das zu begründen!

④ Findet beim Erhitzen von Wasser und beim Erhitzen von Kochsalz eine Stoffumwandlung statt?
Begründe deine Antwort!

⑤ Stelle Beispiele für Stoffumwandlungen aus dem Einleitungsabschnitt dieses Buches zusammen (↗ S. 6)!

⑥ Entscheide, ob es sich um eine Stoffumwandlung handelt:
a) Zerkleinern von Würfelzucker, b) Gären von Obstsaft, c) Sauerwerden von Milch, d) Mischen von Sand und Zement! Begründe deine Entscheidungen!

Wärmeerscheinungen. Bei der Zersetzung des Zuckers mußte ständig erhitzt werden (Experiment 6). Das Magnesium brannte nach kurzem Erhitzen selbständig weiter. Bei diesem Vorgang wurde Wärme abgegeben und Licht ausgestrahlt (Experiment 7). Auch beim Verbrennen von Kohle wird Wärme abgegeben. Manche Vorgänge, wie das Rosten, verlaufen sehr langsam. Deshalb kann bei diesem Vorgang die Abgabe von Wärme nicht direkt beobachtet werden.

▶ **Stoffumwandlungen sind mit der Aufnahme oder Abgabe von Wärme verbunden.**

Chemische Reaktion. Stoffumwandlung und die Aufnahme oder Abgabe von Wärme sind zwei Merkmale der chemischen Reaktion.

▶ **Eine chemische Reaktion ist ein Vorgang, bei dem eine Stoffumwandlung mit der Aufnahme oder Abgabe von Wärme verbunden ist.**

Zerlegen von Wasser

Das Erhitzen von Wasser mit dem Brenner führt nur zur Änderung des Aggregatzustands. Eine Stoffumwandlung tritt nicht ein (↗ Experiment 4).
Was geschieht, wenn elektrischer Strom durch Wasser fließt?

8 ▼ In einer Apparatur nach Abbildung 17 wird elektrischer Strom durch Wasser geleitet, dem etwas Natronlauge zugesetzt worden ist, um es besser leitfähig zu machen.

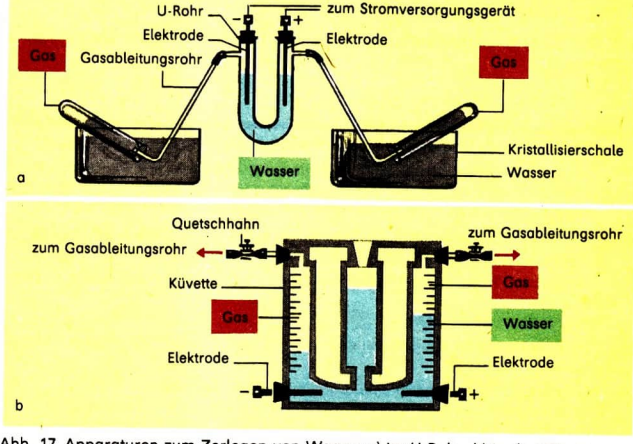


Abb. 17 Apparaturen zum Zerlegen von Wasser a) im U-Rohr, b) in der Küvette

Stromfluß durch Wasser. In der Apparatur (Abb. 17) befindet sich Wasser, in das zwei Stäbe (Elektroden) ragen. Fließt ein Strom, steigen an den Elektroden Gasblasen auf. Unterbricht man die Stromzufuhr, hört die Gasentwicklung auf (Experiment 8). ①

Bei dem Vorgang bilden sich aus Wasser zwei gasförmige Stoffe.

Ist wieder Wasserdampf wie beim Experiment 4 entstanden, oder hat eine chemische Reaktion stattgefunden?

Wasserdampf müßte beim Abkühlen kondensieren. Das geschieht nicht. Deshalb ist zu vermuten, daß es sich um andere Gase handelt.

9

Die beim Experiment 8 entstandenen Gase werden auf Brennbarkeit geprüft (Abb. 18).

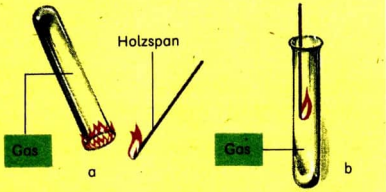


Abb. 18
Prüfen von Gasen auf Brennbarkeit
a) Wasserstoff,
b) Sauerstoff

Wasserstoff und Sauerstoff. Das farblose Gas, von dem der größere Anteil entstanden ist, läßt sich entzünden. Es ist brennbar (Experiment 9, Abb. 18a). Dieses Gas hat den Namen **Wasserstoff**.

Das zweite farblose Gas läßt sich nicht entzünden. Es ist nicht brennbar, kann also kein Wasserstoff sein. Ein glimmender Holzspan flammt in diesem Gas auf (Abb. 18b). Dieses Gas ist **Sauerstoff**. ②

Aus Wasser bilden sich unter Einwirkung des elektrischen Stroms Wasserstoff und Sauerstoff. Man sagt auch:

Wasser wurde durch elektrischen Strom in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt.

▶ **Das Zerlegen von Wasser in Wasserstoff und Sauerstoff ist eine chemische Reaktion.**

Ausgangsstoff und Reaktionsprodukt. Da Stoffe bei chemischen Reaktionen umgewandelt werden, muß zwischen Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten unterschieden werden.

Die **Ausgangsstoffe** liegen vor einer chemischen Reaktion vor.

Die **Reaktionsprodukte** sind die Stoffe, die bei einer chemischen Reaktion gebildet werden.

---

① Beschreibe die in Abbildung 17 dargestellte Apparatur! Beschreibe die Vorgänge bei dem Experiment!

② An welcher Eigenschaft sind Wasserstoff und Sauerstoff unterschieden worden?

■ Bei der Zerlegung von Wasser durch elektrischen Strom entstehen aus dem Ausgangsstoff Wasser die Reaktionsprodukte Wasserstoff und Sauerstoff. ①

Wenn Wasser auf 2500°C erhitzt wird, kann es ebenfalls zu einem Teil in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt werden.

Für die Zerlegung von Wasser könnte man kurz schreiben:



Lies! Wasser reagiert zu Wasserstoff und Sauerstoff.
Diese kurze Schreibweise für eine chemische Reaktion heißt **Wortgleichung**.

Bilden von Wasser

Wir wissen bereits, daß Wasserstoff brennbar ist (Experiment 9).
Was geschieht bei der Verbrennung von Wasserstoff?

10 ▼ Wasserstoff wird in einem Standzylinder verbrannt (Abb. 19).

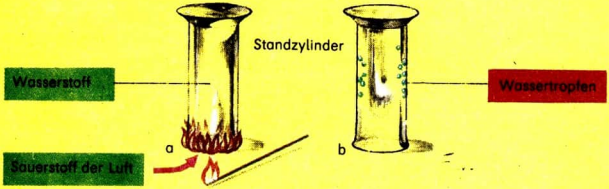


Abb. 19 Verbrennen von Wasserstoff im Standzylinder a) Beginn der Reaktion, b) Ende der Reaktion

Verbrennen von Wasserstoff. Nach der Verbrennung von Wasserstoff ist an der Wand des Standzylinders (Abb. 19b) ein feuchter Beschlag zu beobachten (Experiment 10). In einer Apparatur nach Abbildung 20 kann ein größeres Volumen von diesem Reaktionsprodukt hergestellt werden. Dort entsteht eine farblose Flüssigkeit, deren genaue Untersuchung ergibt, daß es sich um Wasser handelt. Wasser bildet sich also aus dem Wasserstoff und dem Sauerstoff der Luft. Bei diesem Vorgang wird Wärme abgegeben und Licht ausgestrahlt. Der Vorgang zeigt zwei Merkmale einer chemischen Reaktion. ② ③

▶ **Das Bilden von Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff ist eine chemische Reaktion.**

Die Wortgleichung für das Bilden von Wasser lautet:

Wasserstoff + **Sauerstoff** → **Wasser**

Lies! Wasserstoff und Sauerstoff reagieren zu Wasser.

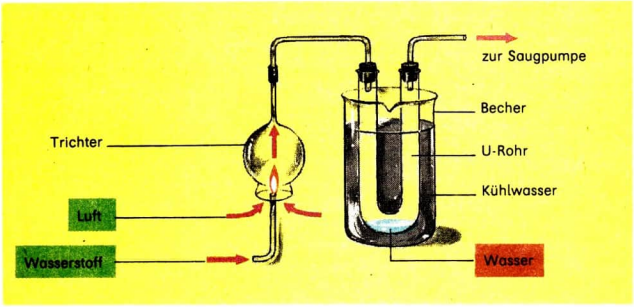


Abb. 20 Apparatur zum Verbrennen größerer Volumen Wasserstoff

Zerlegen und Bilden von Wasser. Wasser kann man durch elektrischen Strom oder durch starkes Erhitzen in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegen. Die Reaktion kann auch umgekehrt verlaufen. Aus Wasserstoff und Sauerstoff wird unter Abgabe von Wärme wieder Wasser gebildet. Man kann die Wortgleichungen für beide chemische Reaktionen zusammenfassen: ④

Wasser —Zerlegen von Wasser→ **Wasserstoff** + **Sauerstoff**

Wasserstoff + **Sauerstoff** —Bilden von Wasser→ **Wasser**

① Beschreibe Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte, die du sehen konntest: a) beim Erhitzen von Zucker, b) beim Verbrennen von Magnesium! (mit Wortgleichung)

② Beschreibe die Arbeitsweise der Apparatur in Abbildung 20!

③ An welchen Eigenschaften kann man Wasser sicher erkennen?

④* Vergleiche das Erhitzen des Wassers bis zum Sieden und das Kondensieren des Wasserdampfes mit dem Zerlegen und dem Bilden von Wasser!
a) Welche Stoffe liegen vor und nach den Vorgängen vor?
b) Welche Vorgänge sind chemische Reaktionen? Begründe deine Antwort!

Wasser – ein lebensnotwendiger Stoff

6

Wasser ist einer der wichtigsten Stoffe. Ohne Wasser gäbe es kein Leben auf der Erde.

Vorkommen von Wasser in der Natur. Mehr als zwei Drittel der Erdoberfläche sind von Meeren, Seen, Flüssen und großen Eismassen bedeckt. Die Atmosphäre enthält viel Wasserdampf. Unter der Erdoberfläche befindet sich Grundwasser. Die Zellen aller Lebewesen bestehen zum größten Teil aus Wasser.

■ Der Körper des Menschen besteht zu zwei Dritteln aus Wasser.

Nutzung natürlicher Wasservorräte. Alle Lebewesen müssen regelmäßig Wasser aufnehmen. Wasser dient im täglichen Leben zur Körperpflege und zum Reinigen von Wäsche und anderen Gegenständen. ① ②
Wasser wird in Industrie und Landwirtschaft als Lösungsmittel, Reinigungsmittel und Kühlmittel sowie als Wärmeüberträger benutzt (Abb. 21). Außerdem wird es zur Bewässerung des Bodens benötigt.

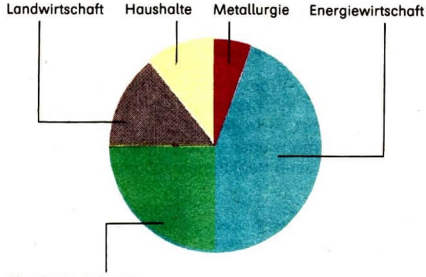


Abb. 21
Wasserverbrauch einzelner Bereiche der Volkswirtschaft

■ Als Lösungsmittel wird Wasser zur Herstellung von Getränken verwendet. Zuckerrüben werden mit Wasser vor ihrer Verarbeitung gereinigt. Hochöfen zur Herstellung von Roheisen werden mit Wasser gekühlt. In Heizungsanlagen dient Wasser zur Übertragung von Wärme. Gärten und Felder werden künstlich bewässert.

Die meisten Haushalte in der DDR sind an ein zentrales Wasserleitungsnetz angeschlossen. Das erleichtert das tägliche Leben. Verbrauchte früher, als das Wasser noch vom Brunnen geholt werden mußte, eine Person durchschnittlich 25 l Wasser (etwa 3 Eimer) am Tag, so sind es heute etwa 150 l, in Neubauwohnungen sogar 250 l. Im Sommer kann der Verbrauch bis auf 400 l je Person steigen. ③
Um den Bedarf an Wasser zu sichern, wird neben dem Grundwasser auch das Oberflächenwasser aus Talsperren genutzt. Der größte Teil des auf der Erde vorkommenden Wassers ist allerdings aufgrund des hohen Salzanteils nicht direkt verwendbar.



Abb. 22 Schüler bei der Untersuchung von Wasserproben

Gewässerschutz. Die DDR gehört zu den Ländern, die nur über geringe Wasservorräte verfügen. Deshalb muß im täglichen Leben, in der Industrie und in der Landwirtschaft sorgsam mit Wasser umgegangen werden.
Das vorhandene Wasser in den Bächen, Flüssen und Seen, aber auch das Grundwasser müssen vor Verunreinigungen geschützt werden (Abb. 22). Dazu sind gesetzliche Bestimmungen zum Schutz der Gewässer erlassen worden. ④
Verschmutztes Wasser muß gründlich gereinigt werden, damit es die Umwelt nicht belastet und wieder verwendet werden kann.

▶ **Wasser ist ein lebensnotwendiger Stoff. Die Wasservorräte der DDR müssen von jedem Bürger sparsam verwendet und geschützt werden.**

① Warum müssen Lebewesen regelmäßig Wasser aufnehmen?

② Nenne Beispiele, wozu du täglich Wasser verwendest!

③ Begründe an Beispielen das Ansteigen des Wasserbedarfs der Menschen!

④ Wie kannst du persönlich zum sparsamen Umgang mit Wasser und zu seinem Schutz beitragen?

Eigenschaften von Wasser. Wasser ist ein farbloser, geruchloser und geschmackloser Stoff, der bei 0°C zu Eis erstarrt. Bei 100°C siedet das Wasser. Es hat bei 4°C seine größte Dichte von 1 $\frac{g}{cm^3}$.

11 ▼ Gib etwas Kochsalz, Zucker und Gipspulver nacheinander in je ein Reagenzglas mit Wasser und schüttle (Abb. 23)!

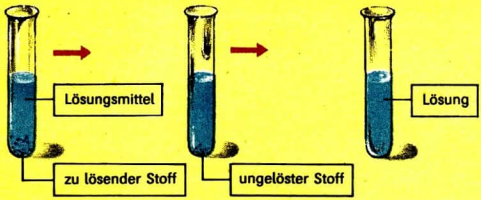


Abb. 23 Lösen von Stoffen

Löslichkeit von Stoffen in Wasser. Kochsalz und Zucker lösen sich leicht im Wasser. Gipspulver trübt das Wasser und setzt sich nach einiger Zeit zum größten Teil am Boden des Reagenzglases ab. Nur ein sehr kleiner Anteil löst sich. Stoffe unterscheiden sich also hinsichtlich ihrer Löslichkeit in Wasser.

■ Kochsalz und Zucker sind **leicht löslich**. Gipspulver ist **schwer löslich** (Experiment 11).

Wird ein Stoff in einer Flüssigkeit gelöst, so entsteht eine klare **Lösung**. Die lösende Flüssigkeit bezeichnet man als das **Lösungsmittel** (Abb. 23).

■ Beim Lösen von Zucker in Wasser entsteht eine farblose Zuckerlösung. Wasser ist das Lösungsmittel, Zucker der gelöste Stoff. ①

► **Eine Lösung ist ein Stoffgemisch aus Lösungsmittel und gelöstem Stoff. Wasser ist ein Lösungsmittel für viele Stoffe.**

Außer Wasser können auch andere Flüssigkeiten Lösungsmittel sein. So erfolgt das Entfernen von Fettflecken aus Kleidung dadurch, daß das Fett mit einem speziellen Lösungsmittel (Fleckentferner) herausgelöst wird.

12 ▼ Dampfe einen Tropfen Kochsalzlösung auf dem Objektträger ein (Abb. 24). Führe das gleiche mit der klaren Flüssigkeit über dem Gipspulver von Experiment 11 aus!

13

Dampfe einen Tropfen Trinkwasser auf dem Objektträger ein (Abb. 24)!

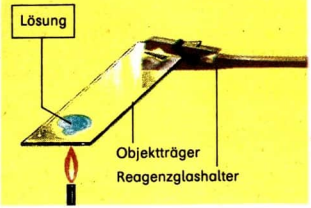


Abb. 24 Eindampfen eines Lösungstropfens auf dem Objektträger

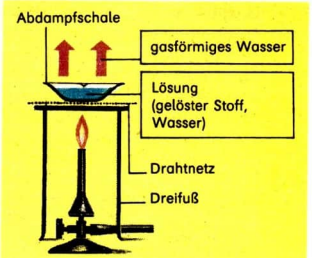


Abb. 25 Eindampfen in der Abdampfschale

Eindampfen. Viele feste Stoffe kann man aus ihren Lösungen durch **Eindampfen** gewinnen. Die Lösung wird zum Sieden erhitzt. Dabei verdampft das Lösungsmittel. Die festen Stoffe bleiben zurück.
Das Eindampfen eines Lösungstropfens kann auf einem Objektträger, wie in den Experimenten 12 und 13,



Abb. 26
Gewinnen von Salz durch Eindunsten von Meerwasser

erfolgen. Im Laboratorium lassen sich größere Volumen von Lösungen in Abdampfschalen oder Bechern eindampfen (Abb. 25).
Beim Eindampfen werden die unterschiedlichen Siedetemperaturen des Lösungsmittels und des gelösten Stoffes zur Trennung dieser Stoffe genutzt. Durch Eindampfen kann in der Industrie Kochsalz (Siedesalz) aus Salzlösungen (↗ Abb. 91, S. 90) gewonnen werden. In offenen Gefäßen oder in der Natur kann das Lösungsmittel aus den Lösungen auch ohne besonderes Erhitzen langsam verdunsten. Auch dabei bleibt der gelöste Stoff zurück (Abb. 26). ② ③

---

① Benenne das Stoffgemisch aus Kochsalz und Wasser und seine Bestandteile!

② Ermittle die Siedetemperaturen von Wasser und Kochsalz (Natriumchlorid)! Belege die Aussage, daß beim Eindampfen die unterschiedlichen Siedetemperaturen der Stoffe zur Trennung genutzt werden!

③ Beim Eindampfen einer Zuckerlösung muß sehr vorsichtig vorgegangen werden. Überlege warum? Denke an Experiment 6, S. 16!

Destillieren. Führt man das Eindampfen in einem geschlossenen Gefäß durch und kühlt den entweichenden Dampf, so kann das Lösungsmittel zurückgewonnen werden. Diesen Vorgang bezeichnet man als **Destillieren**. Auf diesem Wege entfernt man die letzten Salzanteile aus Leitungswasser und gewinnt sehr reines Wasser. Es wird als **destilliertes Wasser** bezeichnet. Destilliertes Wasser wird vor allem im chemischen Laboratorium, in der Medizin und in der Technik benötigt (Abb. 27). Durch Destillieren können auch Stoffgemische aus Flüssigkeiten getrennt werden. ①

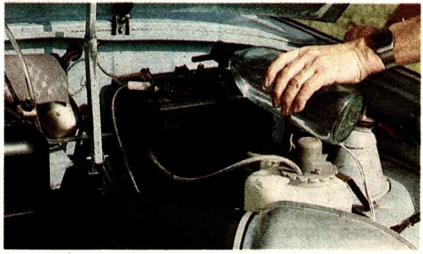


Abb. 27
Nachfüllen
von destilliertem Wasser
in eine Autobatterie

Stoffgemische wie Lösungen können durch Eindampfen und/oder Destillieren getrennt werden.

Reinigen von Wasser – Wasseraufbereitung

8

Dekantieren und Filtrieren

14

Trenne ein Gemisch aus Kreidepulver und Wasser durch Abgießen oder Absaugen der überstehenden Flüssigkeit (Abb. 28)!

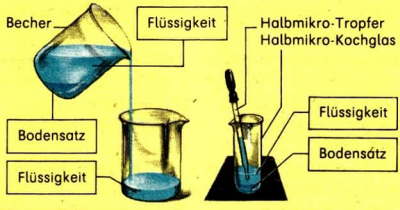


Abb. 28
Dekantieren
links: durch Abgießen,
rechts: durch Absaugen

Dekantieren. Aus einem Stoffgemisch mit Wasser setzen sich schwer- oder unlösliche feste Stoffe am Boden des Gefäßes ab, wenn sie eine größere Dichte als das Wasser haben. Die überstehende Flüssigkeit kann dann abgegossen (Abb. 28a) oder abgesaugt werden (Abb. 28b). Diese Arbeitstechnik wird als **Dekantieren** bezeichnet (Experiment 14). Durch Dekantieren ist nur eine grobe Trennung von festem Stoff und Wasser möglich. ② ③

15 ▼

Trenne ein Gemisch aus Kreidepulver und Wasser durch Filtrieren (Abb. 29)!

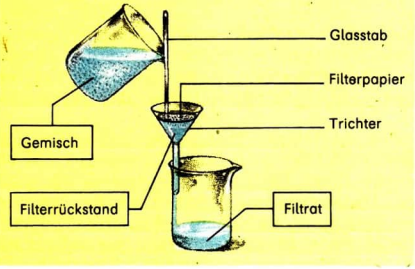


Abb. 29
Filtrieren

Filtrieren. Durch **Filtrieren** können feste Stoffe besser von flüssigen Stoffen getrennt werden als beim Dekantieren. Dazu muß das Stoffgemisch aus unlöslichem festen Stoff und Wasser auf ein Filter gegeben werden. Das Filter läßt Flüssigkeiten hindurchfließen, hält aber feste ungelöste Bestandteile zurück (Filterrückstand). Dabei wird die unterschiedliche Teilchengröße der Stoffe genutzt (Experiment 15). Als Filter kann man Papier oder Watte benutzen. In der Technik werden noch andere Filtermaterialien wie Tücher und Sandschichten verwendet.
Zum Filtrieren wird ein Filterpapier gefaltet in einen Trichter eingelegt und angefeuchtet. Der Trichterauslauf liegt an der Wand des Auffanggefäßes an. Danach läßt man das zu trennende Stoffgemisch an einem Glasstab in den Trichter laufen. Im Gefäß unter dem Trichter sammelt sich die durchfließende Flüssigkeit, das **Filtrat** (Abb. 29).

---

① Vergleiche die Herstellung von destilliertem Wasser mit der Bildung und Zerlegung von Wasser! Welche Vorgänge sind chemische Reaktionen? Begründe deine Antwort!

②* Was ist zu erwarten, wenn ein unlöslicher Stoff eine geringere Dichte als Wasser hat (z. B. Korkpulver in Wasser)? Wäre dann eine Trennung durch Dekantieren möglich?

③ Warum ist beim Dekantieren nur eine grobe Trennung von festem Stoff und Flüssigkeit möglich? Nutze deine Erkenntnisse beim Experiment 14!

Das Filtrieren findet vielfache Anwendung in der Technik und im Haushalt. ①

Stoffgemische aus schwerlöslichen festen Stoffen und Wasser können durch Dekantieren oder Filtrieren getrennt werden.

Durch Kombination von Dekantieren, Filtrieren und Eindampfen lassen sich viele Stoffgemische trennen. ② ③

Wasseraufbereitung

Trinkwasseraufbereitung. Das meiste in der Natur vorkommende Wasser ist nicht als Trinkwasser verwendbar und muß aufbereitet werden. Trinkwasser darf keine gesundheitsschädigenden Verunreinigungen besitzen. Es muß einen geringen Anteil an gelösten Salzen enthalten, die lebensnotwendig sind.
Trinkwasser wird vor allem mit Hilfe von Tiefbrunnen aus dem Grundwasser entnommen. Zunehmend muß aber auch Oberflächenwasser aus Flüssen und Seen genutzt werden. Durch Filtrieren, beispielsweise mit Kiesfiltern (Abb. 30), können grobe Verunreinigungen entfernt werden. Wenn es notwendig ist, lassen sich durch intensive Belüftung und durch geeignete chemische und biologische Mittel krankheitserregende Bakterien und gesundheitsschädigende Stoffe unschädlich machen. Die Qualität des Trinkwassers wird durch ständige Kontrollen überprüft. ④ ⑤

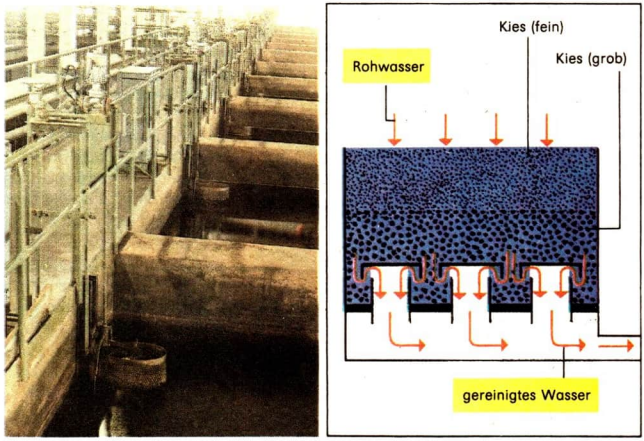


Abb. 30 Kiesfilter, links: Ansicht, rechts: Schnittdarstellung

Brauchwasser. In der Industrie wird Wasser in großen Mengen als Kühlmittel, Lösungsmittel und zum Betreiben von Dampfkesseln benutzt. Es muß je nach dem Verwendungszweck aufbereitet werden.

■ So soll Wasser zum Erzeugen von Dampf in Kesseln keine gelösten Stoffe enthalten, die sich beim Erhitzen als Kesselstein abscheiden.

Brauchwasser wird meist aus Gewässern entnommen und, wenn notwendig, gereinigt. Zum sparsamen Umgang mit Wasser gehört, daß Kühlwasser mehrfach genutzt wird.

Abwasseraufbereitung. Die Abwässer aus Betrieben und Haushalten müssen gereinigt werden, bevor man sie in die Flüsse leitet. Ungereinigt abfließende Industrieabwässer verschmutzen und schädigen Gewässer und das Grundwasser. Aber auch Abwässer aus Haushalten enthalten zunehmend mehr Stoffe, die entfernt werden müssen. Größere Industriebetriebe betreiben eigene Kläranlagen. Je nach den enthaltenen Verunreinigungen wird das Abwasser unterschiedlich bearbeitet.
Die Abwasserbehandlung in Klärwerken kann auf verschiedenen Wegen erfolgen. Durch **mechanische Reinigung** lassen sich feste Bestandteile aus dem Wasser entfernen. Dazu dienen Rechen, Siebe, Filter sowie Klärbecken, in denen sich feste Bestandteile absetzen. Bei der **chemischen Reinigung** werden unerwünschte gelöste Bestandteile durch Zusatz geeigneter Chemikalien unlöslich gemacht und entfernt. Bei der **biologischen Reinigung** erfolgt eine Zufuhr von Luft und die Einwirkung von Mikroorganismen. Dadurch werden vor allem organische Stoffe so verändert, daß sie sich anschließend abscheiden lassen (Abb. 31). In solchen Abwasseraufbereitungsanlagen kann man heute schon nahezu völlig reines Wasser erhalten.
Das so gereinigte Wasser wird in die Gewässer eingeleitet oder versickert im Boden. Ein weiterer Vorteil der biologischen Klärung des Abwassers besteht darin, daß der entstehende Klärschlamm als wertvolles Düngemittel verwendet werden kann. Die mechanische Abwasserreinigung wird meistens mit der chemischen oder biologischen Abwasserreinigung kombiniert. ⑥ ⑦

---

① Gib Beispiele für das Filtrieren im Haushalt an!

② Du sollst Kreidepulver aus dem Gemisch mit Wasser abtrennen. Entwickle einen Vorschlag für das Vorgehen! Welche Geräte sind für ein Schülerexperiment erforderlich?

③ Für das Experimentieren ist Gipspulver mit viel Wasser gemischt worden (Experiment 11, S. 24). Wie könnte das Gipspulver vollständig zurückgewonnen werden? Entwickle einen Vorschlag! Denke dabei auch an das Experiment 12, Seite 24!

④ Beschreibe die Wirkungsweise des in Abbildung 30 dargestellten Kiesfilters!

⑤* Warum kann man aus Tiefbrunnen Trinkwasser entnehmen?

⑥ Welche Art der Trennung von Stoffen wird im Klärbecken bei der Wasseraufbereitung angewandt? Begründe deine Aussage!

⑦* Erkunde in deinem Heimatort und in dem Betrieb, wo du deine produktive Arbeit leistest, wie die Abwasserreinigung erfolgt!

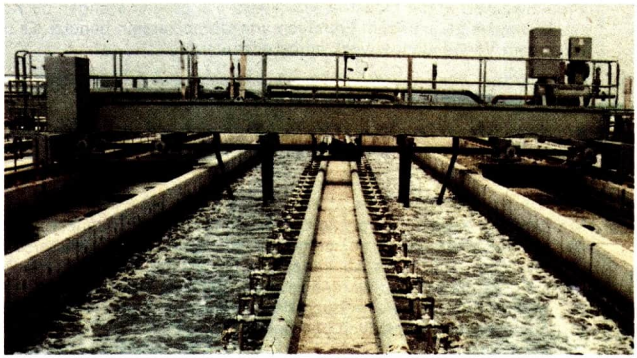


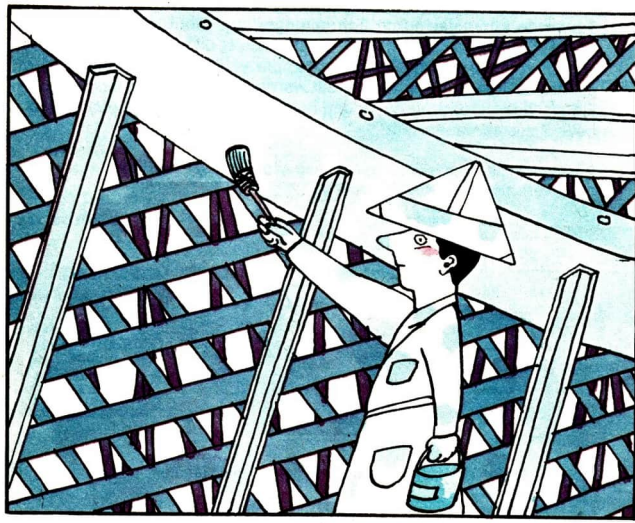
Abb. 31 Biologische Abwasseraufbereitungsanlage

Aufgaben zur Festigung

9

1. Erläutere an Beispielen, wie Chemieprodukte unser Leben beeinflussen!
2. Nenne einige Eigenschaften für folgende Stoffe:
   a) Wasser, b) Wasserstoff, c) Sauerstoff, d) Kochsalz, e) Zucker,
   f) Eisen, g) Kupfer!
3. Vergleiche folgende Stoffe miteinander:
   a) Spiritus und Essig, b) Kupfer und Aluminium, c) Wasserstoff und Sauerstoff,
   d) Glas und Porzellan!
   Nenne übereinstimmende und unterschiedliche Eigenschaften!
4. Begründe, warum die folgenden Vorgänge chemische Reaktionen sind:
   a) Verbrennen von Magnesium, b) Erhitzen von Zucker, c) Verbrennen einer Kerze, d) Zerlegen von Wasser, e) Verbrennen von Wasserstoff!
   Nenne Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte bei diesen chemischen Reaktionen!
5. Begründe, warum Mikroorganismen zur Reinigung von Abwässern eingesetzt werden können!

Metalle



Als man 1883 eine völlig aus Stahl gebaute Brücke in Dresden einweihte, erregte das großes Aufsehen. Die blau gestrichene Brücke wurde das „Blaue Wunder" genannt. Inzwischen überspannen Brücken, die an Stahlseilen hängen, weit mehr als 1 km. Im 533 m hohen Moskauer Fernsehturm in Ostankino sind 150 Stahlseile von 38 mm Durchmesser an der Innenoberfläche zur Windstabilisierung angebracht.
Warum ist Stahl für solche Bauwerke besonders geeignet?
Welche Gefahren bestehen bei Bauwerken aus Stahl, die ständig der Witterung ausgesetzt sind? Warum müssen Bauwerke wie das „Blaue Wunder" regelmäßig neuen Farbanstrich erhalten?

Eigenschaften und Verwendung von Metallen

Wichtige Gebrauchsmetalle. Maschinen und Werkzeuge werden überwiegend aus Metallen hergestellt. Der Transport von Personen und Gütern mit Eisenbahnen, Kraftfahrzeugen, Flugzeugen und Schiffen wäre ohne Metalle nicht möglich. Wasser und Gas werden überwiegend durch Rohre aus Stahl in Betriebe und Wohnungen geleitet. Erdöl fließt von den Förderstätten über Tausende Kilometer durch Rohrleitungen aus Stahl in die Verarbeitungsbetriebe. Elektrischer Strom wird durch Kupfer- oder Aluminiumkabel geleitet. Für mikroelektronische Schaltkreise, die in Taschenrechnern und anderen elektronischen Geräten verwendet werden, benötigt man Gold und Silber. Eigenschaften und Verwendung wichtiger Gebrauchsmetalle sind in Tabelle 3 zusammengestellt.

16 ▼ In einer Experimentieranordnung nach Abbildung 32 wird die elektrische Leitfähigkeit verschiedener Metalle geprüft.

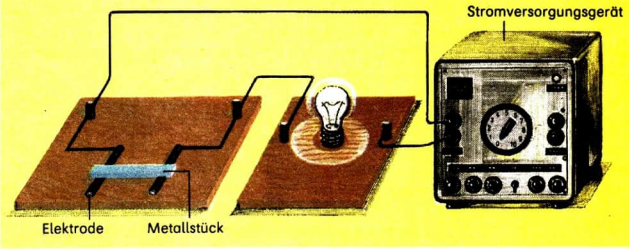


Abb. 32 Prüfen der elektrischen Leitfähigkeit von Metallen

Eigenschaften. Die Metalle stimmen in einigen Eigenschaften überein. Die meisten Metalle kommen bei Zimmertemperatur im festen Aggregatzustand vor. Sie sind gute Leiter für Wärme und den elektrischen Strom (Experimente 16). Metalle können nach Erwärmen, teilweise auch schon in der Kälte durch Biegen, Walzen, Schmieden und Ziehen (Abb. 33) verformt werden. Viele Metalle haben eine glänzende Oberfläche. Der Glanz geht durch Einwirkung von Luft und Feuchtigkeit bei den meisten Metallen wieder verloren.

▶ **Metalle sind Stoffe, die Wärme und elektrischen Strom leiten.**

Diese Eigenschaften weisen auch Metalle im flüssigen Aggregatzustand, wie Quecksilber und Metallschmelzen, auf. Metalle im gasförmigen Aggregatzustand (Metalldämpfe) haben diese Eigenschaften nicht.

Tabelle 3 Eigenschaften und Verwendung wichtiger Gebrauchsmetalle

Name	Farbe	einige Eigenschaften	Verwendung
Aluminium	silberweiß	geringe Dichte, guter elektrischer Leiter, beständig an trockner Luft	Kabel, Flugzeugbau, Fahrzeugbau, Gebrauchsgegenstände, Leichtbauhallen
Blei	bläulichweiß bis mattgrau	hohe Dichte, weich	Teile für Akkumulatoren, Metall für Buchdruck, Bestandteil von Lötzinn
Eisen	silbergrau	magnetisch, rostet an feuchter Luft	Maschinen, Bauwesen, Geräte, Fahrzeuge
Gold	gelbglänzend	sehr hohe Dichte, sehr dehnbar, sehr beständig, guter elektrischer Leiter	Schmuckgegenstände, elektronischer Gerätebau
Kupfer	rotbraun	sehr hohe Dichte, gut dehnbar, sehr guter elektrischer Leiter und Wärmeleiter	Kabel und Draht für Elektrotechnik, Rohre für Wärmetechnik
Magnesium	silberweiß bis grau	geringe Dichte, leicht brennbar, wasserempfindlich	sehr leichte Bauteile, Unterwasserfackeln
Quecksilber	silberweiß	flüssig, hohe Dichte, guter elektrischer Leiter	Thermometer und Barometer, elektrische Leitfäden, Sperrflüssigkeit
Silber	silberweiß	luft- und wasserbeständig, bester elektrischer Leiter	Schmuck, elektrische Kontakte, Fotografie
Zink	bläulichweiß bis grau	beständig an der Luft	Überzug auf Eisen (Verzinken), Batterien
Zinn	silberweiß	beständig an der Luft, weich	Überzüge auf Eisen (Weißblech), mit Blei zusammengeschmolzen als Weichlot

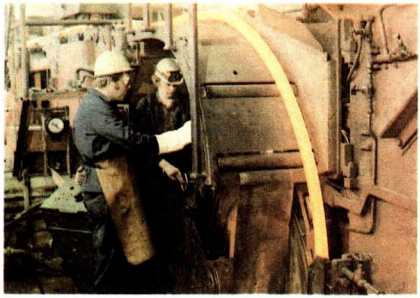


Abb. 33
Ziehen von Kupferdraht

Neben diesen Eigenschaften hat jedes Metall noch besondere Eigenschaften, an denen man es erkennen und von anderen Metallen unterscheiden kann (↗ Tabelle 3). ①
Aufgrund ihrer Eigenschaften werden Metalle oft auch zu Gruppen zusammengefaßt. Nach der Dichte unterscheidet man Schwermetalle, wie Eisen, Kupfer und Zink, von Leichtmetallen, wie Magnesium und Aluminium. Gold, Silber und Platin werden als Edelmetalle bezeichnet und von unedlen Metallen, wie Eisen, Zink, Magnesium und Aluminium, unterschieden.

Verwendung. Die Metalle werden aufgrund ihrer Eigenschaften vielseitig verwendet. Stahl, ein wichtiger Werkstoff, der überwiegend aus Eisen besteht, hat sehr große Festigkeit. Er wird deshalb besonders im Maschinen- und Fahrzeugbau sowie im Bauwesen genutzt (Abb. 34). Eisen und Stahl rosten jedoch an feuchter Luft. Deshalb muß man durch Schutzanstriche, durch Überzüge mit anderen Metallen oder durch andere Schutzmaßnahmen die Bildung von Rost möglichst verhindern (↗ S. 45). ②

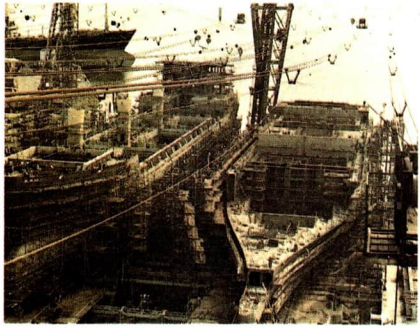


Abb. 34
Stahlkonstruktion



Abb. 35
Montage von Kupferleitungen

Die gute elektrische Leitfähigkeit von Kupfer (Abb. 35), Aluminium, Silber und Gold wird in der Elektrotechnik und Elektronik genutzt. Kupfer als sehr guter Wärmeleiter hat große Bedeutung beim Bau von Heizkesseln und Heizanlagen. Die geringe Dichte von Magnesium und Aluminium macht diese Metalle unentbehrlich für den Bau von Flugzeugen. ③

▶ **Die Verwendung der Metalle richtet sich nach ihren Eigenschaften.**

Reine Metalle sind mitunter sehr weich und haben schlechte Gebrauchseigenschaften. Deshalb schmilzt man für bestimmte Zwecke zwei oder mehrere Metalle zusammen. Solche Metallgemische bezeichnet man als **Legierungen**.

■ Bronze ist eine Legierung aus Kupfer und Zinn.
Weichlot (Lötzinn) besteht aus Zinn und Blei.

Durch geeignete Wahl unterschiedlicher Metalle können Legierungen hergestellt werden, deren Eigenschaften von keinem reinen Metall erreicht werden.

■ Chrom und Nickel erhöhen die Härte und Rostbeständigkeit des Eisens. Durch Manganzusätze wird das Eisen verschleißfester.

---

① Durch welche Eigenschaften kann man folgende Metalle unterscheiden:
a) Eisen und Kupfer, b) Eisen und Blei, c) Aluminium und Blei, d) Eisen und Zink, e) Silber und Aluminium? Benutze zur Lösung der Aufgabe auch das Tafelwerk 7–10!

② Nenne Verwendungsmöglichkeiten von Eisen!
Begründe jeweils die Zweckmäßigkeit der Wahl von Eisen!

③ Begründe anhand der Tabelle 3 die Verwendung einzelner Metalle mit ihren Eigenschaften!

Bau der Metalle

Bau fester und flüssiger Stoffe. Aus dem Physikunterricht ist bekannt, daß alle Stoffe aus Teilchen aufgebaut sind.
In **festen Stoffen** liegen die Teilchen dicht beieinander. Sie sind regelmäßig angeordnet und haben einen festen Platz. Zwischen den Teilchen bestehen starke Anziehungskräfte.
In **flüssigen Stoffen** liegen die Teilchen auch dicht beieinander. Sie besitzen aber keine regelmäßige Anordnung und sind nicht an einen festen Platz gebunden. Die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen sind geringer als bei festen Stoffen. ①

Modell vom Bau der Metalle. Die vereinfachten Vorstellungen vom Bau fester und flüssiger Stoffe gelten auch für feste und flüssige Metalle. Die Teilchen, aus denen ein Metall aufgebaut ist, sind Atome. Die Atome werden in festen und in flüssigen Metallen durch starke Anziehungskräfte zusammengehalten. Im festen Aggregatzustand eines Metalls sind die Atome regelmäßig räumlich angeordnet. Sie bilden einen **Atomverband** (Abb. 36). ②

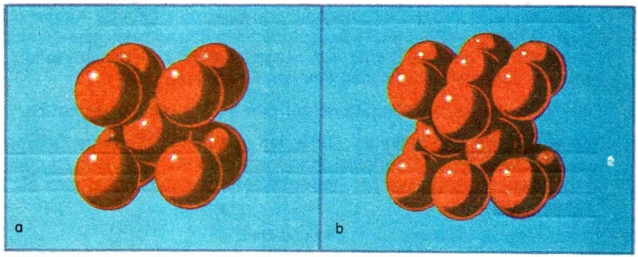


Abb. 36
Regelmäßige Anordnung der Atome im Metall
a) Eisen, b) Zink

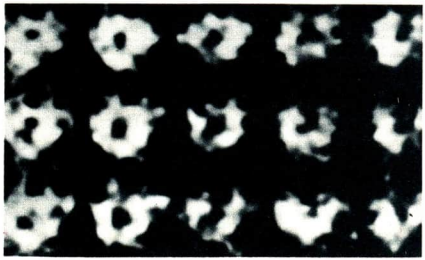


Abb. 37
Goldatome bei sehr starker Vergrößerung mit dem Elektronenmikroskop

Die regelmäßige Anordnung der Atome in festen Metallen kann mit Hilfe der sehr starken Vergrößerung eines Elektronenmikroskopes in dünnen Metallschichten sichtbar gemacht werden (Abb. 37).

Die Atome der Metalle sind außerordentlich klein und ohne Hilfsmittel nicht zu sehen.

■ In einer Rasierklinge von 0,1 mm Stärke liegen etwa 400000 Atome übereinander.

▶ **Metalle sind aus vielen Atomen aufgebaut. Die Atome werden durch starke Anziehungskräfte zusammengehalten (Atomverband).**

Bau und Eigenschaften. Die Eigenschaften der Metalle lassen sich auf den Bau zurückführen. So ist zum Beispiel die Festigkeit und Dehnbarkeit fester Metalle davon abhängig, wie stark die Anziehungskräfte zwischen den Atomen im Atomverband sind. Einzelne Atome, wie sie in Metalldämpfen vorhanden sind, haben nicht die Eigenschaften der Metalle. ③

Atom – Element 11

Bau des Atoms. Aus dem Physikunterricht ist bekannt, daß jedes Atom aus einem positiv elektrisch geladenen Atomkern und einer negativ elektrisch geladenen Atomhülle besteht. Die Atomhülle ist der Aufenthaltsraum der Elektronen. Jedes Elektron trägt eine negative elektrische Ladung. Die Träger der positiven elektrischen Ladungen heißen **Protonen.**

▶ **Protonen sind positiv elektrisch geladene Teilchen im Atomkern.**

Die Anzahl der positiven elektrischen Ladungen im Atomkern ist gleich der Anzahl der negativen elektrischen Ladungen in der Atomhülle. Das Atom ist elektrisch neutral. Im elektrisch neutralen Atom ist also die Anzahl der Protonen gleich der Anzahl der Elektronen. ④

■ Wasserstoffatome enthalten ein positiv elektrisch geladenes Proton im Atomkern und ein negativ elektrisch geladenes Elektron in der Atomhülle.
Aluminiumatome enthalten 13 Protonen im Atomkern und 13 Elektronen in der Atomhülle. ⑤

---

① Beschreibe den Aufbau fester, flüssiger und gasförmiger Stoffe mit Hilfe der Kenntnisse aus dem Physikunterricht!

② Beschreibe den Bau des Eisens mit Hilfe der Abbildung 36a!

③* Wende deine Kenntnisse aus dem Physikunterricht über das Schmelzen von festen Stoffen auf das Schmelzen von Metallen an! Wieso haben unterschiedliche Anziehungskräfte zwischen den Atomen Einfluß auf die Schmelztemperatur der Metalle?

④ Was verstehst du unter einem elektrisch neutralen Körper?
Begründe, daß ein Atom elektrisch neutral ist!

⑤ a) Im Atomkern des Kupferatoms befinden sich 29 Protonen.
b) Im Atomkern des Bleiatoms befinden sich 82 Protonen.
Leite weitere Aussagen über diese Atome ab!

Protonen und Elektronen unterscheiden sich durch ihre Masse. Die Masse des Protons ist nahezu 2000 mal so groß wie die Masse des Elektrons. Das bedeutet, daß die Masse eines Atoms weitgehend in seinem Atomkern konzentriert ist. Die Masse der Elektronen in der Atomhülle ist dagegen sehr klein.

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 = Anzahl der Elektronen	
Anzahl der positiven elektrischen Ladungen = Anzahl der negativen elektrischen Ladungen	
Das Atom ist elektrisch neutral.	

Außenelektronen. Die Elektronen befinden sich in der Atomhülle in unterschiedlichem Abstand vom Atomkern in ständiger Bewegung. Elektronen, die am weitesten vom Atomkern entfernt sind, werden als **Außenelektronen** bezeichnet. Die Atome der Metalle haben meist nur wenige Außenelektronen (Tabelle 4).

Tabelle 4 Bau einiger Atome

Atome	Anzahl der Protonen	Anzahl der Elektronen	Anzahl der Außenelektronen
Natriumatom	11	11	**1**
Magnesiumatom	12	12	**2**
Aluminiumatom	13	13	**3**
Eisenatom	26	26	**2**
Kupferatom	29	29	**2**
Zinkatom	30	30	**2**
Silberatom	47	47	**2**

Angaben über die Anzahl der Außenelektronen von Atomen findet man im Tafelwerk 7–10, Seite 57–58.

Außenelektronen sind Elektronen, die am weitesten vom Atomkern entfernt sind.

Atommodell. Die Vorstellungen vom Bau der Atome können einfach und anschaulich in einem **Atommodell** dargestellt werden, das aus dem Physikunterricht bekannt ist (Abb. 38a). Im Chemieunterricht wird ein weiterentwik-

keltes Atommodell verwendet, das die Anordnung der Elektronen in der Atomhülle genauer angibt (Abb. 38b). Auch dieses Atommodell beschreibt die Wirklichkeit nur unzulänglich und ist eine sehr vereinfachte Darstellung. Zum Beispiel befinden sich die Elektronen in einem Atom nicht wirklich an einem bestimmten Ort wie im Modell (Abb. 38), sondern bewegen sich im Raum um den Atomkern. Deshalb darf man ein Modell nicht mit der Wirklichkeit gleichsetzen.

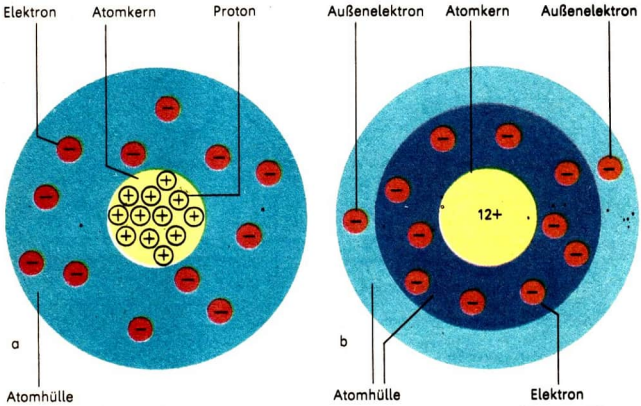


Abb. 38 Modell des Magnesiumatoms a) im Physikunterricht benutztes Modell, b) erweitertes Atommodell

Chemisches Element. Verschiedene Atome unterscheiden sich durch die Anzahl der Protonen im Atomkern (Tabelle 4). Gegenwärtig sind 105 verschiedene Atomarten bekannt. Die Atomarten unterscheiden sich voneinander durch die unterschiedliche Anzahl der Protonen im Atomkern. Zur Kennzeichnung einer Atomart wird die Bezeichnung **chemisches Element** verwendet.

■ Das Element Eisen ist die Atomart, deren Atome im Atomkern 26 Protonen haben. ① ②

► **Als chemisches Element wird eine Atomart bezeichnet, die durch eine bestimmte Anzahl von Protonen im Atomkern gekennzeichnet ist.**

---

① Was verstehst du unter a) dem Element Magnesium, b) dem Element Zink? Benutze Tabelle 4!

②* Einige Alchemisten, die im Mittelalter verschiedene Stoffe untersuchten, wollten aus Metallen wie Blei oder Zinn durch Zugabe anderer Stoffe Gold gewinnen. Beurteile dieses Vorhaben aufgrund deiner Kenntnisse über den Bau der Atome von Metallen!

Entwicklung der Zeichensprache der Chemie. Schon die Alchemisten, die sich im Mittelalter mit der Untersuchung von Stoffen und Stoffumwandlungen befaßten, haben ihre Beobachtungen in kurzer Form niedergeschrieben. Sie benutzten bereits im 16. Jahrhundert **Zeichen** für einzelne Stoffe. Diese Zeichen waren sehr unterschiedlich, weil sie zugleich der Geheimhaltung der Erkenntnisse dienen sollten (Abb. 39).

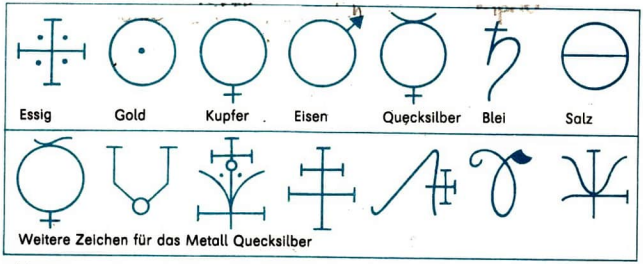


Abb. 39 Chemische Zeichen der Alchimisten

John Dalton (1766 bis 1844) entwickelte um 1810 einheitliche Zeichen in Form von **Kreissymbolen**, in die auch einzelne Buchstaben eingetragen wurden (Abb. 40).

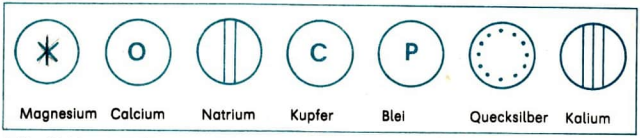


Abb. 40 Von *J. Dalton* eingeführte chemische Zeichen

Mit diesen Zeichen sollten nicht mehr Stoffe, sondern die Teilchen der Stoffe dargestellt werden. Diese Schreibweise erwies sich als unzweckmäßig.
Der schwedische Chemiker *Jöns Jakob Berzelius* (1779 bis 1848) griff den Gedanken Daltons auf. *Berzelius* (Abb. 41) hat Symbole vorgeschlagen, die nur aus **Buchstaben** bestehen. Ein großer Buchstabe, oft mit einem zweiten kleinen Buchstaben zusammengefügt, symbolisiert bei *Berzelius* den Stoff und ein Atom des Stoffes. *Berzelius* leitete diese Buchstaben aus den lateinischen Namen der Stoffe ab (Tabelle 5). Mit seinem Vorschlag begründete *Berzelius* die **Zeichensprache der Chemie**.
①



Abb. 41
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.

Tabelle 5 Namen und Symbole der Elemente

Ableitung der Symbole aus dem lateinischen Namen	Symbole der Elemente	Namen der Elemente
Aluminium	Al	Aluminium
Cuprum	Cu	Kupfer
Ferrum	Fe	Eisen
Hydrogenium	H	Wasserstoff
Mgnesium	Mg	Magnesium
Oxygenium	O	Sauerstoff

Symbole der Elemente. Alle Chemiker in der Welt benutzen heute die von *Berzelius* eingeführte Zeichensprache. Die Bedeutung der Symbole ist inzwischen genauer festgelegt worden (Tabelle 6).

Tabelle 6 Aussagen eines Symbols ②

Aussagen eines Symbols	■ Al
Ein Element (eine Atomart)	Das Element Aluminium
Ein Atom eines Elements	Ein Atom Aluminium
Ein Stoff, der aus einem Element besteht	Der Stoff Aluminium

① Gegenwärtig sind über 100 Elemente bekannt. Warum kann man die Elemente nicht nur mit einem Großbuchstaben bezeichnen?

② Was bedeuten folgende Symbole
a) Mg, Fe, Cu; b) O, Au, Zn; c) Cr, Na, Pt; d) H, N?

Symbole der Elemente entnimmt man Tabellen (↗ TW 7–10). ①

Ein Symbol eines Elements ist ein Zeichen für ein Element und für ein Atom dieses Elements. Es kennzeichnet auch den Stoff, der aus diesem Element besteht.

Periodensystem der Elemente 13

Entwicklung des Periodensystems der Elemente. In der Mitte des 19. Jahrhunderts waren über 60 Elemente bekannt. Viele Chemiker versuchten, diese Elemente systematisch zu ordnen. In den Jahren 1869 bis 1870 entwickelten *Dmitri Iwanowitsch Mendelejew* (Abb. 42) und *Lothar Meyer* (Abb. 43) unabhängig voneinander einen Vorschlag für eine systematische Anordnung der Elemente in einer Tabelle, das **Periodensystem der Elemente**. Die danach entdeckten Elemente konnten in das Periodensystem eingeordnet werden. Heute ist das Periodensystem der Elemente mit seinen über 100 bekannten Elementen ein wichtiges Arbeitsmittel für die Chemiker.

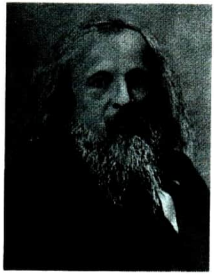


Abb. 42
Dmitri Iwanowitsch Mendelejew (1834 bis 1907) war Professor für anorganische und technische Chemie in Petersburg (heute Leningrad). Er schrieb ein bekanntes Lehrbuch der Chemie und andere bedeutende Arbeiten. Neben Untersuchungen zur Technik der Erdöl- und Kohleverarbeitung galt sein besonderes Interesse dem Problem der Ordnung der damals bekannten Elemente. Diese Arbeiten führten ihn zum Entdecken des Periodensystems der Elemente. *Mendelejew* nutzte diese Erkenntnisse, um für Lücken in seinem System Voraussagen über noch nicht bekannte Elemente zu treffen, die später bestätigt werden konnten.

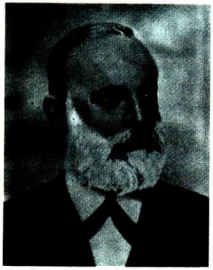


Abb. 43
Lothar Meyer (1830 bis 1895) gehört zu den bedeutendsten deutschen Chemikern des 19. Jahrhunderts. *Meyer* beschäftigte sich ebenfalls mit dem Problem der Ordnung der damals bekannten Elemente. Unabhängig von *Mendelejew* schlug er eine Anordnung der Elemente vor, die weitgehend dem Periodensystem der Elemente entspricht. *Meyer* war sehr zurückhaltend hinsichtlich Voraussagen über noch unbekannte Elemente.

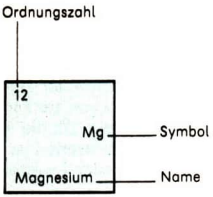


Abb. 44 Angaben zu einem Element im Periodensystem der Elemente

Anordnung der Elemente im Periodensystem. Für jedes Element ist im Periodensystem der Elemente ein Feld vorgesehen, in dem das Symbol und der Name des Elementes angegeben werden (Abb. 44). In diesem Feld ist für jedes Element auch eine **Ordnungszahl** enthalten. Die Ordnungszahl eines Elements ergibt sich aus der Anzahl der Protonen, die die Atome dieses Elements besitzen.

Durch die Anzahl der Protonen in den Atomen der Elemente ist also der Platz eines Elements im Periodensystem bestimmt.

Im Periodensystem sind die Elemente in 7 waagerechten Reihen, den **Perioden**, nach steigender Anzahl der Protonen in den Atomen angeordnet. Dabei stehen Elemente mit ähnlichen Eigenschaften in **Gruppen** senkrecht untereinander. Bei den Gruppen werden **Hauptgruppen** und **Nebengruppen** unterschieden. In Abbildung 45 ist ein verkürztes Periodensystem der Elemente dargestellt, das nur die Elemente der 8 Hauptgruppen enthält. Ein vollständiges Periodensystem der Elemente befindet sich auf der 3. Umschlagseite dieses Lehrbuches.

Perioden	Hauptgruppen I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	^{1}H							^{2}He
2	^{3}Li	^{4}Be	^{5}B	^{6}C	^{7}N	^{8}O	^{9}F	^{10}Ne
3	^{11}Na	^{12}Mg	^{13}Al	^{14}Si	^{15}P	^{16}S	^{17}Cl	^{18}Ar
4	^{19}K	^{20}Ca	^{31}Ga	^{32}Ge	^{33}As	^{34}Se	^{35}Br	^{36}Kr
5	^{37}Rb	^{38}Sr	^{49}In	^{50}Sn	^{51}Sb	^{52}Te	^{53}I	^{54}Xe
6	^{55}Cs	^{56}Ba	^{81}Tl	^{82}Pb	^{83}Bi	^{84}Po	^{85}At	^{86}Rn
7	^{87}Fr	^{88}Ra						

Abb. 45 Periodensystem der Elemente ②

① Schreibe die Symbole für folgende Elemente:
a) Eisen, Zink, Silber; b) Zinn, Nickel, Mangan auf
(↗ TW 7–10, S. 55–56)!

② Suche im Periodensystem der Elemente die Elemente Natrium, Aluminium und Magnesium auf! Gib an, in welcher Hauptgruppe du diese Elemente findest!

▶ **Im Periodensystem der Elemente sind die Elemente nach steigender Anzahl der Protonen in den Atomen in Perioden und Gruppen angeordnet.**

Periodensystem der Elemente und Atombau. Aus dem Periodensystem der Elemente können wichtige Angaben über den Bau der Atome der Elemente entnommen werden. Die **Ordnungszahl** eines Elements stimmt stets mit der **Anzahl der Protonen** in einem Atom dieses Elements überein. Da die Anzahl der Protonen in einem Atom stets gleich der **Anzahl der Elektronen** ist, kann auch die Anzahl der Elektronen aus der Ordnungszahl ermittelt werden.

■ Das Element Aluminium hat die Ordnungszahl 13. Die Atome des Elements Aluminium haben 13 Protonen und 13 Elektronen (↗ Tabelle 7).

▶ **Ordnungszahl ≙ Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen**

In einer Hauptgruppe des Periodensystems stehen Elemente mit gleicher Anzahl von Außenelektronen in den Atomen. Aus der **Nummer der Hauptgruppe** eines Elements kann deshalb die **Anzahl der Außenelektronen** der Atome dieses Elements ermittelt werden.

■ Das Element Aluminium steht in der III. Hauptgruppe. Seine Atome haben 3 Außenelektronen. Das Element Natrium steht in der I. Hauptgruppe. Seine Atome haben 1 Außenelektron (↗ Tabelle 7).

▶ **Nummer der Hauptgruppe ≙ Anzahl der Außenelektronen**

Tabelle 7 Ermitteln von Angaben zum Bau der Atome aus dem Periodensystem der Elemente ① ②

Angabe im Periodensystem der Elemente	**Folgerung für den Bau der Atome**	■ Element Magnesium	
		Periodensystem der Elemente	Bau der Atome
Ordnungszahl	Anzahl Protonen im Atomkern Anzahl der Elektronen in der Atomhülle	Ordnungszahl 12	12 Protonen 12 Elektronen
Nummer der Hauptgruppe	Anzahl der Außenelektronen in der Atomhülle	II. Hauptgruppe	2 Außenelektronen

① Gib die Elemente der II. Hauptgruppe an! Ermittle für die ersten drei Elemente: Symbol, Anzahl der Protonen in den Atomen, Anzahl der Elektronen und Außenelektronen in den Atomen!

② Die Atome eines Elementes haben a) 19, b) 30, c) 82 Protonen. Welche Elemente sind es? Was kannst du über den Bau der Atome dieser Elemente sagen?

③ Begründe, daß es sich beim Rosten um eine chemische Reaktion handelt!

Korrosion und Korrosionsschutz

Korrosion. Viele Metalloberflächen verändern sich an der Luft. Blanke, rotbraune Kupfergegenstände werden langsam dunkel, die Oberfläche von blankem Eisen oder Zink wird mit der Zeit grau. Bei Einwirkung von feuchter Luft rostet Eisen.
Bei Metallen, wie Zink und Aluminium, bildet sich an der Luft auf der Oberfläche eine dichte Schicht, die das darunter liegende Metall vor weiterer Einwirkung der Luft schützt. Dagegen bildet sich bei Eisen und Stahl eine poröse Rostschicht, die für feuchte Luft durchlässig ist. So können Eisen und Stahl nach und nach völlig verrosten (Abb. 46). ③
Die langsame Zerstörung von Metallen durch äußere Einflüsse bezeichnet man als **Korrosion**. Sie verursacht große Schäden in der Volkswirtschaft.



Abb. 46 Rost zerstört wertvolles Eisen



Abb. 47 Anstrich von Metalloberflächen

■ Man hat berechnet, daß in der DDR durch Korrosion jährlich Schäden von über 10 Milliarden Mark entstehen. 500 Millionen Mark Schaden werden allein durch die Korrosion bei Kraftfahrzeugen verursacht. Etwa 10% der Weltproduktion an Stahl werden jährlich durch Korrosion vernichtet.

Korrosionsschutz. Um große Schäden in der Volkswirtschaft zu vermeiden, muß der Korrosion von Metallen entgegengewirkt werden. Eisen und Stahl müssen besonders vor Korrosion geschützt werden. Das kann unter anderem dadurch geschehen, daß der Zutritt von Luft und Feuchtigkeit zur Oberfläche der Metalle verhindert wird. Für kurze Zeit läßt sich das durch Einölen der Metallteile erreichen. Günstiger ist das Auftragen von Farb- oder Plastschichten auf die Metallteile (Abb. 47). Oft werden Eisen und Stahl auch mit anderen Metallen, wie Zink, Zinn, Chrom und Nickel, beschichtet.
Etwa 30000 Menschen sind in der DDR ständig damit beschäftigt, den Korrosionsschutz von Eisen- und Stahloberflächen zu gewährleisten. Sie bearbei-

ten jährlich eine Stahloberfläche, die etwa zweieinhalb mal so groß ist wie die Müritz, der größte Binnensee in der DDR. ① ②

▶ **Durch Korrosion von Metallen können große volkswirtschaftliche Schäden entstehen. Durch Korrosionsschutz müssen solche Schäden möglichst klein gehalten werden.**

Erhitzen von Metallen an der Luft

17 ▼ **Vorsicht!** Ein Span Magnesium wird in der Brennerflamme erhitzt (↗ Experiment 7). Danach wird ein Stück Kupferdraht kräftig erhitzt.

18 ▼ Auf einer Magnesiarinne wird eine Schicht Eisenpulver von einer Seite erhitzt (Abb. 48).

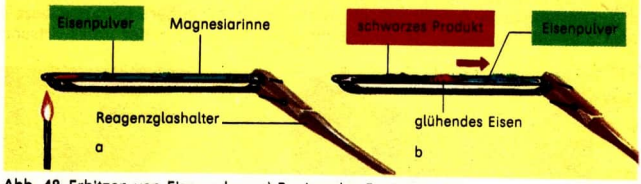


Abb. 48 Erhitzen von Eisenpulver a) Beginn des Experiments, b) während des Experiments

Erhitzen von Metallen. Magnesium, Kupfer und Eisen verändern sich beim Erhitzen an der Luft. Magnesium verbrennt mit greller Flamme zu einem weißen Pulver (Experiment 17). Auf dem Kupfer bildet sich ein schwarzer Belag (Experiment 17). Eisenpulver geht unter Aufglühen in ein schwarzes Pulver über (Experiment 18). ③

Beim Erhitzen von Magnesium, Eisen und Kupfer finden Stoffumwandlungen statt. Sie sind mit der Abgabe von Wärme verbunden. Teilweise wird Licht ausgestrahlt. Die Vorgänge beim Erhitzen von Metallen an der Luft sind **chemische Reaktionen.**

Damit diese chemischen Reaktionen schnell ablaufen, müssen die Metalle auf eine bestimmte Temperatur erhitzt werden. Erst dann entzündet sich das Magnesium oder beginnt das Eisen aufzuglühen. Bei der Korrosion verlaufen diese chemischen Reaktionen nur sehr langsam.

▶ **Die Temperatur ist eine wichtige Bedingung für den Verlauf chemischer Reaktionen.**

Chemische Eigenschaften. Die Eigenschaft eines Stoffes, mit anderen Stoffen zu reagieren, bezeichnet man als **chemische Eigenschaft.** So haben Metalle die chemische Eigenschaft, beim Erhitzen an der Luft Reaktionsprodukte zu bilden. Die chemischen Eigenschaften eines Stoffes müssen von seinen **physikalischen Eigenschaften**, wie Farbe, Dichte, Schmelztemperatur und Siedetemperatur, unterschieden werden.

Untersuchen der Reaktion von Metallen an der Luft

Bei der chemischen Reaktion von Metallen an der Luft sind die Metalle jeweils ein Ausgangsstoff. Der zweite Ausgangsstoff könnte die Luft oder ein Bestandteil der Luft, der Sauerstoff, sein. Wenn diese Annahme richtig ist, müßte die Luft oder ein Teil der Luft bei der chemischen Reaktion verbraucht werden. Das läßt sich mit einem Experiment überprüfen, bei dem die chemische Reaktion in einem abgeschlossenen Gefäß stattfindet.

19 ▼

In einen abgeschlossenen Luftraum wird ein Verbrennungslöffel mit glühendem Eisenpulver getaucht (Abb. 49).

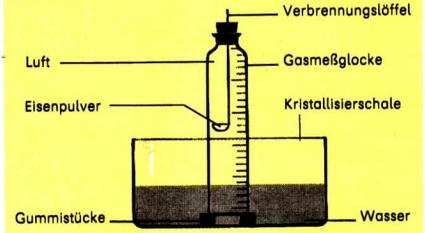


Abb. 49
Reaktion von Eisen im abgeschlossenen Luftraum

Reaktion im abgeschlossenen Luftraum. Bei der chemischen Reaktion von Eisen im abgeschlossenen Luftraum wird ein Teil der Luft verbraucht (Experiment 19). Im Restgas erlischt eine brennende Kerze. Das bestätigt die Annahme, daß Eisen mit dem Sauerstoff der Luft reagiert. Bei dieser chemischen Reaktion bildet sich ein schwarzes Reaktionsprodukt. ④

Prüfen der Masseveränderung bei der Reaktion. Wenn sich aus Eisen und Sauerstoff ein Reaktionsprodukt bildet, müßte es eine größere Masse haben als der Ausgangsstoff Eisen. Diese Aussage kann man experimentell überprüfen (Experiment 20, S. 48).
Bei der chemischen Reaktion des Eisens mit dem Sauerstoff der Luft bildet sich ein schwarzes Reaktionsprodukt, das **Eisenoxid**. Die Masse des Eisenoxids ist größer als die Masse des Eisens (Abb. 50b). Die chemische Reaktion des Eisens mit dem Sauerstoff bezeichnet man als **Oxidation**.

---

① Welche Maßnahmen zum Rostschutz werden in dem Betrieb durchgeführt, den du bei der produktiven Arbeit besuchst?

② Wie kannst du im Haushalt Schäden durch Korrosion vermeiden?

③ Beschreibe die Abgabe von Wärme und Licht beim Experiment 7, Seite 17, und beim Experiment 18, Seite 46!

④ Woran erkennt man beim Experiment 19, daß ein Teil der Luft verbraucht worden ist? Warum können wir annehmen, daß dieser Teil Sauerstoff ist?

20

Auf einer Seite einer ins Gleichgewicht gebrachten Waage wird ein Magnet mit Eisenpulver befestigt und das Eisenpulver wird erhitzt (Abb. 50a).

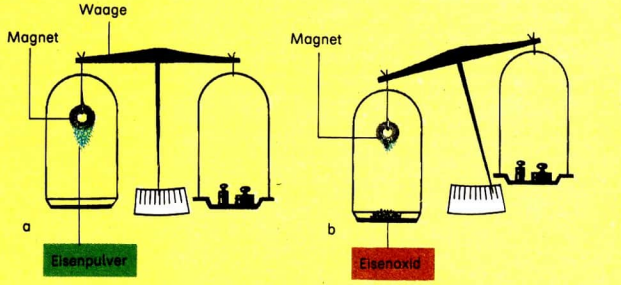


Abb. 50 Untersuchen der Masseveränderung bei der Reaktion von Eisen an der Luft a) vor der Reaktion, b) nach der Reaktion

Die Wortgleichung für die Oxidation des Eisens lautet:

Eisen + Sauerstoff → Eisenoxid

Chemische Reaktionen von Metallen mit Sauerstoff. Außer Eisen reagieren auch andere Metalle mit dem Sauerstoff der Luft und bilden **Metalloxide**. Diese chemischen Reaktionen sind mit der Abgabe von Wärme und oft auch von Licht verbunden.

■ Aus Magnesium und Sauerstoff bildet sich **Magnesiumoxid** (↗ Experiment 17). Kupfer reagiert mit Sauerstoff zu **Kupferoxid** (↗ Experiment 17). ①

Für diese chemischen Reaktionen kann man folgende Wortgleichung schreiben: ②

Metall + Sauerstoff → Metalloxid

Die chemischen Reaktionen von Metallen mit Sauerstoff laufen bei Zimmertemperatur langsam, bei höheren Temperaturen wesentlich schneller ab. Das bedeutet: Eine höhere Temperatur beschleunigt den Verlauf chemischer Reaktionen. ③ ④

▶ **Chemische Reaktionen von Metallen mit Sauerstoff werden als Oxidationen bezeichnet. Die Reaktionsprodukte dieser chemischen Reaktionen nennt man Metalloxide.**

Vergleich der Masse von Stoffen vor und nach der chemischen Reaktion. Eisen reagiert mit Sauerstoff zu Eisenoxid. Das Reaktionsprodukt Eisenoxid hat eine größere Masse als der Ausgangsstoff Eisen (↗ Experiment 20). *Wie ist das zu erklären?* Man kann vermuten, daß die Masse des Reaktionsprodukts Eisenoxid genau so groß ist wie die Masse der beiden Ausgangsstoffe Eisen und Sauerstoff. Durch ein Experiment soll diese Vermutung an Hand der chemischen Reaktion von Kupfer und Sauerstoff überprüft werden. Dabei muß das Experiment so durchgeführt werden, daß weder Stoffe entweichen noch von außen hinzukommen können.

21 ▼ Mit Hilfe einer Waage wird geprüft, ob sich die Masse bei der chemischen Reaktion von Kupfer mit Sauerstoff in einem abgeschlossenen Reagenzglas ändert (Abb. 51).

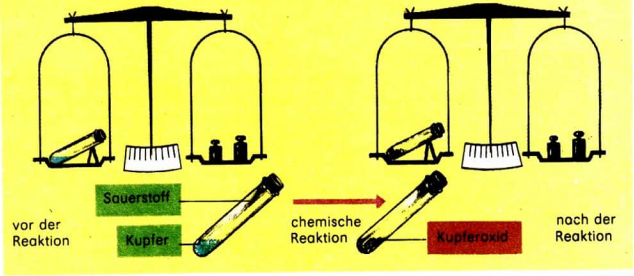


Abb. 51 Ermitteln der Masse vor und nach der Reaktion von Kupfer mit Sauerstoff im abgeschlossenen Reagenzglas

Aus den Ausgangsstoffen Kupfer und Sauerstoff bildet sich das Reaktionsprodukt Kupferoxid. Mit Hilfe der Waage wurde festgestellt, daß die Masse der Ausgangsstoffe Kupfer und Sauerstoff gleich der Masse des Reaktionspro-

① Formuliere Wortgleichungen für die Oxidation von a) Magnesium, b) Kupfer!

② Übertrage folgende unvollständige Wortgleichungen für die Reaktionen von Metallen mit Sauerstoff in dein Heft und ergänze sie:

a) Zink + Sauerstoff → Zinkoxid
b) Eisen + Sauerstoff → Eisenoxid,
c) Blei + Sauerstoff → Bleioxid,
d) Aluminium + Sauerstoff → Aluminiumoxid

③ Begründe, daß Oxidationen chemische Reaktionen sind!

④* Erläutere an einem Beispiel, daß die Temperatur eine Reaktionsbedingung ist!

duktes Kupferoxid ist. Damit wurde die Vermutung durch das Experiment bestätigt. ①

Masse der Ausgangsstoffe Kupfer und Sauerstoff = **Masse des Reaktionsprodukts Kupferoxid**

Ein bedeutendes Naturgesetz. Die im Experiment 21 festgestellte Übereinstimmung der Masse der Ausgangsstoffe mit der Masse der Reaktionsprodukte läßt sich bei allen chemischen Reaktionen nachweisen und kommt im **Gesetz von der Erhaltung der Masse** zum Ausdruck.

Bei jeder chemischen Reaktion ist die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Reaktionsprodukte ($m_A = m_R$).

Die Stoffe können nicht aus dem Nichts entstehen und auch nicht verschwinden. Die Stoffe können durch chemische Reaktionen nur umgewandelt werden. ② ③



Abb. 52
Michail Wassiliewitsch Lomonossow (1711 bis 1765). Als Sohn eines Küstenbauern studierte er in Petersburg (Leningrad), später in Marburg und Freiberg. 1745 zum Professor für Chemie nach Petersburg berufen, gründete *Lomonossow* dort das erste chemische Laboratorium Rußlands. Er arbeitete hauptsächlich auf den Gebieten der Chemie und Physik und erkannte unter anderem das Gesetz von der Erhaltung der Masse. *Lomonossow* setzte sich für die Entwicklung von Naturwissenschaft und Technik im rückständigen zaristischen Rußland ein. Er hat Anteil an der Gründung der Moskauer Universität, die heute seinen Namen trägt.



Abb. 53
Antoine Laurent Lavoisier (1743 bis 1794). Bereits mit 25 Jahren war er Mitglied der Akademie der Wissenschaften in Paris. Auf der Grundlage exakter Wägungen konnte *Lavoisier* als erster die chemische Reaktion von Stoffen mit Sauerstoff vollständig aufklären. Er formulierte das Gesetz von der Erhaltung der Masse. Gemeinsam mit anderen Chemikern setzte er eine einheitliche Bezeichnung für Stoffe durch.

Lomonossow und Lavoisier. Der russische Chemiker *Michail Wassiliewitsch Lomonossow* (Abb. 52) und der französische Chemiker *Antoine Laurent Lavoisier* (Abb. 53) sind die Entdecker des Gesetzes von der Erhaltung der Masse.

Lomonossow führte im Jahre 1756 Reaktionen von Metallen mit Luft in zugeschmolzenen Glasröhren durch. Mit Hilfe der Waage konnte er nachweisen, daß sich die Gesamtmasse aller beteiligten Stoffe bei diesen chemischen Reaktionen nicht ändert. Eine befriedigende Erklärung dieser Erscheinung konnte *Lomonossow* noch nicht geben. Der Sauerstoff wurde erst 1774 entdeckt, und auch die Zusammensetzung der Luft war noch unbekannt. So fand das von *Lomonossow* bereits 1748 allgemein formulierte „Gesetz von der Erhaltung der Materie und Bewegung" kaum Beachtung.
Nach der Entdeckung des Sauerstoffs und dessen Vorkommen in der Luft konnte *Lavoisier* als erster die chemische Reaktion von Stoffen mit Sauerstoff vollständig erklären: Bei der Verbrennung (Oxidation) von Metallen kommt es zur Vereinigung der Metalle mit Lebensluft (Sauerstoff).
Diese Aussage, die uns heute so selbstverständlich erscheint, war im 18. Jahrhundert das Ergebnis umfangreicher Untersuchungen von vielen Wissenschaftlern. *Lavoisier* krönte das Werk seiner Vorgänger, als er 1787 das Gesetz von der Erhaltung der Masse etwa in seiner heutigen Fassung formulierte. ④

Festigung zur chemischen Reaktion 16

22

Erhitze Zinkpulver in der Flamme! Schabe an der Oberfläche eines Stückes Zinkblech!

Die chemische Reaktion ist ein Vorgang, bei dem Ausgangsstoffe in Reaktionsprodukte umgewandelt werden. Die Reaktionsprodukte haben andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe. Stoffumwandlungen sind mit der Aufnahme oder Abgabe von Wärme verbunden.

① Formuliere die Wortgleichung für die chemische Reaktion, die im Experiment 21 zu beobachten ist!

② Auf einer ins Gleichgewicht gebrachten Waage reagiert Zink mit Sauerstoff a) im offenen Reagenzglas und b) im abgeschlossenen Reagenzglas. Was wird zu beobachten sein? Begründe deine Vermutungen!

③ Stelle eine Vermutung an, warum das Abbrennen einer Kerze nicht im Widerspruch zum Gesetz von der Erhaltung der Masse steht!

④* Begründe, wieso die Entdeckung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse die Entwicklung der Wissenschaft Chemie gefördert hat!

1. Belege diese Aussage über Merkmale der chemischen Reaktionen:
   a) an den Beobachtungen bei Experiment 22,
   b) beim Erhitzen von Zucker,
   c) für die Bildung von Wasser,
   d) für die Oxidation von Magnesium,
   e) für die Reaktion von Eisen mit Sauerstoff!
   Gib für jedes Experiment a) bis e) Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte an!
   Erläutere die Stoffumwandlung für jedes Experiment a) bis e)!
   Belege die Aussage über die Aufnahme und Abgabe von Wärme bei chemischen Reaktionen an den Beispielen a) bis e)!

2. Entscheide, bei welchen der folgenden Vorgänge es sich um chemische Reaktionen handelt!
   a) Filtrieren eines Gemisches aus Sand und Wasser,
   b) Rosten von Eisen,
   c) Schmelzen von Eis,
   d) Zerlegen von Wasser.
   Begründe deine Aussagen!

▶ **Die Temperatur ist eine Reaktionsbedingung. Bei Erhöhung der Temperatur verlaufen chemische Reaktionen schneller.**

3. Zink reagiert mit dem Sauerstoff der Luft bei Zimmertemperatur und durch Erhitzen mit dem Brenner (Experiment 22). Warum ist die Temperatur eine Reaktionsbedingung für diese chemischen Reaktionen?

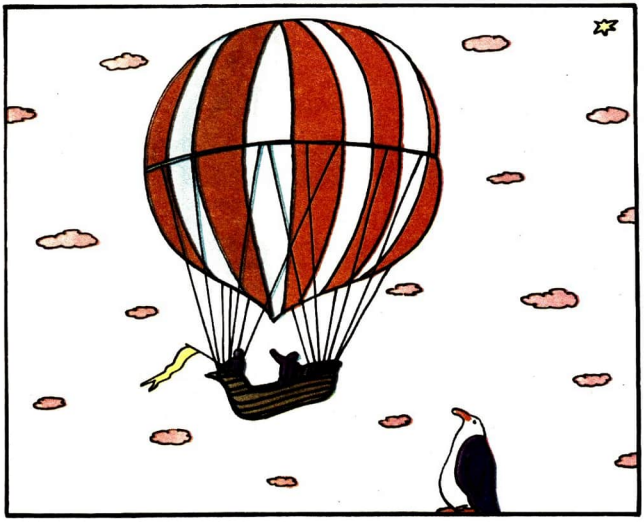
▶ **Chemische Reaktionen kann man durch eine Wortgleichung angeben.**

4. Entwickle Wortgleichungen
   a) für die Reaktion bei Experiment 22,
   b) für das Zerlegen von Wasser,
   c) für die Oxidation von Kupfer!

▶ **Kenntnisse über die Vorgänge bei chemischen Reaktionen ermöglichen es, unerwünschte Vorgänge zu verlangsamen oder ganz zu unterbinden.**

5. Belege diese Feststellung am Beispiel des Korrosionsschutzes!

Molekülsubstanzen



Im Dezember 1783 erlebte Paris den ersten Aufstieg eines Gasballons. Gebaut hatte ihn der Physiker Jacques Charles. Zur Füllung benutzte er ein Gas, das 1766 vom Engländer Henry Cavendish entdeckt worden war. Gemeinsam mit seinem Gefährten gelang ihm in einer am Ballon befestigten Gondel eine mehr als zweistündige Luftreise. Er landete 40 km von Paris entfernt und kehrte in einem wahren Triumphzug in die Hauptstadt zurück.
Mit welchem Gas war der Ballon gefüllt? Welche ungewöhnlichen Eigenschaften hat dieses Gas? Aus welchen Teilchen ist dieses Gas aufgebaut? Welche Bedeutung kommt diesem Gas heute zu?

23

In ein abgeschlossenes Volumen der Luft wird auf einem Verbrennungslöffel glühendes Eisenpulver gebracht (Abb. 54) und das Restvolumen ermittelt. ①

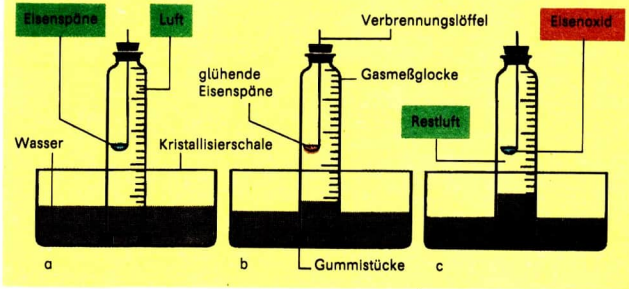


Abb. 54 Quantitative Ermittlung des Sauerstoffanteils der Luft a) vor dem Experiment, b) während des Experiments, c) nach dem Experiment

Sauerstoffanteil der Luft. Aus dem Biologieunterricht und aus den chemischen Reaktionen von Metallen an der Luft (↗ Experiment 19, S. 47) ist bereits bekannt, daß die Luft Sauerstoff enthält.
Wie groß ist aber der Sauerstoffanteil in der Luft?
Der Sauerstoffanteil der Luft kann mit Hilfe des Experiments 23 ermittelt werden. Das Volumen des Sauerstoffs ergibt sich aus der Differenz zwischen dem eingesetzten Volumen der Luft und dem ermittelten Restvolumen. Der Sauerstoffanteil in der Luft wird wie folgt berechnet.

■

Volumen der Luft V_{Luft}	Restvolumen	Volumen des Sauerstoffs $V_{Sauerstoff}$	Anteil des Sauerstoffs $\frac{V_{Sauerstoff}}{V_{Luft}}$
250 ml	200 ml	50 ml	$\frac{1}{5}$

Zusammensetzung der Luft. Bereits 1772 hatte der Engländer *Joseph Priestley* experimentell ermittelt, daß nur ein Fünftel der Luft zur Atmung und zur Verbrennung tauglich ist. Diesen fünften Teil der Luft nannte *Lavoisier* zunächst „Lebensluft", später Sauerstoff. In den übrigen vier Fünfteln der Luft werden Flammen erstickt (↗ Experiment 19, S. 47). Daher nannte *Lavoisier* diesen Teil der Luft „Stickluft", später Stickstoff. ②

Stickstoff und Sauerstoff sind Hauptbestandteile der Luft. Weitere Bestandteile der Luft sind Edelgase und Kohlendioxid. 100 ml trockene Luft enthalten: 78 ml Stickstoff, 21 ml Sauerstoff, 0,96 ml Edelgase und 0,03 ml Kohlendioxid. Die erdnahe Atmosphäre enthält noch einen unterschiedlichen Anteil an Wasserdampf. Im Durchschnitt ist etwa 1 ml Wasserdampf in 100 ml Luft enthalten. ③

▶ **Die Luft ist ein Stoffgemisch. Die Hauptbestandteile sind Stickstoff und Sauerstoff.**

Luft als Rohstoff. Die Bestandteile des Stoffgemisches Luft können aufgrund ihrer unterschiedlichen Siedetemperaturen getrennt und technisch rein gewonnen werden. **Sauerstoff** wird zum Schweißen, in der chemischen Industrie und in der Raketentechnik benötigt. Da **Edelgase** so gut wie gar nicht mit anderen Stoffen reagieren, werden sie als Schutzgas beim Schweißen und als Füllgas für die Herstellung von Lampen und Leuchtstoffröhren verwendet. Aus **Stickstoff** wird großtechnisch Ammoniak produziert. Ammoniak ist ein wichtiges Zwischenprodukt für die Herstellung von Düngemitteln, Plasten und Chemiefasern sowie von Schieß- und Sprengstoffen.

Luft ist lebensnotwendig. Lebewesen brauchen Sauerstoff zum Atmen. Auch der äußerst geringe Anteil an Kohlendioxid in der Luft ist eine wichtige Bedingung für das Leben auf der Erde. Bei der Atmung und beim Verbrennen von Kohle, Erdöl und Erdgas wird Sauerstoff verbraucht und unter anderem Kohlendioxid gebildet. Die grünen Pflanzen nehmen Kohlendioxid auf und geben Sauerstoff ab. Durch diesen Kreislauf werden die Prozesse der lebenden Natur ermöglicht. Gleichzeitig wird dadurch die Zusammensetzung der Luft aufrechterhalten. ④

Reinhaltung der Luft. Besonders in Großstädten, an Verkehrsknotenpunkten und in der Nähe von Industriebetrieben ist die Luft oft durch Schadstoffe belastet. Wenn diese Schadstoffe in größeren Anteilen in der Luft enthalten sind, wird die Gesundheit beeinträchtigt. Es können Schäden in der Natur, an Gebäuden und an technischen Anlagen entstehen. Auf die Reinhaltung der Luft muß deshalb durch die Menschen bewußt geachtet werden.

■ Ein hoher Anteil der Schadstoffe stammt aus den Abgasen von Kraftfahrzeugen. Durch die Begrenzung der Geschwindigkeit für Kraftfahrzeuge auf 80 $\frac{km}{h}$ auf Straßen und auf 100 $\frac{km}{h}$ auf Autobahnen konnte der Ausstoß an Schadstoffen um 15% gesenkt werden. Die Kontrolle der Vergasereinstellung und die Abgasprüfung für alle Kraftfahrzeuge ist in der DDR seit 1983 gesetzlich vorgeschrieben.

---

① Formuliere die Wortgleichung für die chemische Reaktion beim Experiment 23!

②* Von welchen Beobachtungen hat sich *Lavoisier* bei der Wahl der Begriffe „Lebensluft" und „Stickluft" leiten lassen?

③ Berechne das Volumen des Sauerstoffs, der in deinem Chemieraum vorhanden ist!

④ Erläutere die Bedeutung von Grünanlagen und Wäldern für ein gesundes Leben!

Sauerstoff

Sauerstoff wurde 1771 vom Schweden *Carl Wilhelm Scheele* (1742 bis 1786) und unabhängig von ihm 1774 vom Engländer *Joseph Priestley* (1733 bis 1804) entdeckt. Sauerstoff ist Hauptbestandteil der Luft.

24 ▼ Im Gasentwickler wird Wasserstoffperoxid-Lösung auf angefeuchteten Braunstein getropft. Das entstehende Gas ist pneumatisch aufzufangen (Abb. 55 und Abb. 56).

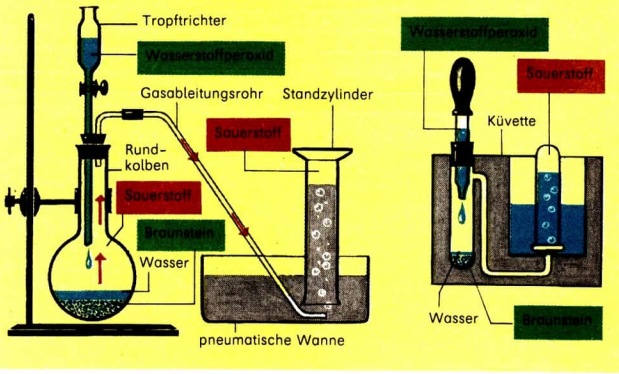


Abb. 55 Darstellen von Sauerstoff im Gasentwickler
Abb. 56 Darstellen von Sauerstoff in der Küvette

Darstellen und pneumatisches Auffangen. Wir wissen bereits, daß Sauerstoff beim Zerlegen des Wassers durch elektrischen Strom als ein Reaktionsprodukt gebildet wurde (↗ Experiment 8, S. 18). Im Laboratorium stellt man Sauerstoff aus Wasserstoffperoxid oder aus Kaliumpermanganat dar. ①
Aus **Wasserstoffperoxid** (in Wasser gelöst eine wasserklare Flüssigkeit) erhält man Sauerstoff bereits bei Zimmertemperatur, wenn man es in einem Gasentwickler auf Braunstein tropfen läßt (Experiment 24). **Kaliumpermanganat** (violette Kristalle) gibt beim Erwärmen Sauerstoff ab (Experiment 26). Gase, die nicht oder nur sehr wenig in Wasser löslich sind, fängt man pneumatisch auf. Beim **pneumatischen Auffangen** wird zunächst das Auffanggefäß mit Wasser gefüllt. Das Gas wird dann von unten in das Auffanggefäß eingeleitet. Es verdrängt das Wasser aus dem Auffanggefäß. ②

▶ **Sauerstoff wird im Laboratorium aus Wasserstoffperoxid oder durch Erhitzen von Kaliumpermanganat dargestellt.**

25 ▼

Es wird untersucht, ob Sauerstoff brennbar ist. Ein glimmender Holzspan wird in das Reagenzglas mit Sauerstoff gehalten.

26 ▼

Erhitze Kaliumpermanganat im Reagenzglas und führe die Spanprobe durch! ③

Eigenschaften und Nachweis. Sauerstoff ist bei 20°C ein farbloses, geruchloses Gas, das in Wasser nur wenig löslich ist. Er hat eine Siedetemperatur von −183°C und eine Dichte von 1,43 $\frac{g}{l}$ (Luft: 1,28 $\frac{g}{l}$). Sauerstoff ist nicht brennbar, unterhält aber die Verbrennung. Ein glimmender Holzspan flammt in Sauerstoff hell auf. Diese **„Spanprobe"** wendet man als Nachweis von Sauerstoff an. ④

▶ **Sauerstoff wird durch die Spanprobe nachgewiesen. Ein glimmender Holzspan flammt in Sauerstoff auf.**

Verwendung. Mehr als die Hälfte des hergestellten Sauerstoffs wird in der chemischen Industrie und für den Antrieb von Raketen und Flugzeugen verwendet. Große Mengen Sauerstoff sind zum Schweißen und Schneiden erforderlich. In besonderen Gefahrensituationen wird Sauerstoff in Beatmungsgeräten eingesetzt (Abb. 57).

Zur Atmung in Atemschutz-und Beatmungsgeräten	Zum Schweißen und Schneiden von Stahl	Zum Antrieb von Raketen
		

Abb. 57 Verwendung von Sauerstoff

Sauerstoff wird in Stahlflaschen transportiert, die durch einen blauen Farbanstrich gekennzeichnet sind (↗ Abb. 65, S. 63).

① Formuliere die Wortgleichung für die Zerlegung von Wasser!

② Beschreibe das pneumatische Auffangen von Sauerstoff anhand der Abbildung 56!

③* Erkläre, wieso ein Holzspan, der an der Luft nur glimmt, in einem Gefäß mit reinem Sauerstoff hell aufflammt!

④ Welche Bedeutung hat in der Natur der in Wasser gelöste Sauerstoff?

Sauerstoffmoleküle. Sauerstoff ist wie jeder Stoff aus Teilchen aufgebaut. Einzelne, isolierte Atome existieren bei Zimmertemperatur nur bei den Edelgasen. Bei Metallen sind bei Zimmertemperatur eine sehr große Anzahl von Atomen zu Atomverbänden verbunden (↗ S. 36). Beim Sauerstoff dagegen sind immer zwei Atome zu einem Teilchen verbunden. Solche aus zwei oder mehreren Atomen aufgebaute Teilchen bezeichnet man als **Moleküle**.

▶ **Moleküle sind Teilchen aus einer begrenzten Anzahl von Atomen. Die Atome werden in den Molekülen durch starke anziehende Kräfte zusammengehalten.**

Es gibt sehr viele Stoffe, die aus Molekülen aufgebaut sind. Diese Stoffe gehören zu den **Molekülsubstanzen**. Substanz ist eine andere Bezeichnung für einen Stoff.

▶ **Molekülsubstanzen sind Stoffe, die aus Molekülen aufgebaut sind.**

Modell des Sauerstoffmoleküls – Formel. Ein Sauerstoffmolekül ist so klein, daß man es bisher selbst mit den empfindlichsten Vergrößerungsgeräten nicht sichtbar machen kann. Den Bau eines Sauerstoffmoleküls aus zwei Sauerstoffatomen kann man durch ein **Modell** veranschaulichen (Abb. 58a). Die Zusammensetzung eines Moleküls aus einer bestimmten Anzahl von Atomen eines Elements kann man auch durch chemische Zeichen ausdrükken.

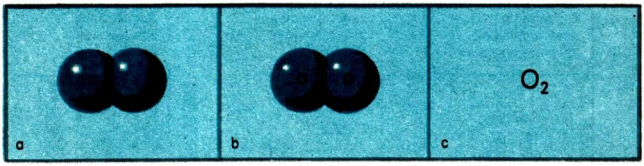


Abb. 58 Modell und Formel eines Sauerstoffmoleküls

Ein Molekül Sauerstoff besteht aus zwei Atomen Sauerstoff. Ein Atom Sauerstoff wird durch das Symbol O gekennzeichnet (Abb. 58b). Es sollen aber zwei zu einem Molekül vereinigte Atome gekennzeichnet werden. Man schreibt das Symbol O und gibt tiefgestellt hinter dem Symbol die Anzahl der Atome an. Das chemische Zeichen für Sauerstoff ist $\mathbf{O_2}$. Solche zusammengesetzten chemischen Zeichen nennt man **Formeln** (Abb. 58c). ①

▶ **Die Formel O_2 kennzeichnet ein Molekül Sauerstoff, bestehend aus zwei Atomen Sauerstoff.**

Sauerstoff als Molekülsubstanz. Bei gasförmigem Sauerstoff sind die Sauerstoffmoleküle in ständiger, regelloser Bewegung und erfüllen den gesamten ihnen zur Verfügung stehenden Raum (Abb. 59). Eine Stoffprobe Sauerstoff besteht aus einer sehr großen Anzahl von Sauerstoffmolekülen.

■ In einem Standzylinder mit 100 ml Sauerstoff befinden sich bei 20°C etwa 2,7 Trilliarden Sauerstoffmoleküle.

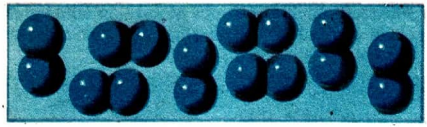


Abb. 59
Bau des Sauerstoffs aus frei beweglichen Molekülen

Bei gasförmigem Sauerstoff sind die Abstände zwischen den Molekülen etwa zehnmal so groß wie der Durchmesser eines Moleküls. Die Räume zwischen den Molekülen sind leer. Aus den relativ großen Abständen zwischen den Molekülen kann man schließen, daß zwischen den Molekülen nur sehr schwache Anziehungskräfte bestehen. Der Sauerstoff gehört zu den Molekülsubstanzen.
Die Eigenschaften des Stoffes Sauerstoff unterscheiden sich von den Eigenschaften einzelner Sauerstoffmoleküle. Ein Sauerstoffmolekül hat beispielsweise keine Dichte und keine Schmelztemperatur. Die Eigenschaften der Stoffe sind das Ergebnis der Wechselwirkung einer sehr großen Anzahl von Molekülen.
Die Formel O_2 kann auch zur Kennzeichnung des Stoffes Sauerstoff verwendet werden.

▸ **Sauerstoff ist eine Molekülsubstanz und hat die Formel O_2.**

Stickstoff

Eigenschaften von Stickstoff. Die Eigenschaften von Stickstoff und Sauerstoff sind in Tabelle 8 zusammengefaßt. ②

Tabelle 8 Eigenschaften von Stickstoff und Sauerstoff

Eigenschaften der Stoffe	Eigenschaften des Stickstoffs	Eigenschaften des Sauerstoffs
Aggregatzustand bei 20°C	gasförmig	gasförmig
Siedetemperatur	−196°C	−183°C
Farbe	farblos	farblos
Geruch	geruchlos	geruchlos
Brennbarkeit	nicht brennbar erstickt die Flamme	nicht brennbar unterhält die Flamme
Dichte im Vergleich zur Luft	etwa gleich	etwas größer
Löslichkeit in Wasser bei 101 kPa	unlöslich	sehr gering

① Welcher Unterschied besteht zwischen den chemischen Zeichen O und O_2?

② Wie kann man farb- und geruchlosen Sauerstoff und Stickstoff unterscheiden?

Bau und Formel von Stickstoff. Stickstoff ist aus Molekülen aufgebaut, also eine **Molekülsubstanz.** Ein Molekül Stickstoff setzt sich aus zwei Atomen Stickstoff zusammen. Die Formel ist N_2 (Abb. 60).

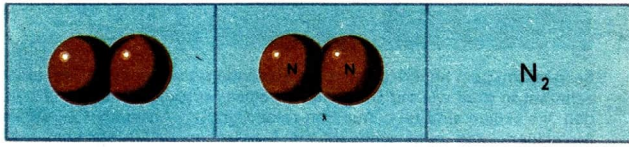
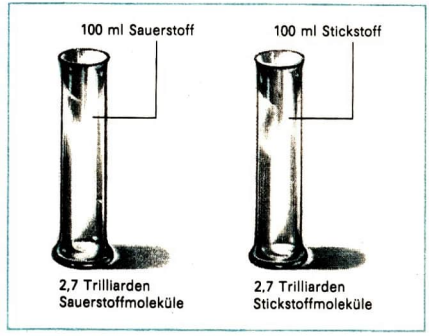


Abb. 60 Modell und Formel eines Stickstoffmoleküls

Satz von Avogadro. Eine Stoffprobe Stickstoff besteht aus einer sehr großen Anzahl von Stickstoffmolekülen.

In einem Standzylinder mit 100 ml Stickstoff befinden sich bei 20°C etwa 2,7 Trilliarden Moleküle Stickstoff (Abb. 61).

Abb. 61
Zusammenhang zwischen Volumen und Anzahl der Teilchen bei Gasen



Die gleiche Aussage wurde schon bei Sauerstoff getroffen (↗ S. 58). Im Jahre 1811 stellte der italienische Physiker *Amedeo Avogadro* die Hypothese auf, daß gleiche Raumteile (Volumen) verschiedener Gase bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen enthalten. Es gibt bis heute keine Erscheinung, die der Hypothese von *Avogadro* widerspricht.

Gleiche Volumen verschiedener Gase enthalten unter gleichen Bedingungen die gleiche Anzahl von Molekülen (Satz von Avogadro).

Wasserstoff

27 ▼ Stelle Wasserstoff dar, fange ihn pneumatisch auf, führe die Knallgasprobe durch und untersuche die Brennbarkeit!

Darstellung. Wir haben Wasserstoff bereits als ein Reaktionsprodukt beim Zerlegen von Wasser durch den elektrischen Strom kennengelernt (↗ Experiment 8, S. 18). In der Industrie stellt man Wasserstoff durch Zerlegen des Wassers mit Hilfe des elektrischen Stroms, durch chemische Reaktion von Wasser mit Kohle oder durch Zerlegen von Erdöl oder Erdgas her.
1766 entdeckte der Engländer *Henry Cavendish* (1731 bis 1810) den Wasserstoff, als er Metalle mit verdünnten Säuren reagieren ließ. Diese chemische Reaktion wird auch heute noch genutzt, um Wasserstoff im Laboratorium darzustellen. Dabei läßt man im **Kippschen Gasentwickler** (Abb. 62a) oder in einem anderen Gasentwickler (Abb. 62b) Salzsäure auf Zink einwirken (Experiment 27). ① ②

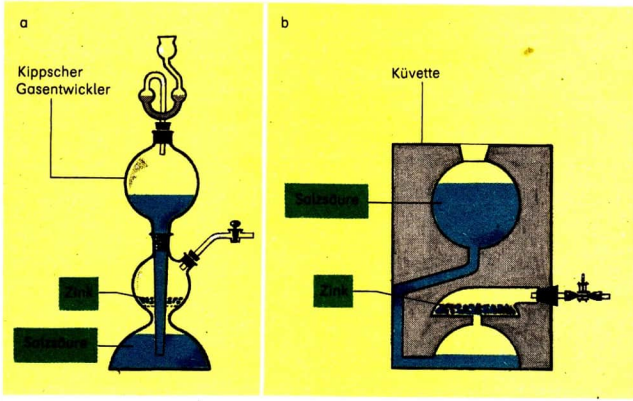


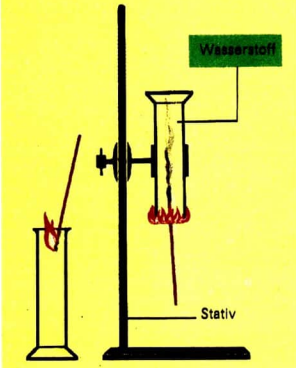
Abb. 62 Darstellen von Wasserstoff a) im Kippschen Gasentwickler, b) in der Küvette

①* Erläutere die Arbeitsweise des Kippschen Gasentwicklers (Abb. 62a, S. 61)!

② Wasserstoff läßt sich pneumatisch und durch Luftverdrängung auffangen. Auf welche Eigenschaft kann man jeweils schließen?

28

Vorsicht! Es wird untersucht, ob die Dichte von Wasserstoff größer oder kleiner ist als die von Luft (Abb. 63).



Eigenschaften. Wasserstoff ist bei 20°C ein farbloses, geruchloses Gas, das in Wasser (bei 101 kPa) nicht löslich ist. Er hat eine Siedetemperatur von – 253°C und eine Dichte von 0,089 $\frac{g}{l}$. Die Dichte der Luft ist mit 1,287 $\frac{g}{l}$ etwa 14,5 mal größer als die Dichte von Wasserstoff (Experiment 28). Wasserstoff ist brennbar. Beim Experimentieren mit Wasserstoff ist äußerste Vorsicht geboten. Wasserstoff-Luft-Gemische, auch **Knallgas** genannt, sind explosiv (Experiment 27). Deshalb muß man sich vor dem Experimentieren durch die **Knallgasprobe** davon überzeugen, daß kein Wasserstoff-Luft-Gemisch vorliegt (Abb. 64).

Abb. 63
Ermitteln der Dichte von Wasserstoff

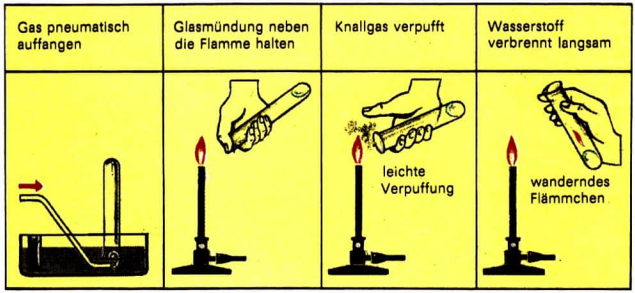


Abb. 64 Durchführen der Knallgasprobe

An der Brennbarkeit und der Bildung von Wassertröpfchen bei dieser chemischen Reaktion kann man Wasserstoff erkennen (Experiment 10, S. 20). ①

▶ **Wasserstoff ist ein brennbares Gas. Wasserstoff-Luft-Gemische sind explosiv (Knallgas).**

Verwendung. Der Wasserstoff wird aufgrund seiner Eigenschaften im täglichen Leben und in der Technik verwendet (Tabelle 9).

Tabelle 9 Eigenschaften und Verwendung von Wasserstoff

Eigenschaft	Verwendung
brennbar	als Bestandteil von Heizgasen, zum Schweißen und Schneiden
sehr geringe Dichte	zum Füllen von Wetterballons
reagiert leicht mit anderen Stoffen	zur Produktion von Ammoniak, Chlorwasserstoff und anderen Stoffen

Beim Verbrennen von Wasserstoff wird Wärme abgegeben (↗ Experiment 10, S. 20). Daher wird Wasserstoff auch als Heizgas verwendet. Stadtgas besteht etwa zur Hälfte aus Wasserstoff. Beim autogenen Schweißen und Schneiden wird Wasserstoff in einem speziellen Brenner zusammen mit reinem Sauerstoff zur Reaktion gebracht. In der Flamme herrschen Temperaturen bis zu 3000 °C. Zum Schweißen wird Wasserstoff in Stahlflaschen transportiert, die einen roten Farbanstrich tragen und deren Anschlußventile Linksgewinde haben (Abb. 65). ②



Abb. 65
Kennfarben für verschiedene Gase an Stahlflaschen

Aufgrund der geringen Dichte von Wasserstoff bekommt ein mit Wasserstoff gefüllter Ballon in der Luft einen solchen Auftrieb, daß Lasten gehoben werden können. Der Gasballon, der *Jacques Charles* und seinen Gefährten 1783 40 km durch die Luft trug (↗ S. 53), war mit Wasserstoff gefüllt. ③

① Vergleiche die Dichte von Wasserstoff mit der Dichte von Sauerstoff! Gib an, welcher Stoff eine größere Dichte hat!

② Schreibe die Wortgleichung für die Verbrennung von Wasserstoff auf!

③ Bei der technischen Verwendung eines Stoffes muß man alle Eigenschaften dieses Stoffes beachten. Welche Eigenschaft des Wasserstoffs mag der Grund dafür sein, daß mit Wasserstoff gefüllte Ballons heute nicht mehr zur Beförderung von Personen eingesetzt werden?

Wasserstoff wird überwiegend in der chemischen Industrie zur Produktion wichtiger Chemieprodukte verwendet. Dazu gehört die Herstellung von Ammoniak (Abb. 66) und von Chlorwasserstoff. Von Bedeutung ist auch die Umwandlung von flüssigen Pflanzenfetten durch chemische Reaktion mit Wasserstoff in feste, streichfähige Speisefette, wie Margarine.



Abb. 66 Verwendung von Wasserstoff

Bau und Formel von Wasserstoff. Wasserstoff ist wie Sauerstoff und Stickstoff aus zweiatomigen Molekülen aufgebaut. Die Formel ist H_2 (Abb. 67). Wasserstoff gehört aufgrund seines Baus und seiner charakteristischen Eigenschaften zur Stoffklasse der Molekülsubstanzen.

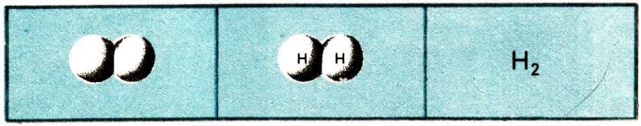


Abb. 67 Modell und Formel eines Wasserstoffmoleküls

▶ **Wasserstoff ist eine Molekülsubstanz und hat die Formel H_2.**

Wasser

Wassermoleküle. Wasser kann in Wasserstoff und Sauerstoff als Reaktionsprodukte zerlegt werden (↗ Experiment 8, S. 18). Daraus folgt, daß Wasser aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff besteht. Wissenschaftler haben durch exakte Untersuchungen und Berechnungen herausgefunden, daß immer 2 Atome Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff durch starke Anziehungskräfte zu einem Molekül verbunden sind (Abb. 68a, b). Ein Molekül Wasser wird durch die Formel H_2O gekennzeichnet (Abb. 68c). Tiefgestellt hinter dem jeweiligen Symbol wird die Anzahl der im Molekül enthaltenen Atome angegeben. Die „Eins" wird nicht geschrieben. ①

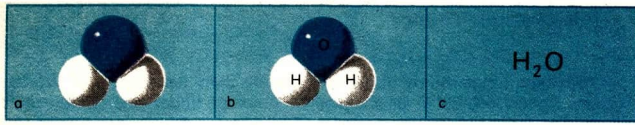


Abb. 68 Modell und Formel eines Wassermoleküls

▶ **Die Formel H_2O kennzeichnet ein Molekül Wasser, bestehend aus zwei Atomen Wasserstoff und einem Atom Sauerstoff.**

Wasser als Molekülsubstanz. Zwischen den Molekülen des Wassers bestehen schwache Anziehungskräfte, die je nach vorliegendem Aggregatzustand unterschiedlich wirksam werden. Wenn Wasser im **gasförmigen Aggregatzustand** vorliegt, sind die Wassermoleküle frei beweglich und erfüllen den gesamten ihnen zur Verfügung stehenden Raum. Die Moleküle bewegen sich regellos und mit solcher Geschwindigkeit, daß Anziehungskräfte kaum zur Wirkung kommen (Abb. 69a).



Abb. 69 Bau des Wassers aus Molekülen in den verschiedenen Aggregatzuständen a) gasförmig, b) flüssig, c) fest

Wird Wasserdampf unter 100°C abgekühlt, erfolgt der Übergang in den **flüssigen Aggregatzustand**. Beim Abkühlen nimmt die Geschwindigkeit der Moleküle ab. Dadurch werden die Anziehungskräfte zwischen den Molekülen wirksam und die Abstände kleiner (Abb. 69b).
Wird Wasser schließlich unter 0°C abgekühlt, erfolgt der Übergang in den **festen Aggregatzustand**. Es bilden sich Eiskristalle. Eine nochmalige Zunahme der Anziehungskräfte ist festzustellen. Die Moleküle nehmen eine regelmäßige Anordnung ein. Im festen Körper führen die Moleküle nur noch Schwingungen am Ort aus (Abb. 69c). ②

▶ **Wasser ist eine Molekülsubstanz und wird durch die Formel H_2O gekennzeichnet.**

Welcher Unterschied besteht zwischen dem Bau eines Wassermoleküls und dem Bau eines Wasserstoffmoleküls?

②* Erläutere die Veränderungen im Teilchenaufbau des Wassers beim Übergang vom festen in den flüssigen und vom flüssigen in den gasförmigen Aggregatzustand!

Teilchenmäßige Betrachtung der chemischen Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff. Bei einer chemischen Reaktion findet eine Stoffumwandlung statt. Ausgangsstoffe reagieren zu Reaktionsprodukten. Alle Stoffe sind aus Teilchen aufgebaut. Deshalb kann man sagen: Bei einer chemischen Reaktion reagieren die Teilchen der Ausgangsstoffe miteinander. Es bilden sich Teilchen der Reaktionsprodukte.
Die Masse der Ausgangsstoffe und der Reaktionsprodukte setzt sich aus der Masse der am Aufbau der Stoffe beteiligten Atome zusammen. Nach dem Gesetz von der Erhaltung der Masse ist die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Reaktionsprodukte (↗ S. 50). Folglich ist die Anzahl der Atome jedes Elements, die bei den Ausgangsstoffen vorhanden war, auch nach der chemischen Reaktion in den Reaktionsprodukten vorhanden. ①

▶ **Die Anzahl der Atome eines Elements bei den Ausgangsstoffen ist gleich der Anzahl der Atome dieses Elements bei den Reaktionsprodukten.**

Bei der chemischen Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff bildet sich Wasser (↗ Experiment 10, S. 20). Dabei reagieren Wasserstoffmoleküle und Sauerstoffmoleküle miteinander und bilden Wassermoleküle (Abb. 70). ②

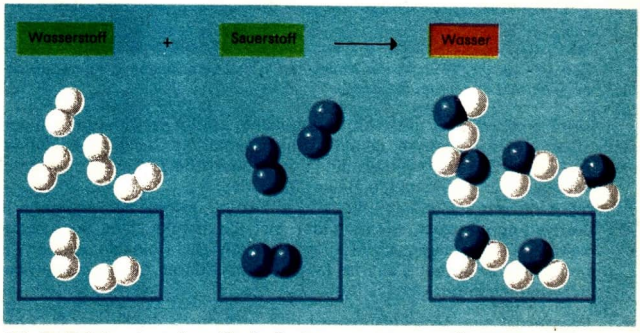


Abb. 70 Teilchendarstellung für die Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser

Aus der Abbildung 70 ist ersichtlich, daß Wasserstoffmoleküle und Sauerstoffmoleküle im Zahlenverhältnis 2:1 reagieren.

Reaktionsgleichung für die Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser. Bisher wurden chemische Reaktionen durch Wortgleichungen beschrieben. Aus Wortgleichungen sind jedoch keine Aussagen über die Teil-

chen, die an der chemischen Reaktion beteiligt sind, zu entnehmen. Bei chemischen Reaktionen werden chemische Zeichen zur Kennzeichnung der Teilchen verwendet. Dabei gibt man das kleinstmögliche Verhältnis der Teilchenanzahlen an (Abb. 70).

■ $2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$

Einen solchen Ausdruck nennt man **Reaktionsgleichung**. Für jedes Teilchen ist das jeweilige chemische Zeichen geschrieben. Die Zahl vor den chemischen Zeichen wird als **Faktor** bezeichnet. Er gibt eine bestimmte Anzahl der Teilchen an. Wenn kein Faktor vor dem chemischen Zeichen steht, bedeutet das die Anzahl 1.

▸ **Die Reaktionsgleichung kennzeichnet eine chemische Reaktion unter Verwendung chemischer Zeichen. Sie gibt das Zahlenverhältnis an, in dem die Teilchen miteinander reagieren.**

Aussagen der Reaktionsgleichung. Der Reaktionsgleichung

■ $2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$

können folgende Aussagen entnommen werden:

▸ **Wasserstoff und Sauerstoff reagieren zu Wasser.**
Jeweils 2 Moleküle Wasserstoff und 1 Molekül Sauerstoff reagieren zu 2 Molekülen Wasser.

Gegenüber der Wortgleichung ermöglicht die Reaktionsgleichung Aussagen zu dem Verhältnis der Teilchenanzahlen bei einer chemischen Reaktion. ③

Entwickeln einer Reaktionsgleichung. Reaktionsgleichungen können auch ohne Teilchenbetrachtungen entwickelt werden. Beim Entwickeln einer Reaktionsgleichung sollte man zweckmäßig vorgehen.
Ausgehend von der **Wortgleichung** schreibt man die **chemischen Zeichen** für die Stoffe auf, die an der chemischen Reaktion beteiligt sind.

■ $H_2 + O_2 \dashrightarrow H_2O$

---

① Erläutere den Zusammenhang zwischen dem Gesetz von der Erhaltung der Masse und dem Erhalt der Atome eines Elements bei chemischen Reaktionen!

② Gib die Formeln für Wasserstoff, Sauerstoff und Wasser an!

③ Gegeben sind die Wortgleichung und die Reaktionsgleichung:
Wasserstoff + Sauerstoff ⟶ Wasser
$2\ H_2 \quad + \quad O_2 \quad \longrightarrow 2\ H_2O.$
a) Welche Aussagen kann man der Wortgleichung entnehmen?
b) Welche Aussagen kann man der Reaktionsgleichung entnehmen?
c) Nenne einen Vorteil der Reaktionsgleichung gegenüber der Wortgleichung!

Es ist zu überprüfen, ob die Anzahl der Atome eines Elements bei den Ausgangsstoffen gleich der Anzahl der Atome dieses Elements bei den Reaktionsprodukten ist. In unserem Beispiel ist das nicht der Fall. Durch entsprechende Faktoren vor den chemischen Zeichen wird erreicht, daß die Anzahl der Atome von Elementen bei Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten übereinstimmt. Diese **Faktoren** müssen in unserem Beispiel ermittelt werden. Die chemischen Zeichen dürfen dabei nicht verändert werden (Tabelle 10).

Tabelle 10 Ermitteln der Faktoren vor chemischen Zeichen in einer Reaktionsgleichung

Unvollständige Reaktionsgleichung	■ $H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$
Vergleich der Anzahl der Atome eines Elements Daraus folgt:	(O) 2 1 $H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$
Vergleich der Anzahl der Atome des anderen Elements Daraus folgt:	(H) 2 4 $2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$

Zweckmäßig ist es, die Reaktionsgleichung zu **kontrollieren**, ob die Anzahl der Atome jedes Elements bei Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten gleich ist (Tabelle 11).

Tabelle 11 Kontrollieren der Anzahl der Atome jedes Elements in einer Reaktionsgleichung

Reaktionsgleichung	■ $2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$
Kontrolle derAnzahl der Wasserstoffatome	(H) $2 \cdot 2$ $= 2 \cdot 2$ 4 $= 4$
Kontrolle der Anzahl der Sauerstoffatome	(O) $1 \cdot 2 = 2 \cdot 1$ 2 $=$ 2

Das schrittweise Vorgehen beim Entwickeln einer Reaktionsgleichung kann zusammengefaßt werden (Tabelle 12).
①

Reaktionsgleichung – ein internationales Verständigungsmittel. Der Chemiker bedient sich der Reaktionsgleichung, um das Wesentliche einer chemischen Reaktion kurz, übersichtlich und international verständlich auszudrükken. Wortgleichungen werden in der jeweiligen Landessprache formuliert. Die Reaktionsgleichung wird trotz unterschiedlicher Sprache und Schrift in allen Ländern gleich geschrieben (Abb. 71). ① ↗ S. 71

Tabelle 12 Schritte zum Entwickeln einer Reaktionsgleichung

Schritte	■ Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser
1. Wortgleichung formulieren	Wasserstoff + Sauerstoff ⟶ Wasser
2. Chemische Zeichen einsetzen	$H_2 + O_2 \dashrightarrow H_2O$
3. Faktoren ermitteln	$2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$
4. Kontrolle der Anzahl der Atome jedes Elements durchführen	(H) 4 = 4 (O) 2 = 2

$2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$

Wasserstoff	+	Sauerstoff	⟶ Wasser	(deutsch)
водород	+	кислород	⟶ вода	(russisch)
hydrogen	+	oxygen	⟶ water	(englisch)
hydrogène	+	oxygène	⟶ eau	(französisch)

Abb. 71 Reaktionsgleichungen sind international verständlich

Chlor und Chlorwasserstoff

21

Chlor

29

Vorsicht! In einem Standzylinder wird Chlor in Wasser gelöst und der Lösung einige Tropfen rote Tinte zugesetzt.

Eigenschaften und Verwendung. Chlor wurde 1774 erstmals vom Schweden *Carl Wilhelm Scheele* dargestellt. Chlor ist bei 20°C ein gelbgrünes Gas. Der gelbgrünen Farbe verdankt es seinen Namen (chloros griechisch: grünlich). Die Siedetemperatur beträgt −34°C, die Dichte 3,214 $\frac{g}{l}$. Bei 20°C läßt sich Chlor unter Druck verflüssigen und in Stahlflaschen und Tankwagen transportieren.

① * Weise nach, daß die Anzahl der Atome eines Elements bei den Ausgangsstoffen und dem Reaktionsprodukt gleich ist!

$N_2 + O_2 \longrightarrow 2\,NO$

Chlor riecht stechend und ist sehr giftig. Es reizt die Augen und die Schleimhäute der Atmungsorgane. Ein Anteil von 2,5 mg Chlor je Liter Luft wirkt tödlich. Chlor gehört laut Giftgesetz im verflüssigten Zustand in Druckgasbehältern zu den Giften der Abteilung 1. Beim Arbeiten mit Chlor sind die Bestimmungen des Arbeits- und Gesundheitsschutzes strikt zu beachten. Als Gegenmaßnahme bei Chlorvergiftungen dient das Einatmen von Sauerstoff oder Ethanoldampf. In jedem Fall muß der Geschädigte unverzüglich dem Arzt vorgestellt werden. ② ③

▸ **Chlor ist ein gelbgrünes Gas, riecht stechend und ist sehr giftig.**

Chlor ist löslich in Wasser (Experiment 29). Bei 20°C löst 1 l Wasser 2,3 l Chlor. Die Lösung nennt man **Chlorwasser**. Chlor und Chlorwasser wirken bereits in geringen Mengen desinfizierend, Bakterien werden abgetötet. Die keimtötende Wirkung von Chlor wird bei der Entkeimung von Wasser genutzt. Im Trinkwasser darf höchstens 0,1 mg Chlor je Liter Wasser vorhanden sein, um den Geschmack nicht wesentlich zu beeinträchtigen. Auch dem Wasser in Schwimmbädern wird Chlor zugesetzt, um Krankheitserreger abzutöten. Daher rührt der leicht stechende Geruch, den man mitunter in Hallenbädern wahrnehmen kann.
Chlor und Chlorwasser wirken bleichend (Experiment 29). Aufgrund der Eigenschaften wird Chlor vielseitig verwendet (Tabelle 13).

Tabelle 13 Eigenschaften und Verwendung von Chlor

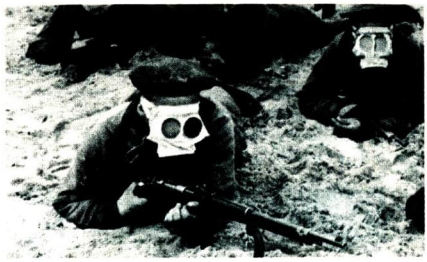
▸

Eigenschaften	**Verwendung**
in Gegenwart von Wasser bleichend	zum Bleichen in der Zellstoff- und Papierindustrie
in Gegenwart von Wasser desinfizierend	zum Desinfizieren von Trink- und Brauchwasser
reagiert leicht mit anderen Stoffen	zur Produktion von Chlorwasserstoff, Salzsäure, Schädlingsbekämpfungs- und Lösungsmitteln

Wissenschaftlern und Technikern ist es gelungen, aus dem giftigen Chlor viele nützliche Stoffe zum Wohle der Menschen herzustellen (Tabelle 13).

Mißbrauch von Chlor. Während des 1. Weltkrieges ließ die Führung des imperialistischen Deutschland am 22. 4. 1915 das Lungengift Chlor aus 6000 Stahlflaschen auf die gegnerischen Stellungen bei Ypern (Belgien) abblasen. Dabei fanden über 5000 englische und französische Soldaten einen qualvollen Tod (Abb. 72).
Dieser erstmalige Einsatz von Giftgas als Kampfstoff war ein schwerwiegender Verstoß gegen bestehende Vereinbarungen, giftige Stoffe im Krieg nicht einzusetzen. Der einseitige Bruch der Vereinbarungen durch Deutschland hatte zur Folge, daß nunmehr beide kriegführenden Seiten giftige Stoffe als Kampfstoffe entwickelten und einsetzten. Insgesamt forderte der Giftgaseinsatz im 1. Weltkrieg 120000 Tote.

Abb. 72
Verbrecherischer Einsatz von Chlor im 1. Weltkrieg



Bau und Formel von Chlor. Chlor ist eine **Molekülsubstanz**. Jedes Chlormolekül besteht aus 2 Chloratomen (Abb. 73).

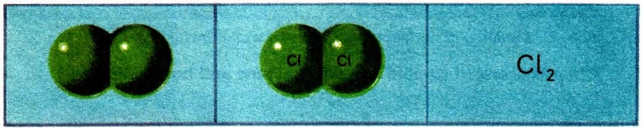


Abb. 73 Modell und Formel eines Chlormoleküls

▶ **Chlor ist eine Molekülsubstanz und hat die Formel Cl_2.**

Chlorwasserstoff

30

Vorsicht! In einen mit Chlor gefüllten Standzylinder wird eine Wasserstofffflamme gehalten (Abb. 74).

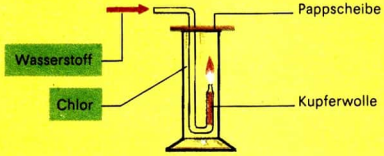


Abb. 74 Wasserstoff reagiert mit Chlor

① * Nenne wissenschaftliche Leistungen von zwei Wissenschaftlern, die im 18. Jahrhundert lebten, und deren Bedeutung für die Entwicklung der Chemie!

② Entscheide, ob man Chlor pneumatisch oder durch Luftverdrängung auffangen kann! Begründe deine Entscheidung!

③ Begründe, weshalb mit Chlor keine Schülerexperimente durchgeführt werden dürfen!

Reaktion von Chlor mit Wasserstoff zu Chlorwasserstoff. Die Wasserstoffflamme brennt in Chlor weiter, obwohl kein Sauerstoff vorhanden ist. Daraus kann man schließen, daß Wasserstoff mit Chlor reagiert. Außerdem beobachtet man den Verbrauch des gelbgrünen Chlors und die Bildung eines farblosen Reaktionsprodukts (Experiment 30). Das Reaktionsprodukt ist **Chlorwasserstoff HCl**. Chlorwasserstoff ist eine Molekülsubstanz, also aus Molekülen aufgebaut. Im Chlorwasserstoffmolekül sind 1 Atom Wasserstoff und 1 Atom Chlor miteinander verbunden (Abb. 75). ①

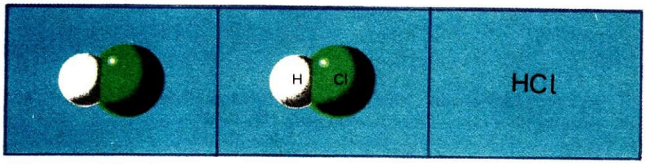


Abb. 75 Modell und Formel eines Chlorwasserstoffmoleküls

▶ **Chlorwasserstoff ist eine Molekülsubstanz und hat die Formel HCl.**

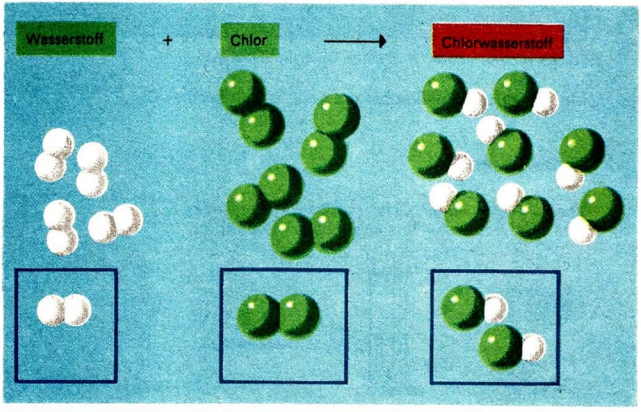


Abb. 76 Teilchendarstellung für die Reaktion von Wasserstoff mit Chlor zu Chlorwasserstoff

Bei der Reaktion von Chlor mit Wasserstoff reagieren Chlormoleküle mit Wasserstoffmolekülen. Es bilden sich Chlorwasserstoffmoleküle (Abb. 76). Betrachtet man die Volumen der Ausgangsstoffe und des Reaktionsprodukts bei dieser chemischen Reaktion, so stellt man fest, daß 1 ml Wasserstoff mit 1 ml Chlor zu 2 ml Chlorwasserstoff reagiert. ②

Diese Volumenverhältnisse konnten Anfang des 19. Jahrhunderts nicht erklärt werden. Man nahm an, daß Wasserstoff und Chlor aus einzelnen Atomen aufgebaut sind. Unter dieser Annahme wäre nach der Hypothese von *Avogadro* nur 1 ml Chlorwasserstoff zu erwarten. Diesen Widerspruch löste *Avogadro*, indem er schloß, daß Wasserstoff und Chlor aus zweiatomigen Molekülen aufgebaut sein müssen. Auf diese Weise konnten die Volumenverhältnisse auch bei chemischen Reaktionen mit anderen Gasen erklärt werden.

31 ▼ Die Löslichkeit von Chlorwasserstoff in Wasser wird untersucht (Abb. 77).

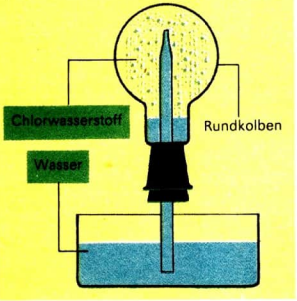


Abb. 77
Prüfen der Löslichkeit von Chlorwasserstoff

Eigenschaften und Verwendung von Chlorwasserstoff. Chlorwasserstoff ist ein farbloses, stechend riechendes und giftiges Gas. Er hat eine Siedetemperatur von −85°C und eine Dichte von 1,639 $\frac{g}{l}$.

Chlorwasserstoff ist sehr gut löslich in Wasser. 1 l Wasser löst bei 20°C etwa 450 l Chlorwasserstoff (Experiment 31).

Die Lösung von Chlorwasserstoff in Wasser bezeichnet man als **Salzsäure**. Salzsäure findet in der Technik, im Laboratorium und auch im Haushalt Verwendung. Im Kippschen Gasentwickler (↗ Abb. 62a, S. 61) wird durch Einwirkung von Salzsäure auf Zink Wasserstoff dargestellt. ③
Salzsäure ist auch ein Stoffwechselprodukt. Der Magensaft enthält Salzsäure, die von Drüsenzellen in der Magenwand abgegeben wird und für die Verdauung sowie für das Abtöten von Mikroben unentbehrlich ist. Ein zu hoher Anteil Salzsäure im Magensaft verursacht das „Sodbrennen".
Chlorwasserstoff wird hauptsächlich zur Produktion von PVC (Polyvinylchlorid) eingesetzt, einem vielseitig verwendbaren Plast. Aus PVC können beispielsweise Rohre, Schläuche, Dachrinnen, Fußbodenbelag und Schutzbekleidung hergestellt werden.

① Welcher Unterschied besteht zwischen Chlorwasser und Chlorwasserstoff?

② Entwickle schrittweise die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Wasserstoff mit Chlor zu Chlorwasserstoff (↗ Tabelle 12)! Welche Aussagen kann man dieser Reaktionsgleichung entnehmen?

③* Ist es sinnvoll, Chlorwasserstoff pneumatisch aufzufangen? Begründe deine Meinung!

Schwefel

Vorkommen und Verwendung. Schwefel war schon im Altertum bekannt. Lagerstätten des Schwefels wurden bereits von den Griechen und Römern abgebaut, besonders auf Sizilien. Schon vor einigen tausend Jahren benutzte man Schwefel zur Herstellung von Heilsalben, zum Schwärzen von Waffen und für religiös-mystische Zwecke sowie das Verbrennungsprodukt von Schwefel zum Bleichen von Geweben.
Die Nachfrage nach Schwefel nahm zu, als Anfang des 14. Jahrhunderts das Schießpulver in Anwendung kam.
Heute ist Schwefel einer der wichtigsten Rohstoffe für die Herstellung von **Schwefelsäure**, ohne die keine moderne chemische Industrie betrieben werden kann. In der VR Polen gibt es bedeutende Schwefelvorkommen. Das schwefelhaltige Gestein wird dort mit Baggern im Tagebau abgebaut (Abb. 78).

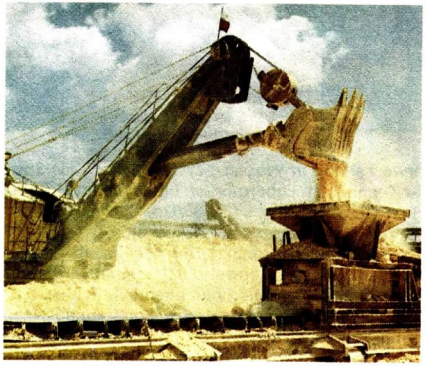


Abb. 78
Schwefelgewinnung in einem polnischen Tagebau

32 ▼ Die elektrische Leitfähigkeit von Schwefel wird untersucht (↗ Abb. 32, S. 32).

Eigenschaften. Schwefel ist bei 20°C fest, geschmacklos, spröde und von charakteristisch gelber Farbe. Er bildet Kristalle von rhombischer Gestalt (Abb. 79). Schwefel leitet den elektrischen Strom nicht (Experiment 32), ist unlöslich in Wasser und verbrennt an der Luft mit bläulicher Flamme. Rhombischer Schwefel schmilzt bei 113°C zu einer leichtbeweglichen, honiggelben Flüssigkeit. Bei 445°C siedet Schwefel. ①

Bau des Schwefels. Untersuchungen haben ergeben, daß fester Schwefel



Abb. 79 Schwefelkristalle

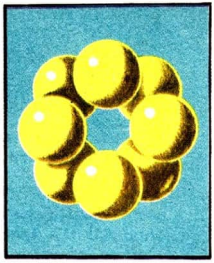


Abb. 80 Schwefelmolekül

aus regelmäßig angeordneten Molekülen besteht. Schwefel ist eine Molekülsubstanz. Jedes Schwefelmolekül besteht aus 8 Schwefelatomen, die ringförmig miteinander verbunden sind (Abb. 80). ②
Zwischen den Molekülen bestehen schwache Anziehungskräfte. Es bedarf einer größeren Energie, um die relativ großen Moleküle beweglich zu machen. So lassen sich die im Vergleich zu anderen Molekülsubstanzen relativ hohen Schmelz- und Siedetemperaturen erklären.
Die Formel für ein Schwefelmolekül, bestehend aus 8 Schwefelatomen, ist S_8. Es ist aber üblich, in Reaktionsgleichungen das Symbol **S** als chemisches Zeichen für Schwefel zu verwenden.

▶ **Schwefel ist eine Molekülsubstanz, die durch das Symbol S gekennzeichnet wird.**

Schwefeldioxid

33 ▼ Untersuche, ob Schwefel mit reinem Sauerstoff reagiert!

Reaktion von Schwefel mit Sauerstoff. Schwefel verbrennt an der Luft mit schwach blauer, in reinem Sauerstoff mit hell leuchtender Flamme (Experiment 33). Das Reaktionsprodukt ist ein stechend riechendes, farbloses Gas, das **Schwefeldioxid**. ③ ④

① Begründe, weshalb Schwefel nicht zur Stoffklasse der Metalle gehört!

② Gib das chemische Zeichen an, das die Zusammensetzung eines Schwefelmoleküls aus 8 Atomen Schwefel kennzeichnet!

③* Erkläre, warum Schwefel in Sauerstoff intensiver brennt als an der Luft!

④ In welchen Eigenschaften unterscheiden sich Schwefel und Schwefeldioxid wesentlich? Weshalb gehören Schwefel und Schwefeldioxid zur selben Stoffklasse?

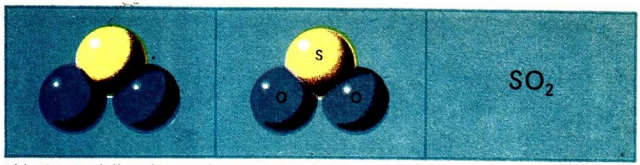


Abb. 81 Modell und Formel eines Schwefeldioxidmoleküls

Schwefeldioxid ist eine Molekülsubstanz. Jedes Schwefeldioxidmolekül besteht aus 1 Schwefelatom und 2 Sauerstoffatomen. Die Formel ist **SO_2** (Abb. 81). Die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Schwefel mit Sauerstoff zu Schwefeldioxid lautet:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

▶ **Schwefeldioxid ist eine Molekülsubstanz und hat die Formel SO_2.**

34 ▼ Die Löslichkeit von Schwefeldioxid in Wasser wird geprüft.

Eigenschaften und Verwendung. Schwefeldioxid ist ein farbloses, stechend riechendes Gas. Die Siedetemperatur beträgt −10°C, die Dichte 2,926 $\frac{g}{l}$. Schwefeldioxid ist giftig und reizt die Schleimhäute. Es ist gut löslich in Wasser (Experiment 34). In 1 l Wasser werden bei 20°C 39 l Schwefeldioxid gelöst.
Schwefeldioxid wirkt bleichend und desinfizierend. Wie schon im Altertum findet Schwefeldioxid auch heute noch als Bleichmittel für Wolle, Federn, Stroh, Papier und andere Materialien Verwendung. Beim sogenannten „Ausschwefeln" von Fässern nutzt man die desinfizierende Wirkung des Schwefeldioxids. Hauptsächlich wird Schwefeldioxid jedoch als Ausgangsstoff für die Herstellung von Schwefelsäure benötigt (Tabelle 14).

Tabelle 14 Eigenschaften und Verwendung von Schwefeldioxid

Eigenschaften	Verwendung
wirkt bleichend	als Bleichmittel für Wolle, Federn, Stroh, Holz und Papier
wirkt desinfizierend	als Desinfektions- und Konservierungsmittel
reagiert mit Sauerstoff	zur Herstellung von Schwefelsäure

Schwefeldioxid als Luftschadstoff. Kohle und Erdöl sind schwefelhaltig. Beim Verbrennen dieser Stoffe bildet sich Schwefeldioxid und gelangt mit dem Rauchgas in die Luft. Schwefeldioxid löst sich in Wasser und bildet eine saure Lösung. Dadurch werden Schäden an Gebäuden hervorgerufen. Die Korrosion an Metallkonstruktionen wird gefördert. Viel bedenklicher aber sind die Schäden, die durch Schwefeldioxid an verschiedenen Nadelgehöl-

zen entstehen und zu erheblichen Verlusten im Waldbestand führen können. Um das Auftreten des Schadstoffes Schwefeldioxid in der Luft so gering wie möglich zu halten, muß das Rauchgas entschwefelt werden. Eine Möglichkeit, das in Kohlekraftwerken anfallende Schwefeldioxid zu einem großen Teil aus dem Rauchgas zu entfernen, ist die Bindung des Schwefeldioxids an Kalkstein.
Probleme der Reinhaltung der Luft erfordern aber auch eine internationale Verständigung und das abgestimmte Handeln aller Staaten. ①

Vergleich von Metallen und Molekülsubstanzen 23

35 ▼ Eigenschaften einiger Metalle werden untersucht.

36 ▼ Ermittle, ob es sich bei der gegebenen Stoffprobe um Wasserstoff, Sauerstoff oder Stickstoff handelt!

Bau und Eigenschaften. Nach dem Bau kann man Stoffe bestimmten Stoffklassen zuordnen, beispielsweise den Metallen oder den Molekülsubstanzen. Zwischen dem Bau der Stoffe und den Eigenschaften der Stoffe bestehen Zusammenhänge (Tabelle 15).

Tabelle 15 Vergleich von Metallen und Molekülsubstanzen

Stoffe	**Metalle**	**Molekülsubstanzen**
Bau	regelmäßige Anordnung von Atomen (Atomverband) zwischen den Atomen bestehen starke Anziehungskräfte	Aufbau aus Molekülen zwischen den Molekülen bestehen nur schwache Anziehungskräfte
Eigenschaften	■ Kupfer	■ Schwefel
Elektrische Leitfähigkeit	sehr gut	keine
Wärmeleitfähigkeit	sehr gut	schlecht
Schmelztemperatur	+1083°C	+113°C
Siedetemperatur	+2595°C	+445°C
Verformbarkeit	sehr gut	nicht vorhanden
Glanz	vorhanden	nicht vorhanden

① ② ③ ④ ↗ S. 79

① Begründe die Notwendigkeit der internationalen Zusammenarbeit auf dem Gebiet des Umweltschutzes!

▶ **Ist der Bau eines Stoffes bekannt, dann kann man Aussagen über Eigenschaften dieses Stoffes machen. Kennt man Eigenschaften eines Stoffes, dann kann man begründete Vermutungen über den Bau dieses Stoffes anstellen.**

Für Molekülsubstanzen sind niedrige Siedetemperaturen charakteristisch. Fast alle bei 20°C gasförmigen oder flüssigen Stoffe sind Molekülsubstanzen. Zu den wenigen Ausnahmen gehören die Edelgase und Quecksilber. ⑤
Die bei 20°C festen Stoffe können zu den Metallen, aber auch zu den Molekülsubstanzen gehören. Metalle erkennt man leicht an der sehr guten elektrischen Leitfähigkeit. Die anderen festen Stoffe kann man nicht so leicht unterscheiden.

Zusammensetzung der Stoffe aus Elementen. Stoffe können aus einem Element oder aus mehreren Elementen zusammengesetzt sein (Tabelle 16).

Tabelle 16 Zusammensetzung der Stoffe aus Elementen ⑥ ⑦

Zusammensetzung des Stoffes	aus einem Element		aus mehreren Elementen
Stoffklasse	Metalle	Molekülsubstanzen	Molekülsubstanzen
Name	■ Eisen	■ Wasserstoff	■ Schwefeldioxid
Teilchen	Atome	Moleküle	Moleküle
Chemisches Zeichen	Symbol: Fe	Formel: H_2	Formel: SO_2

Atome von Elementen, aus denen **Metalle** bestehen, weisen meist nur wenige Außenelektronen (1 bis 3) auf. ⑧
Atome von Elementen, aus denen die Moleküle der **Molekülsubstanzen** bestehen, haben 5 bis 7 Außenelektronen. Eine Ausnahme bildet Wasserstoff. ⑨

Aufgaben zur Festigung

24

1. Welche Bedeutung haben die chemischen Zeichen N und N_2, H und H_2?
2. Begründe die Zugehörigkeit von Stickstoff und Sauerstoff zu den Molekülsubstanzen!
3. Begründe, weshalb Wasser den Molekülsubstanzen zuzuordnen ist!
4.* Welche Voraussetzungen müssen erfüllt sein, damit ein Stoff seinen Aggregatzustand ändert?

5. In welchen Eigenschaften unterscheiden sich Sauerstoff, Wasserstoff und Chlor? Stelle die Eigenschaften in einer Tabelle zusammen und vergleiche!
6.* Sprich über die erreichten Fortschritte und Vereinbarungen im Kampf um eine von chemischen Waffen freie Welt!
7. Welche Aussagen kann man der Reaktionsgleichung
   $S + O_2 \longrightarrow SO_2$ entnehmen?
8. Gib Verwendungsmöglichkeiten für drei Metalle an!
9. Begründe, wieso Sauerstoff und Wasser, aber auch Kohlendioxid lebensnotwendig sind!
10. Erläutere für drei Stoffe den Zusammenhang von Eigenschaften und Verwendung!
11. Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Wasserstoff mit Chlor zu Chlorwasserstoff!

---

① Gib charakteristische Eigenschaften von Metallen an!

② Gib charakteristische Eigenschaften von Molekülsubstanzen an!

③ Beschreibe den Bau der Metalle!

④ Beschreibe den Bau der Molekülsubstanzen Sauerstoff, Wasser und Schwefel bei 20°C!

⑤* Zu welcher Stoffklasse gehört Quecksilber? Begründe!

⑥ Schreibe die chemischen Zeichen auf von: a) Magnesium, b) Chlor, c) Aluminium, d) Wasser, e) Chlorwasserstoff, f) Stickstoff!
Ordne die Stoffe nach der Einteilung in Tabelle 16!

⑦ Welche Aussagen kann man den chemischen Zeichen entnehmen: a) Cu, b) H_2, c) HCl?

⑧ Suche die Symbole für die dir bekannten Elemente der 1. bis 3. Hauptgruppe heraus! Zu welcher Stoffklasse gehören die Stoffe, die aus Atomen dieser Elemente bestehen?

⑨ Suche die Symbole der dir bekannten Elemente der 5. bis 7. Hauptgruppe heraus! Zu welcher Stoffklasse gehören die Stoffe, deren Moleküle aus Atomen dieser Elemente bestehen?

Ionensubstanzen



Täglich verwenden wir Kochsalz. Es ist uns ein so bekannter Stoff, daß wir es nur wenig beachten. Das war aber nicht immer so! Im 13. Jahrhundert wurde in China dieses Salz gegen Gold aufgewogen. In Afrika tauschte man es sogar im Verhältnis eins zu eins gegen Goldstaub. Germanische Stämme führten um Salzquellen Kriege.
Warum war Kochsalz für die Menschen so wertvoll?
Ist es für uns heute auch noch wichtig?
Was bedeutet der Name Natriumchlorid, den die Chemiker dem Kochsalz gegeben haben?
Wie ist Natriumchlorid aufgebaut?
Welche Eigenschaften hat es?

37 ▼
38 ▼

Zerreibe einige Kristalle Natriumchlorid und prüfe ihre Löslichkeit in Wasser!

Proben von Natriumchlorid, destilliertem Wasser und Natriumchloridlösung werden auf elektrische Leitfähigkeit geprüft (Abb. 82).

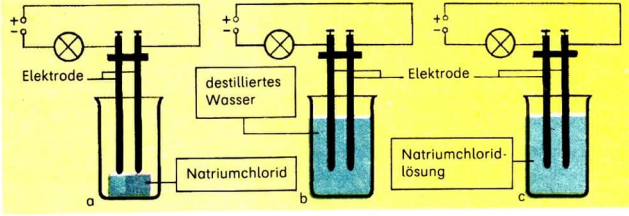


Abb. 82 Prüfung der elektrischen Leitfähigkeit von a) Natriumchlorid, b) destilliertem Wasser, c) Natriumchloridlösung

Eigenschaften von Natriumchlorid. Natriumchlorid besteht aus würfelförmigen Kristallen (Abb. 84) und schmilzt bei 800°C. Die Kristalle sind weiß, spröde und in Wasser löslich (Experiment 37). Sie leiten nicht den elektrischen Strom. Dagegen leitet eine Lösung von Natriumchlorid in Wasser den elektrischen Strom (Experiment 38).

39 ▼

Zinkchlorid oder ein Gemisch von Kaliumchlorid und Kupferchlorid wird bis zum Schmelzen erhitzt. Die elektrische Leitfähigkeit der Schmelze wird geprüft (Abb. 83).

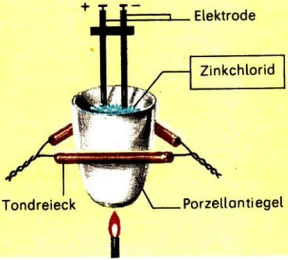


Abb. 83 Prüfung der elektrischen Leitfähigkeit einer Schmelze von Zinkchlorid

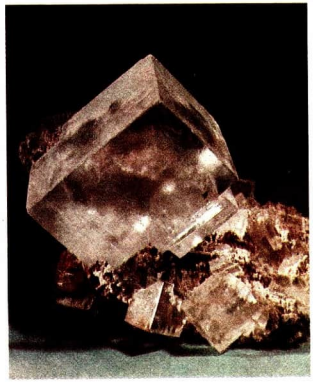


Abb. 84 Natriumchloridkristall

Eigenschaften von Kaliumchlorid, Magnesiumchlorid, Zinkchlorid und Kupferchlorid. Kaliumchlorid, Magnesiumchlorid, Zinkchlorid, Kupferchlorid und Natriumchlorid bezeichnet man allgemein als **Metallchloride**. Sie haben alle sehr ähnliche Eigenschaften. Diese Metallchloride bestehen aus Kristallen und sind in Wasser löslich. Ihre wäßrigen Lösungen leiten den elektrischen Strom. Auch die Schmelzen leiten den elektrischen Strom (Experiment 39), die festen Metallchloride dagegen nicht. Die Kristalle von Kaliumchlorid, Magnesiumchlorid und Zinkchlorid sind weiß. Dagegen ist Kupferchlorid grün und seine wäßrige Lösung hellblau. Metallchloride haben hohe Schmelztemperaturen. ①

Einige Metallchloride sind in Wasser löslich und haben eine hohe Schmelztemperatur. Ihre wäßrigen Lösungen und Schmelzen leiten den elektrischen Strom.

Teilchen von Metallchloriden. In den wäßrigen Lösungen und Schmelzen einiger Metallchloride konnten die Chemiker bewegliche, elektrisch geladene Teilchen von der Größenordnung der Atome nachweisen. Diese Teilchen bezeichnet man als **Ionen** („ion" griechisch, wandernd). Die elektrische Leitfähigkeit von wäßrigen Lösungen (Experiment 38) und Schmelzen (Experiment 39) einiger Metallchloride läßt sich auf die beweglichen Ionen zurückführen. ②

Ionen sind elektrisch geladene Teilchen von der Größenordnung der Atome.

Vergleich von Atomen und Ionen. Atome und Ionen eines Elements unterscheiden sich durch ihre Größe und durch die Anzahl der Elektronen (Abb. 85).

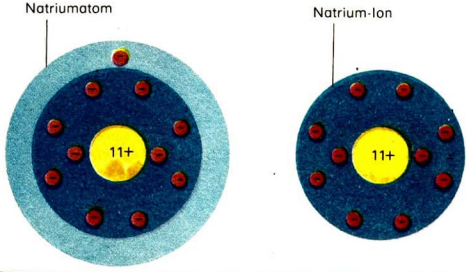


Abb. 85
Modell für das links: Natriumatom, rechts: Natrium-Ion

① Stelle Eigenschaften von Natrium-, Kalium-, Magnesium-, Zink- und Kupferchlorid in einer Tabelle zusammen und vergleiche: Farbe, Sprödigkeit, Löslichkeit in Wasser, Schmelztemperatur (TW 7–10), elektrische Leitfähigkeit der festen Stoffe, Schmelzen und Lösungen in Wasser!

②* Vergleiche die Experimente 38 und 39 und erläutere die Experimentergebnisse!

Das **Natrium-Ion** hat ein Elektron weniger als das Natriumatom und ist deshalb einfach positiv elektrisch geladen (Tabelle 17).

Tabelle 17 Vergleich von Natriumatom und Natrium-Ion

Art des Teilchens	Natriumatom	Natrium-Ion
Anzahl der Protonen	11+	11+
Anzahl der Elektronen	11−	10−
Elektrische Ladung des Teilchens	±0 elektrisch neutrales Atom	1+ einfach positiv elektrisch geladenes Ion

Das **Chlorid-Ion** hat ein Elektron mehr als das Chloratom und ist deshalb einfach negativ elektrisch geladen (Tabelle 18). ① ② ↗ S. 84

Tabelle 18 Vergleich von Chloratom und Chlorid-Ion

Art des Teilchens	Chloratom	Chlorid-Ion
Anzahl der Protonen	17+	17+
Anzahl der Elektronen	17−	18−
Elektrische Ladung des Teilchens	±0 elektrisch neutrales Atom	1− einfach negativ elektrisch geladenes Ion

Ionen können positiv elektrisch oder negativ elektrisch geladen sein.

Art des Teilchens	Atom	Ion
Anzahl der Protonen und Elektronen	Protonenanzahl = Elektronenanzahl	Protonenanzahl ≷ Elektronenanzahl
Elektrische Ladung der Teilchen	elektrisch neutral	positiv elektrisch oder negativ elektrisch geladen

Namen und chemische Zeichen für Ionen. Es gibt einfach und mehrfach elektrisch geladene Ionen. Die elektrische Ladung eines Ions wird in der Zeichensprache der Chemie am Symbol des Elements rechts oben angegeben. Die Angabe erfolgt durch arabische Ziffern mit nachgestelltem Plus- oder Minuszeichen. Die Ziffer 1 entfällt bei einfach elektrisch geladenen Ionen (Tabelle 19).

Tabelle 19 Namen und chemische Zeichen einiger Ionen

Name des Ions	Elektrische Ladung des Ions	Chemisches Zeichen
Natrium-Ion	einfach positiv 1+	Na^+
Kalium-Ion	einfach positiv 1+	K^+
Magnesium-Ion	zweifach positiv 2+	Mg^{2+}
Kupfer-Ion	zweifach positiv 2+	Cu^{2+}
Zink-Ion	zweifach positiv 2+	Zn^{2+}
Aluminium-Ion	dreifach positiv 3+	Al^{3+}
Chlorid-Ion	einfach negativ 1−	Cl^-

Bei chemischen Zeichen für Ionen wird die Art und die Anzahl der elektrischen Ladungen am Symbol der Elemente rechts oben angegeben.

Modell vom Bau des Natriumchlorids. Natriumchlorid ist aus vielen positiv elektrisch geladenen Natrium-Ionen und vielen negativ elektrisch geladenen Chlorid-Ionen aufgebaut. Nach vereinfachten Vorstellungen sind die elektrisch entgegengesetzt geladenen Ionen regelmäßig räumlich angeordnet und werden durch starke elektrische Kräfte zusammengehalten.

Sie bilden einen **Ionenverband,** in dem die Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen in gleicher Anzahl vorliegen. Damit sind die elektrischen Ladungen im Ionenverband ausgeglichen (Abb. 86).

■ 1 g Natriumchlorid besteht aus etwa 10 Trilliarden Natrium-Ionen und aus der gleichen Anzahl Chlorid-Ionen.

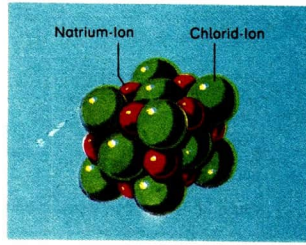


Abb. 86 Modell vom Ionenverband des Natriumchlorid

Metallchloride als Ionensubstanzen. Viele Metallchloride sind ähnlich wie Natriumchlorid aufgebaut. Die positiv elektrisch geladenen Metall-Ionen und die negativ elektrisch geladenen Chlorid-Ionen sind regelmäßig räumlich angeordnet und werden durch starke elektrische Kräfte zusammengehalten. Da viele Metallchloride aus elektrisch entgegengesetzt geladenen Ionen aufgebaut sind, gehören diese Metallchloride zur Stoffklasse der **Ionensubstanzen**. Nicht alle Metallchloride sind so aufgebaut wie Natriumchlorid und gehören deshalb auch nicht zu den Ionensubstanzen.

① Fertige nach dem Beispiel von Tabelle 17 und Tabelle 18 eine Tabelle für die Atome und Ionen der Elemente Magnesium und Aluminium (TW 7–10) an!

② Vergleiche die Atome und Ionen der Elemente Kupfer und Zink!

Ionensubstanzen sind Stoffe, die aus vielen positiv elektrisch und negativ elektrisch geladenen Ionen aufgebaut sind.

Bau und Eigenschaften von Ionensubstanzen. Die hohen Schmelztemperaturen von Ionensubstanzen sind ein Zeichen für starke anziehende Kräfte zwischen den Ionen im festen Stoff. Diese Kräfte wirken der Wärmebewegung entgegen. Deshalb leiten feste Ionensubstanzen auch nicht den elektrischen Strom.

Namen und Formeln für Metallchloride

26

Namen der Metallchloride. Ein Metallchlorid ist aus zwei Elementen zusammengesetzt. Von einigen Elementen gibt es Ionen mit unterschiedlichen elektrischen Ladungen und demzufolge auch verschiedene Chloride.

■ Vom Element Eisen kennt man zweifach und dreifach positiv elektrisch geladene Ionen. Demzufolge gibt es auch zwei verschiedene Eisenchloride.

Die unterschiedliche elektrische Ladung der Ionen wird im Namen der Metallchloride durch römische Ziffern, in Klammern gesetzt und mit einem Bindestrich versehen, angegeben. Die Namen der Metallchloride werden wie folgt gebildet: ① ↗ S. 86

▶

Name des 1. Elements	Elektrische Ladung des Ions vom 1. Element	Name des 2. Elements mit der Endung id
Eisen	(II)-	chlorid
Eisen(II)-chlorid		
Eisen	(III)-	chlorid
Eisen(III)-chlorid		

Gibt es von einem Element nur eine Art von Ionen und entsprechend auch nur ein Metallchlorid, dann wird die Ladung der Ionen nicht im Namen angegeben.

■ Magnesiumchlorid

Formel für Natriumchlorid. Natriumchlorid ist eine Ionensubstanz, die aus sehr vielen Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen im Zahlenverhältnis 1:1 aufgebaut ist (Abb. 86, S. 84). Seine Formel ist **NaCl**. In dieser Formel kommt das Zahlenverhältnis der Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen zum Ausdruck, ohne daß die elektrischen Ladungen der Ionen in der Formel angegeben werden. Gleichzeitig wird durch die Formel NaCl ein Ionenpaar gekennzeichnet, das aus einem Natrium-Ion und einem Chlorid-Ion besteht. Dieses Ionenpaar

kann als eine kleinste **Baueinheit** der Ionensubstanz Natriumchlorid aufgefaßt werden.

▶ **Die Formel NaCl kennzeichnet den Stoff Natriumchlorid und eine Baueinheit des Stoffes Natriumchlorid.**

Formeln für Ionensubstanzen. Das Zahlenverhältnis der Ionen in den Ionensubstanzen wird durch ihre elektrischen Ladungen bestimmt. Positiv elektrische und negativ elektrische Ladungen der Ionen gleichen sich aus. Die Formeln der Ionensubstanzen entsprechen dem Zahlenverhältnis der Ionen und kennzeichnen eine Baueinheit dieser Ionensubstanzen (Tabelle 20). ② ③

Tabelle 20 Formeln für Metallchloride

Name der Metallchloride	Ionen der Metallchloride		Elektrische Ladungen der Ionen	Zahlenverhältnis der Ionen	Formeln
	Name	Chemisches Zeichen			
Natriumchlorid	Natrium-Ion Chlorid-Ion	Na^+ Cl^-	1+ 1−	1:1	NaCl
Magnesiumchlorid	Magnesium-Ion Chlorid-Ion	Mg^{2+} Cl^-	2+ 1−	1:2	$MgCl_2$
Aluminiumchlorid	Aluminium-Ion Chlorid-Ion	Al^{3+} Cl^-	3+ 1−	1:3	$AlCl_3$

▶ **Formeln für Ionensubstanzen sind zusammengesetzte chemische Zeichen. Sie geben das Zahlenverhältnis der Ionen in der Ionensubstanz an und kennzeichnen eine Baueinheit dieses Stoffes.**

Zusammensetzung von Metallchloriden. Aus den Formeln der Metallchloride läßt sich ihre Zusammensetzung aus den Elementen ableiten. Metallchloride sind aus zwei Elementen zusammengesetzt, von denen eines immer das Element Chlor ist (Tabelle 21).

---

① Bilde die Namen der beiden Kupferchloride, die aus einfach und zweifach positiv elektrisch geladenen Kupfer-Ionen aufgebaut sind!

② Fertige nach dem Beispiel von Tabelle 20 eine Tabelle für Kaliumchlorid KCl und Zinkchlorid $ZnCl_2$ an!

③ Welche Aussagen kannst du den Namen Kupfer(I)-chlorid und Kupfer(II)-chlorid entnehmen? Suche die entsprechenden Formeln im Tafelwerk auf!

④ Gib die Zusammensetzung von Zinkchlorid und Kaliumchlorid aus den Elementen an!

⑤* Vergleiche die Aussagen über die Formel der Ionensubstanz Magnesiumchlorid mit den Aussagen über die Formel der Molekülsubstanz Schwefeldioxid!

Tabelle 21 Zusammensetzung verschiedener Metallchloride ④

Name des Metallchlorids	Formel	Zusammensetzung aus den Elementen	
Natriumchlorid	$NaCl$	Natrium	Chlor
Magnesiumchlorid	$MgCl_2$	Magnesium	Chlor
Aluminiumchlorid	$AlCl_3$	Aluminium	Chlor

Formeln für Ionensubstanzen geben die Zusammensetzung dieser Stoffe aus den Elementen an.

Formeln für Molekülsubstanzen und Ionensubstanzen. Die Aussagen von Formeln sind in folgender Übersicht zusammengefaßt. ⑤

Aussagen von Formeln für Molekülsubstanzen ■ H_2O	**Aussagen von Formeln für Ionensubstanzen ■ NaCl**
Ein Molekül Wasser und das Zahlenverhältnis 2:1 der Wasserstoffatome und Sauerstoffatome **Der Stoff Wasser, der aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff zusammengesetzt ist**	**Eine Baueinheit Natriumchlorid und das Zahlenverhältnis 1:1 der Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen** **Der Stoff Natriumchlorid, der aus den Elementen Natrium und Chlor zusammengesetzt ist**

Reaktion von Natrium mit Chlor

27

40

Vorsicht! In einem Reagenzglas wird Natrium bis zum Aufglühen erhitzt. Gleichzeitig wird Chlor eingeleitet (Abb. 87).

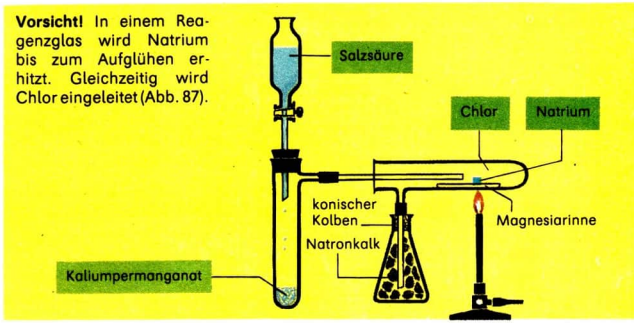


Abb. 87 Reaktion von Natrium mit Chlor

Darstellung von Natriumchlorid. Natriumchlorid kann durch eine chemische Reaktion von Natrium mit Chlor dargestellt werden.
Chlor ist ein gelbgrünes Gas, das bereits bei Zimmertemperatur mit vielen Stoffen reagiert (↗ S. 72). Natrium ist ein silberweißes, sehr weiches Metall, das sich mit einem Messer schneiden läßt. Es reagiert leicht mit dem Sauerstoff der Luft, so daß sich seine Oberfläche schnell mit einer Oxidschicht bedeckt. Deshalb bewahrt man Natrium unter Paraffinöl auf.
Bei erhöhter Temperatur reagieren Natrium und Chlor lebhaft unter Abgabe von Wärme und Ausstrahlung von Licht (Experiment 40). Es bildet sich ein fester weißer Stoff, das Natriumchlorid (Abb. 88). ① ②

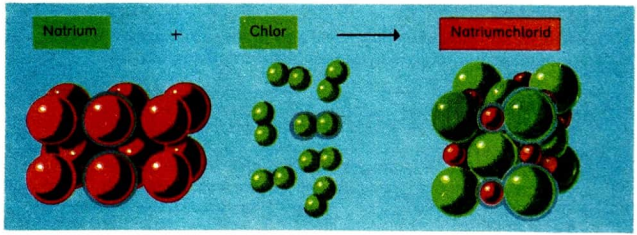


Abb. 88 Teilchendarstellung der Reaktion von Natrium mit Chlor

Die Reaktionsgleichung für die Bildung von Natriumchlorid lautet:
$2\ Na + Cl_2 \longrightarrow 2\ NaCl$.

Interpretation der Reaktionsgleichung. Der Reaktionsgleichung für die Bildung von Natriumchlorid können folgende Aussagen entnommen werden: ③

Aussagen einer Reaktionsgleichung	**$2\ Na + Cl_2 \longrightarrow 2\ NaCl$**
Reaktion von Ausgangsstoffen zu Reaktionsprodukten	Natrium und Chlor reagieren zu Natriumchlorid.
Reaktion von Teilchen der Ausgangsstoffe zu Teilchen der Reaktionsprodukte	Jeweils 2 Atome Natrium und 1 Molekül Chlor reagieren zu 2 Baueinheiten Natriumchlorid.

① Erläutere Merkmale der chemischen Reaktion an der Bildung von Natriumchlorid!

②* Begründe folgende Maßnahmen bei der Durchführung des Experiments 40:
a) Erhitzen des Natriums im Reagenzglas mit dem Brenner,
b) Entfernen des Brenners sofort nach dem ersten Aufglühen des Natriums!

③ Entwickle und interpretiere die Reaktionsgleichungen für die Bildung von Kupfer(II)-chlorid und Eisen(III)-chlorid aus den jeweiligen Metallen und Chlor!

Bedeutung einiger Metallchloride

Natriumchlorid. Kochsalz oder auch Steinsalz ist für die Menschen und viele Tiere lebensnotwendig. Es wird mit der Nahrung aufgenommen. Pflanzliche Produkte enthalten weniger Natriumchlorid als tierische. ① ↗ S. 90
Natriumchlorid wird vielseitig im Haushalt, in der Medizin und zum Konservieren von Lebensmitteln verwendet. Zum überwiegenden Teil dient es aber als Rohstoff zur Herstellung vieler Chemieprodukte (Abb. 89). ② ↗ S. 90

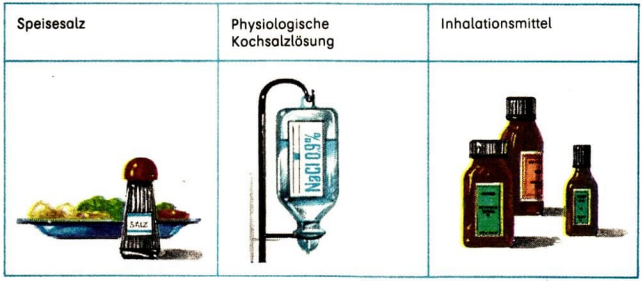


Abb. 89 Verwendung von Natriumchlorid

Ionensubstanzen, die ähnliche Eigenschaften haben wie das Natriumchlorid (Kochsalz), bezeichnet man als **Salze**.

Kaliumchlorid. Ein weiteres wichtiges Salz ist das Kaliumchlorid. Als Pflanzendünger kann sein Einsatz zusammen mit anderen Düngesalzen zu einer Steigerung der Ernteerträge führen. Ohne eine Düngung mit Salzen wäre moderner Ackerbau unmöglich. Die Düngung muß aber wohlüberlegt erfolgen, um den Bodenverhältnissen und dem Bedarf der Pflanzen zu entsprechen. Durch zu hohe Düngergaben gelangen Salze im Übermaß in das Grundwasser sowie in Seen und Flüsse. Sie bewirken eine starke Vermehrung von Algen und anderen Kleinlebewesen und damit eine Verunreinigung der Gewässer. Sie können auch den Boden „versalzen" und seine Krume zerstören.

Weitere Metallchloride. Von den Metallchloriden haben auch Magnesiumchlorid, Kupferchlorid und Zinkchlorid besondere Bedeutung. **Magnesiumchlorid** wird im Winter als Bestandteil von Lösungen versprüht, um die Straßen eisfrei zu halten. **Kupferchlorid** dient in Feuerwerkskörpern dem Ausstrahlen von grünem Licht. **Zinkchlorid** wird als Zinkchloridlösung in Zink-Kohle-Batterien und für Lötwasser verwendet. ③ ↗ S. 90

Natriumchlorid wird als Rohstoff für die chemische Industrie, zum Konservieren von Lebensmitteln und zum Würzen von Speisen sowie in der Medizin benötigt. Kaliumchlorid ist ein wichtiges Düngemittel.

Vorkommen und Gewinnung von Natrium- und Kaliumchlorid

Salzlagerstätten. Natriumchlorid, Kaliumchlorid und andere Salze kommen in Lagerstätten vor, die vor vielen Millionen Jahren durch Eintrocknen großer Binnenmeere entstanden sind. Die Salzvorkommen in der Deutschen Demokratischen Republik gehören zu den bedeutendsten der Welt. Sie liegen vorwiegend bei Bernburg und Staßfurt (Natriumchlorid) sowie bei Merkers/Rhön und Zielitz im Bezirk Magdeburg (Kaliumchlorid).

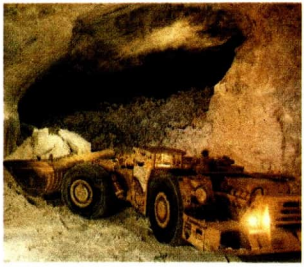


Abb. 90 Abbau von Kalisalzen unter Tage

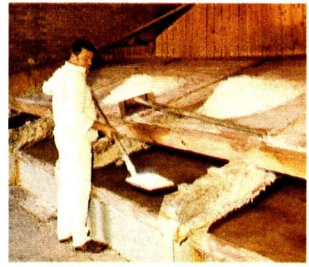


Abb. 91 Eindampfen einer Salzsole in der Siedepfanne

Abbau von Salzen. Im Bergbau werden Rohsalze gewonnen (Abb. 90). Ihre unterschiedliche Löslichkeit in Wasser wird ausgenutzt, um zum Beispiel das wertvolle Kaliumchlorid von anderen Bestandteilen zu trennen.
Zur Gewinnung von Natriumchlorid wird auch unterirdisch lagerndes Steinsalz in Wasser gelöst und zu Tage gepumpt. Die so entstandene Sole wird in Salinen bis zum Auskristallisieren des Speisesalzes eingedampft (Abb. 91).
Auch Meerwasser ist reich an Natriumchlorid und anderen Salzen. In südlichen Ländern, zum Beispiel in der Volksrepublik Bulgarien, läßt man es in flachen Becken eindunsten. Diese Becken nennt man Salzgärten (↗ Abb. 26, S. 25). ① ↗ S. 92

① Warum lecken pflanzenfressende Tiere gern Salz?

② Nenne Möglichkeiten der Verwendung von Natriumchlorid im Haushalt!

③* Erläutere, welche Eigenschaften der Stoffe genutzt werden,
a) wenn beim Kochen von Kartoffeln dem Wasser Natriumchlorid zugesetzt wird,
b) wenn Zinkchloridlösungen in Zink-Kohle-Batterien eingesetzt werden!

Metalloxide

29

Bau der Metalloxide. Fast alle Metalle reagieren mit Sauerstoff zu Metalloxiden. Als Reaktionsprodukte kennen wir schon Magnesiumoxid, Zinkoxid, Eisenoxid und Kupferoxid (↗ S. 48). Von den Metalloxiden sind Magnesiumoxid und Calciumoxid (auch Kalziumoxid geschrieben) mit einigen Metallchloriden vergleichbar.

Magnesiumoxid besteht aus Magnesium-Ionen Mg^{2+} und **Oxid-Ionen** O^{2-}, die regelmäßig räumlich angeordnet sind (Abb. 92). Auch Calciumoxid ist aus entgegengesetzt elektrisch geladenen Ionen aufgebaut (Tabelle 22).

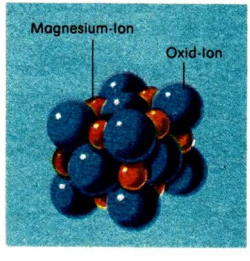


Abb. 92
Modell vom Ionenverband des Magnesiumoxid

Tabelle 22 Bau von Magnesiumoxid und Calciumoxid

Metalloxide		Ionen der Metalloxide			
Name	Formel	Name	Chemisches Zeichen	Name	Chemisches Zeichen
Calciumoxid	CaO	Calcium-Ion	Ca^{2+}	Oxid-Ion	O^{2-}
Magnesiumoxid	MgO	Magnesium-Ion	Mg^{2+}	Oxid-Ion	O^{2-}

Magnesiumoxid und Calciumoxid gehören zu den Ionensubstanzen. Viele Metalloxide unterscheiden sich im Bau von Magnesiumoxid und Calciumoxid und gehören deshalb nicht zu den Ionensubstanzen. ② ↗ S. 92

▶ **Calciumoxid und Magnesiumoxid sind aus positiv elektrisch geladenen Metall-Ionen und negativ elektrisch geladenen Oxid-Ionen aufgebaut. Sie gehören zu den Ionensubstanzen.**

Namen der Metalloxide. Die Namen der Metalloxide werden wie die Namen der Metallchloride gebildet (↗ S. 85). Ein Metalloxid ist aus zwei Elementen zusammengesetzt. Das Element Sauerstoff wird im Namen der Metalloxide durch die Silbe **ox** ausgedrückt. Die Silbe ist vom lateinischen Namen des Sauerstoffs „**Ox**ygenium" abgeleitet.

Name des 1. Elements	Elektrische Ladung des Ions vom 1. Element	Name des 2. Elements mit der Endung id
Eisen	(III)-	oxid
Eisen(III)-oxid		

Von einigen Metallen sind mehrere Oxide bekannt. Von diesen Metallen gibt es auch unterschiedlich elektrisch geladene Metall-Ionen. Die Oxide dieser Metalle haben unterschiedliche Namen (Tabelle 23).

Tabell 23 Namen und Formeln von Metalloxiden ③

Metalloxid	Formel	Chemisches Zeichen der Metall-Ionen	Elektrische Ladung der Metall-Ionen
Kupfer(I)-oxid	Cu_2O	Cu^+	1+
Kupfer(II)-oxid	CuO	Cu^{2+}	2+

Formeln der Metalloxide. Wie bei vielen Metallchloriden kennzeichnen die Formeln einiger Metalloxide die Baueinheiten und geben die Zahlenverhältnisse der Ionen an.

- Die Formel MgO kennzeichnet eine Baueinheit Magnesiumoxid und gibt das Zahlenverhältnis der Ionen mit 1:1 an. ④

Außerdem wird durch die Formel der Metalloxide der Stoff gekennzeichnet und seine Zusammensetzung aus den Elementen angegeben.

- Die Formel MgO kennzeichnet den Stoff Magnesiumoxid und gibt seine Zusammensetzung aus den Elementen Magnesium und Sauerstoff an. ⑤

Die Formeln der Metalloxide kennzeichnen die Baueinheiten und geben die Zusammensetzung der Stoffe aus den Elementen an.

---

① Erläutere mit Hilfe deiner Kenntnisse über die Trennung von Stoffgemischen die Gewinnung von Speisesalz!

②* Begründe die Zuordnung von Magnesiumoxid und Calciumoxid zu den Ionensubstanzen!

③ Erläutere die Namen Blei(II)-oxid und Blei(IV)-oxid!

④ Interpretiere die Formeln von Magnesiumoxid und Calciumoxid! Beachte dabei a) die Namen der Ionen, die am Bau der Stoffe beteiligt sind, b) das Zahlenverhältnis der Ionen, c) die Art und Anzahl der elektrischen Ladungen der Ionen (↗ Tabelle 22, S. 91)!

⑤ Leite aus den Formeln MgO, CuO, Cu_2O und Fe_2O_3 die Zusammensetzung dieser Metalloxide aus den Elementen ab!.

Eigenschaften der Metalloxide. Calcium- und Magnesiumoxid haben die typischen Eigenschaften der Ionensubstanzen. Viele Metalloxide unterscheiden sich in ihrem Bau von diesen Stoffen. Sie weichen daher auch in den Eigenschaften von den Ionensubstanzen ab (Tabelle 24).

Tabelle 24 Namen, Formeln und Eigenschaften von Metalloxiden

Name des Metalloxids	Formel	Farbe des pulverförmigen Stoffes	Schmelztemperatur	Löslichkeit in Wasser
Magnesiumoxid	MgO	weiß	2640°C	wenig löslich
Calciumoxid	CaO	weiß	2572°C	wenig löslich
Aluminiumoxid	Al_2O_3	weiß	2045°C	unlöslich
Zinkoxid	ZnO	weiß	1975°C	unlöslich
Eisen(III)-oxid	Fe_2O_3	rotbraun	1565°C ab 1336°C Zersetzung	unlöslich
Kupfer(II)-oxid	CuO	schwarz		unlöslich

Metalloxide haben aufgrund ihres unterschiedlichen Baus auch unterschiedliche Eigenschaften.

Verwendung von Metalloxiden. Eisenoxide kommen als Erze in der Natur vor (Abb. 93). Sie sind wichtige Rohstoffe für die Herstellung von Roheisen.

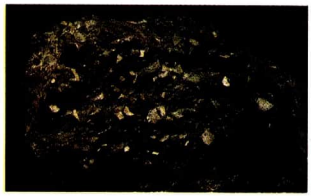


Abb. 93 Magneteisenstein

Manche Metalloxide werden zur Bereitung von Malerfarben verwendet, zum Beispiel Kupfer(II)-oxid für Unterwasseranstriche, Zinkoxid für Zinkweiß und Eisen(III)-oxid für Venetianischrot. Zinkoxid ist weiterhin ein Bestandteil von Salben und Schminken.
Magnesiumoxid dient in der Medizin als Mittel gegen Übersäuerung und Säureverätzungen des Magens. Außerdem wird es zur Herstellung feuerfester Geräte wie Magnesiastäbchen und Magnesiaschiffchen sowie als Aufsaugmittel bei der Fleckenreinigung verwendet.
Calciumoxid ist ein wichtiger Rohstoff für die Bauindustrie und wird unter dem Namen Branntkalk zur Herstellung von Mörtel verwendet (Abb. 94).

Reaktion von Magnesium und Sauerstoff. Magnesium reagiert mit Sauerstoff unter Wärmeabgabe zu Magnesiumoxid (Experiment 41). Aus den Atomen des Magnesiums und den Molekülen des Sauerstoffs bilden sich die Magnesium-Ionen und die Oxid-Ionen des Magnesiumoxids.

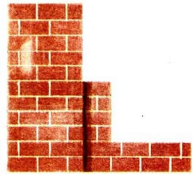
Düngemittel	Glasherstellung	Baustoffe
		

Abb. 94 Verwendung von Branntkalk

41

Magnesiumspäne werden in einem Verbrennungslöffel bis zum Entzünden erhitzt und in einen Kolben mit Sauerstoff eingeführt (Abb. 95).

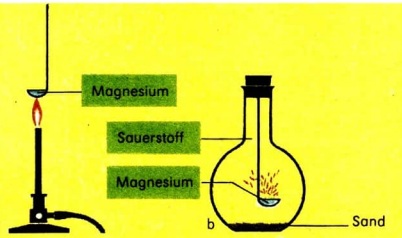


Abb. 95 Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff ① ②

Die Reaktionsgleichung für diese chemische Reaktion lautet:

$2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$. ③ ④

▶ **Bei der chemischen Reaktion von Magnesium und Sauerstoff reagieren jeweils 2 Atome Magnesium und 1 Molekül Sauerstoff zu 2 Baueinheiten Magnesiumoxid.**

---

① * Vergleiche die Eigenschaften und den Bau der Ausgangsstoffe und des Reaktionsprodukts bei der Oxidation von Magnesium!

② * Ordne die Ausgangsstoffe und das Reaktionsprodukt der Oxidation von Magnesium den Stoffklassen der Metalle, Molekülsubstanzen oder Ionensubstanzen zu! Begründe deine Zuordnung!

③ Entwickle die Reaktionsgleichungen für die Bildung von Eisen(III)-oxid, Blei(II)-oxid und Zinkoxid aus den Metallen und Sauerstoff!

④ Interpretiere folgende Reaktionsgleichungen

a) $2\ Cu + O_2 \longrightarrow 2\ CuO$,

b) $4\ Al + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Al_2O_3$!

Einteilung der Stoffe

Bau und Eigenschaften der Stoffe. Die Stoffe werden nach Gemeinsamkeiten in ihrem Bau und in ihren Eigenschaften zu Stoffklassen zusammengefaßt (Tabelle 25). ① ② ③ ↗ S. 96

Tabelle 25 Einteilung der Stoffe nach Bau und Eigenschaften

Stoffklassen	Metalle	Molekülsubstanzen	Ionensubstanzen
Stoffe	■ Eisen, Kupfer, Magnesium, Aluminium Zink	■ Sauerstoff, Chlor, Schwefeldioxid, Wasser, Schwefel Wasserstoffchlorid	■ Natriumchlorid, Kaliumchlorid, Magnesiumoxid Magnesium-
Art der Teilchen	Atome	Moleküle	Ionen
Kräfte zwischen den Teilchen	stark anziehend	schwach anziehend	stark anziehend
einige Eigenschaften	sehr gute elektrische Leitfähigkeit und Wärmeleitfähigkeit verformbar	keine elektrische Leitfähigkeit niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen fester Stoff: spröde	fester Stoff: spröde keine elektrische Leitfähigkeit Schmelzen und Lösungen: gute elektrische Leitfähigkeit, hohe Schmelztemperaturen

Die in Tabelle 25 angeführten Eigenschaften sind bei den einzelnen Stoffen einer Stoffklasse unterschiedlich ausgeprägt.

■ Kupfer leitet den elektrischen Strom besser als Aluminium.

▶ **Gemeinsamkeiten im Bau und in den Eigenschaften sind die Grundlage für die Einteilung der Stoffe in Metalle, Molekülsubstanzen und Ionensubstanzen.**

Nicht alle Stoffe lassen sich diesen Stoffklassen zuordnen. Neben Metallen, Molekülsubstanzen und Ionensubstanzen gibt es weitere Stoffklassen.

Zusammensetzung der Stoffe aus Elementen. Die Stoffe kann man auch nach der Zusammensetzung aus den Elementen ordnen (Tabelle 26). ④ ⑤ ⑥ ↗ S. 96

Tabelle 26 Einteilung der Stoffe nach der Zusammensetzung

Zusammensetzung der Stoffe aus			
einem Element		mehreren Elementen	
Metalle	Molekül-substanzen	Molekül-substanzen	Ionensubstanzen
■ Natrium Na besteht aus dem Element Natrium	■ Sauerstoff O_2 besteht aus dem Element Sauerstoff	■ Wasser H_2O zusammengesetzt aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff	■ Natrium-chlorid NaCl zusammengesetzt aus den Elementen Natrium und Chlor

Chemische Zeichen

Chemische Zeichen kennzeichnen Teilchen oder Baueinheiten sowie die aus diesen Teilchen oder Baueinheiten aufgebauten Stoffe. ⑦
Ionen werden auch durch chemische Zeichen gekennzeichnet. Die Angabe der elektrischen Ladungen der Ionen erfolgt am Symbol rechts oben. ⑧

Elektrisch positiv geladene Ionen	Elektrisch negativ geladene Ionen
■ Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}	■ Cl^-, O^{2-}

① Ordne Zink, Blei, Wasserstoff, Calciumchlorid, Chlorwasserstoff und Calciumoxid den Metallen, Molekülsubstanzen oder Ionensubstanzen zu!

② Nenne je drei Beispiele für Metalle, Molekülsubstanzen und Ionensubstanzen! Begründe deine Auswahl!

③* Begründe, warum Magnesiumchlorid und Magnesiumoxid trotz sehr unterschiedlicher Schmelztemperaturen und Löslichkeiten in Wasser den Ionensubstanzen zugeordnet werden!

④ Suche die Formeln für Aluminiumoxid, Blei(II)-oxid und Eisen(III)-chlorid im Tafelwerk 7–10 auf! Ermittle die Zusammensetzung der Stoffe aus den Elementen!

⑤ Nenne je zwei Beispiele für Stoffe, die aus einem Element und aus mehreren Elementen zusammengesetzt sind!

⑥ Nenne je zwei Beispiele für Molekülsubstanzen, die aus einem Element und aus mehreren Elementen zusammengesetzt sind!

⑦ Interpretiere folgende chemische Zeichen:
SO_2, Fe, S, $CuCl_2$, Mg, Fe_2O_3!

⑧ Gib die Namen der Ionen in nachfolgender Übersicht an!

Aussagen von Symbolen	■ Na	Aussagen von Formeln	■ O_2, NaCl
Ein Atom eines Elements	1 Atom Natrium	Ein Molekül, bestehend aus Atomen	1 Molekül Sauerstoff, bestehend aus 2 Atomen Sauerstoff
		Eine Baueinheit, bestehend aus Ionen	Eine Baueinheit Natriumchlorid, bestehend aus 1 Natrium-Ion und 1 Chlorid-Ion
Ein Stoff, der aus einem Element besteht	Der Stoff Natrium	Ein Stoff, der aus einem Element oder mehreren Elementen besteht	Der Stoff Stauerstoff Der Stoff Natrium-chlorid, der aus den Elementen Natrium und Chlor besteht

Zusammenhang zwischen Bau und Eigenschaften der Stoffe

Kennt man die Eigenschaften eines Stoffes, kann man begründete Vermutungen über den Bau dieses Stoffes anstellen. Ist dagegen der Bau eines Stoffes bekannt, kann man einige Eigenschaften dieses Stoffes voraussagen.
Der **Aggregatzustand der Stoffe** ist abhängig von der Anordnung und der Beweglichkeit der Teilchen sowie von den Abständen zwischen den Teilchen der Stoffe (Tabelle 27). ① ↗ S. 98

Tabelle 27 Aggregatzustand und Bau der Stoffe

Stoffe	Aggregatzustand bei 20 °C	Bau der Stoffe
Kupfer, Schwefel, Natrium-chlorid	fest	regelmäßige Anordnung der Teilchen, geringe Abstände zwischen den Teilchen, geringe Beweglichkeit der Teilchen
Wasser	flüssig	keine regelmäßige Anordnung der Teilchen, geringe Abstände zwischen den Teilchen, unregelmäßige Bewegungen der Teilchen
Wasserstoff	gasförmig	unregelmäßige Anordnung der Teilchen, große Abstände zwischen den Teilchen, unregelmäßige Bewegungen der Teilchen

Die **Schmelztemperatur der Stoffe** ist abhängig von der Stärke der anziehenden Kräfte zwischen den Teilchen der Stoffe. Hohe Schmelztemperaturen der Stoffe sind ein Zeichen für starke anziehende Kräfte zwischen den Teilchen (Tabelle 28). ② ③

Tabelle 28 Schmelztemperatur und Bau der Stoffe

Stoffe	Schmelz-temperatur	Kräfte zwischen den Teilchen
Schwefel	119°C	schwache anziehende Kräfte zwischen den Molekülen des Schwefels
Natriumchlorid	800°C	starke anziehende Kräfte zwischen den Natrium-Ionen und den Chlorid-Ionen
Kupfer	1083°C	sehr starke anziehende Kräfte zwischen den Atomen des Kupfers

Die **Leitfähigkeit von Ionensubstanzen** ist abhängig von dem Vorhandensein beweglicher elektrischer Ladungsträger (Tabelle 29). ④; ① ↗ S. 100

Tabelle 29 Elektrische Leitfähigkeit und Bau der Ionensubstanzen

Stoffe	Elektrische Leitfähigkeit	Bau der Ionensubstanzen
feste Ionensubstanzen	keine elektrische Leitfähigkeit	regelmäßige Anordnung der Ionen, geringe Beweglichkeit der Ionen
Schmelzen und Lösungen von Ionensubstanzen	gute elektrische Leitfähigkeit	keine regelmäßige Anordnung der Ionen, gute Beweglichkeit der Ionen in alle Richtungen des Raumes

① * Nenne Beispiele für Metalle, Molekülsubstanzen und Ionensubstanzen! Erläutere den Zusammenhang zwischen ihrem Bau und ihrem Aggregatzustand bei 20°C!

② * Erkläre die unterschiedlichen Schmelztemperaturen von Schwefel, Kaliumchlorid und Eisen!

③ Erläutere den Zusammenhang zwischen den Schmelztemperaturen von Magnesiumchlorid und Magnesiumoxid und den anziehenden Kräften zwischen den Ionen dieser Stoffe!

④ Vergleiche die Beweglichkeit der Magnesium-Ionen und Chlorid-Ionen im festen, geschmolzenen und gelösten Magnesiumchlorid!

Zusammenhang zwischen Eigenschaften und Verwendung der Stoffe

Die Verwendung von Stoffen hängt von ihren Eigenschaften ab (Tabelle 30). ② ↗ S. 100

Tabelle 30 Eigenschaften und Verwendung von Stoffen

Stoffe	Eigenschaften	Verwendung
Kupfer, Aluminium	sehr gute elektrische Leitfähigkeit, Verformbarkeit	elektrische Leitungsdrähte
Magnesiumoxid, Aluminiumoxid	große Härte, hohe Schmelztemperaturen, fester Stoff: keine elektrische Leitfähigkeit	Material für keramische Werkstoffe (Laborgeräte, Zündkerzen, Isolatoren, feuerfeste Steine)
Chlor, Schwefeldioxid	Zerstörung von Farbstoffen, Tötung von Bakterien	Bleichmittel Desinfektionsmittel
Wasserstoff	Brennbarkeit, Abgabe von Wärme bei der chemischen Reaktion mit Sauerstoff	Schweißen und Schneiden von Metallen
Eisen(III)-oxid, Zinkoxid	Farbigkeit, gute Mischbarkeit mit Bindemitteln	Pigmente für Malerfarben

Quantitative Betrachtungen in der Chemie 31

Bei einer quantitativen Betrachtung ist vor allem die Frage nach dem „Wieviel von einem Stoff?" zu beantworten. Für eine richtige Planung muß man beispielsweise wissen, welche Masse an Schwefel als Ausgangsstoff vorhanden sein muß, um der chemischen Industrie die benötigte Masse an Schwefeldioxid zur Verfügung zu stellen. Berechnungen der Massen bei chemischen Reaktionen sind auch erforderlich, um wertvolle Rohstoffe vollständig in Chemieprodukte umzuwandeln. Im Chemieunterricht kann man teure Chemikalien sparsam einsetzen, wenn man vor dem Experimentieren weiß, welche Massen der Ausgangsstoffe unbedingt benötigt werden.
Bisher wurden anhand von Reaktionsgleichungen nur Teilchenanzahlverhältnisse bei chemischen Reaktionen betrachtet. Wenn man die Beziehung zwischen Teilchenanzahl und Masse einer Stoffprobe kennt, kann man auch die Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen berechnen.

Stoffmenge

Teilchenanzahl von Stoffproben. Die Frage nach dem „Wieviel von einem Stoff?" wird bei festen Stoffen meist durch Angabe der **Masse *m***, bei flüssigen und gasförmigen Stoffen meist durch Angabe des **Volumens *V*** beantwortet. Da alle Stoffe aus Teilchen aufgebaut sind und bei allen chemischen Reaktionen Teilchen miteinander reagieren, ist der Chemiker an der **Teilchenanzahl *N*** besonders interessiert.
Beispielsweise reagieren immer 2 Moleküle Wasserstoff mit 1 Molekül Sauerstoff zu 2 Molekülen Wasser. Tatsächlich reagieren aber unvorstellbar viele Moleküle miteinander. Aber immer reagieren Wasserstoffmoleküle und Sauerstoffmoleküle im Zahlenverhältnis 2:1.

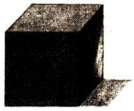
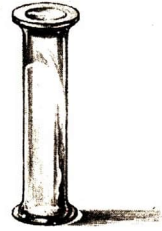
21,6 g Aluminium	25 ml Wasser	100 ml Sauerstoff
		
$m_{Al} = 21{,}6$ g $V_{Al} = 8$ cm^3 $N_{Al} = 4{,}8 \cdot 10^{23}$ Atome	$m_{H_2O} = 25$ g $V_{H_2O} = 25$ ml $N_{H_2O} = 8{,}3 \cdot 10^{23}$ Moleküle	$m_{O_2} = 0{,}143$ g $V_{O_2} = 100$ ml $N_{O_2} = 2{,}7 \cdot 10^{21}$ Moleküle

Abb. 96 Quantitative Kennzeichnung von Stoffproben

① * Erkläre die elektrische Leitfähigkeit der Magnesiumchloridschmelze und Magnesiumchloridlösung sowie die fehlende elektrische Leitfähigkeit des festen Magnesiumchlorids!

② Ordne in einer Tabelle Eigenschaften und Verwendung von Aluminium in richtiger Weise einander zu!
Eigenschaften: elektrische Leitfähigkeit, große Beständigkeit gegenüber Sauerstoff, geringe Dichte, Verformbarkeit. Verwendung: Legierungsmetall (z. B. mit Magnesium und Kupfer) im Flugzeug- und Fahrzeugbau, Aluminiumfolie, Rostschutzanstrichmittel (in Pulverform mit Öl oder Lack gemischt), elektrischer Leitungsdraht.

③ Wieviel Teilchen oder Baueinheiten entsprechen a) 1 mol Kupfer, b) 2 mol Kupfer, c) 0,5 mol Wasserstoff, d) 2,5 mol Natriumchlorid?

④ Gib die Anzahl der Teilchen oder Baueinheiten an, die den Stoffmengen entsprechen:
a) $n_{Fe} = 3$ mol, b) $n_{Cl_2} = 0{,}1$ mol, c) $n_{NaCl} = 1{,}5$ mol!

Die Teilchen sind sehr klein. Etwa 25 Trilliarden Magnesiumatome haben die Masse von 1 g. Der Abbildung 96 kann man entnehmen, wie groß die Teilchenanzahl in gebräuchlichen Stoffproben ist. Die Teilchenanzahl gebräuchlicher Stoffproben beträgt ein Vielfaches von einer Trilliarde. Berechnungen mit diesen großen Zahlen sind sehr aufwendig und kompliziert.

Kennzeichnung der Teilchenanzahl durch die Einheit Mol. Zu besser handhabbaren Zahlen kommt man, wenn man $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen als eine Einheit festlegt. Für diese **Einheit** wurde die Bezeichnung **Mol** eingeführt. Ein Mol entspricht also $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Abb. 97). Das **Einheitenzeichen** ist **mol.**

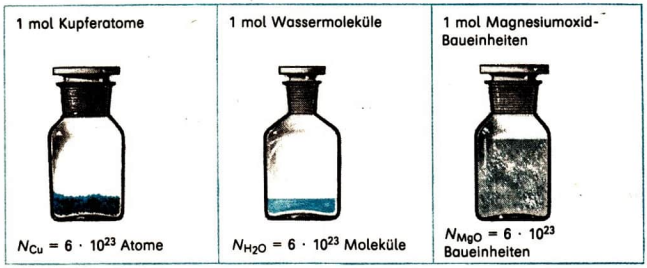


Abb. 97 Beispiele für ein Mol eines Stoffes

Die physikalische Größe Stoffmenge. Die mit der Einheit Mol gemessene physikalische Größe wird als **Stoffmenge *n*** bezeichnet. Die Stoffmenge kennzeichnet die Eigenschaft einer Stoffprobe, aus einer bestimmten Anzahl Teilchen zu bestehen.

▶ **Eine Stoffprobe, die aus $6 \cdot 10^{23}$ (600 Trilliarden) Teilchen besteht, hat die Stoffmenge $n = 1$ mol.** ③

Physikalische Größe	Bedeutung	Formelzeichen	Einheit
Stoffmenge	Die Stoffmenge kennzeichnet die in einer Stoffprobe vorhandene Anzahl Teilchen.	*n*	Mol 1 mol entspricht der Teilchenanzahl von $6 \cdot 10^{23}$

Bei der Verwendung der Einheit Mol muß die Art der Teilchen angegeben werden. Hinter das Formelzeichen der Stoffmenge *n* wird deshalb das chemische Zeichen des Teilchens beziehungsweise der Baueinheit tiefgestellt geschrieben.

■ $n_{Fe} = 3$ mol, $n_{O_2} = 1{,}5$ mol, $n_{MgO} = 1$ mol ④

Zusammenhang zwischen Stoffmenge und Teilchenanzahl. Aus dem Diagramm (Abb. 98) ist direkt ablesbar: Wird die Stoffmenge verdoppelt oder verdreifacht, so verdoppelt beziehungsweise verdreifacht sich die Teilchenanzahl. Zwischen der **Stoffmenge** und der **Teilchenanzahl** einer Stoffprobe besteht **direkte Proportionalität: $n \sim N$.** ①

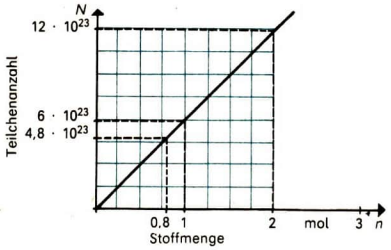


Abb. 98
Zusammenhang von Stoffmenge und Teilchenanzahl

Stoffmenge n	1 mol	2 mol	3 mol
Teilchenanzahl N	$6 \cdot 10^{23}$	$12 \cdot 10^{23}$	$18 \cdot 10^{23}$

■ Ein Aluminiumwürfel mit einer Kantenlänge von 2 cm (Abb. 96) hat eine Stoffmenge von $n_{Al} = 0{,}8$ mol.

Stoffmenge und Reaktionsgleichung. In der Reaktionsgleichung geben die Faktoren vor den chemischen Zeichen das kleinstmögliche, ganzzahlige Verhältnis der Teilchenanzahlen an. Aus dem proportionalen Zusammenhang von Teilchenanzahl und Stoffmenge folgt: Die Stoffmengen stehen im gleichen Zahlenverhältnis wie die entsprechenden Teilchenanzahlen. ②

① Ergänze die Tabelle in deinem Heft!

Anzahl Teilchen	$6 \cdot 10^{23}$	$3 \cdot 10^{23}$		$1{,}5 \cdot 10^{23}$	
Stoffmenge	1 mol		2 mol		0,1 mol

② Gib für folgende Reaktionsgleichungen die Verhältnisse der Teilchenanzahlen und der Stoffmengen an

a) $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl$, b) $2\,Fe + O_2 \longrightarrow 2\,FeO$!

③* Welcher Unterschied besteht zwischen der Masse m und der molaren Masse M?

④ Schreibe die molaren Massen auf für a) Aluminium, b) Wasser, c) Magnesiumoxid, d) Natriumchlorid (↗ TW 7–10, S. 59ff.)!

⑤ Welche Stoffe haben die molare Masse

a) $197\ \frac{g}{mol}$, b) $108\ \frac{g}{mol}$, c) $63{,}5\ \frac{g}{mol}$?

■ Aus der Reaktionsgleichung **2 Na + Cl_2 ⟶ 2 NaCl** folgt:

Verhältnis der Teilchenanzahlen	$N_{Na} : N_{Cl_2} : N_{NaCl} = 2 : 1 : 2$
Verhältnis der Stoffmengen	$n_{Na} : n_{Cl_2} : n_{NaCl} = 2 : 1 : 2$

▶ **Bei chemischen Reaktionen reagieren die Stoffe in bestimmten Stoffmengenverhältnissen miteinander. Das Stoffmengenverhältnis ist gleich dem Teilchenanzahlverhältnis.**

Molare Masse

Zusammenhang zwischen Masse und Stoffmenge einer Stoffprobe. Bei chemischen Reaktionen reagieren die Stoffe in bestimmten Stoffmengenverhältnissen, die durch die Reaktionsgleichung gegeben sind. Für die chemische Produktion von Stoffen ist aber wichtig zu wissen, in welchem Verhältnis die Massen der Ausgangsstoffe miteinander reagieren.
Gibt es einen Zusammenhang zwischen der Stoffmenge und der Masse einer Stoffprobe?
Um diese Frage beantworten zu können, muß man von verschiedenen Stoffproben eines Stoffes jeweils die Masse und die Stoffmenge bestimmen. Für verschiedene Stoffproben von Magnesium wurden beispielsweise folgende Werte ermittelt:

Masse des Magnesiums m_{Mg}	24 g	48 g	72 g	96 g
Stoffmenge des Magnesiums n_{Mg}	1 mol	2 mol	3 mol	4 mol

Aus der Wertetabelle geht hervor: Verdoppelt oder verdreifacht man die Masse des Magnesiums, so verdoppelt beziehungsweise verdreifacht sich auch die Stoffmenge. Zwischen der **Masse** und der **Stoffmenge** einer Stoffprobe besteht **direkte Proportionalität**: $m \sim n$.
Bildet man den Quotienten aus der Masse und der Stoffmenge $\frac{m}{n}$ für die verschiedenen Stoffproben des Magnesiums, so ergibt sich immer eine konstante Größe von 24 $\frac{g}{mol}$.

Die physikalische Größe molare Masse. Der Quotient aus der Masse m und der entsprechenden Stoffmenge n einer Stoffprobe wird als **molare Masse M** bezeichnet. ③

▶ **Die molare Masse M ist der Quotient aus der Masse einer Stoffprobe und der dazugehörigen Stoffmenge $M = \frac{m}{n}$.**

Physikalische Größe	Bedeutung	Formelzeichen	Einheit
Molare Masse	Die molare Masse kennzeichnet den Stoff, aus dem die Stoffprobe besteht. Sie bringt die Beziehung zwischen Masse und Stoffmenge einer Stoffprobe zum Ausdruck.	M	Gramm je Mol ($1\ \frac{g}{mol}$)

Die molare Masse ist für jeden Stoff eine charakteristische Größe. Sie beträgt beispielsweise für Magnesium $24\ \frac{g}{mol}$ und für Zink $65\ \frac{g}{mol}$. Die molaren Massen der Stoffe kann man aus Tabellen ablesen (↗ TW 7–10, S. 59ff.). Zur Unterscheidung der molaren Massen wird hinter dem Formelzeichen M das chemische Zeichen des Stoffes tiefgestellt geschrieben.

■ $M_{Mg} = 24\ \frac{g}{mol}$, $M_{H_2} = 2\ \frac{g}{mol}$, $M_{MgO} = 40\ \frac{g}{mol}$ ④ ⑤ ↗ S. 102

Berechnen der Masse einer Stoffprobe. Kennt man die Stoffmenge einer Stoffprobe, kann man die Masse dieser Stoffprobe mit Hilfe der Größengleichung $M = \frac{m}{n}$ berechnen.

① Welche Masse hat eine Stoffprobe Sauerstoff von der Stoffmenge $n_{O_2} = 1$ mol?

② Welcher Masse entspricht die Stoffmenge $n_{Cu} = 2$ mol?

③ Ergänze die Wertetabelle in deinem Heft!

Masse des Magnesiums	m_{Mg}	24 g	3 g		0,6 g
Masse des Magnesiumoxids	m_{MgO}	40 g		10 kg	

④ Gegeben ist die Reaktionsgleichung: $2\ Na + Cl_2 \longrightarrow 2\ NaCl$.
Ergänze die Tabelle in deinem Heft!

Stoffmenge n	$m = n \cdot M$	Masse m
$n_{Na} = 2$ mol	$m_{Na} = 2\ mol \cdot 23\ \frac{g}{mol}$	$m_{Na} = 46$ g
$n_{Cl_2} =$	$m_{Cl_2} =$	$m_{Cl_2} =$
$n_{NaCl} =$	$m_{NaCl} =$	$M_{NaCl} =$

■ Welche Masse hat ein Stückchen Aluminium mit der Stoffmenge 0,05 mol?

Gesucht: m_{Al} **Gegeben:** $n_{Al} = 0{,}05$ mol

Aus $M = \frac{m}{n}$ folgt $m = n \cdot M$.

Lösung: $m_{Al} = n_{Al} \cdot M_{Al}$

$m_{Al} = 0{,}05 \text{ mol} \cdot 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Ergebnis: $m_{Al} = 1{,}35$ g

Das Stück Aluminium mit der Stoffmenge 0,05 mol hat eine Masse von 1,35 g. ① ②

Massenverhältnis bei chemischen Reaktionen. Reaktionsgleichungen kann man entnehmen, in welchem Stoffmengenverhältnis die Stoffe bei der entsprechenden chemischen Reaktion reagieren.

■ $\mathbf{2\,Mg + O_2 \longrightarrow 2\,MgO}$

$n_{Mg} : n_{O_2} : n_{MgO} = 2 : 1 : 2$

Beispielsweise reagieren 2 mol Magnesiumatome mit 1 mol Sauerstoffmolekülen zu 2 mol Magnesiumoxid-Baueinheiten. Mit Hilfe der Größengleichung $m = n \cdot M$ können für diese Stoffmengen die entsprechenden Massen berechnet werden.

Stoffmenge n	Molare Masse M	Berechnen der Masse $m = n \cdot M$	Masse m
$n_{Mg} = 2$ mol	$M_{Mg} = 24 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$m_{Mg} = 2 \text{ mol} \cdot 24 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$m_{Mg} = 48$ g
$n_{O_2} = 1$ mol	$M_{O_2} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$m_{O_2} = 1 \text{ mol} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$m_{O_2} = 32$ g
$n_{MgO} = 2$ mol	$M_{MgO} = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$m_{MgO} = 2 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$m_{MgO} = 80$ g

Die berechneten Massen stehen in Übereinstimmung mit dem Gesetz von der Erhaltung der Masse:

Masse der Ausgangsstoffe Magnesium und Sauerstoff = **Masse des Reaktionsprodukts Magnesiumoxid**

48 g + 32 g = 80 g

Sollen 48 g Magnesium vollständig zu Magnesiumoxid reagieren, müssen mindestens 32 g Sauerstoff zur Verfügung stehen. Ist mehr Sauerstoff vorhanden, wird ein Teil des Sauerstoffs nicht verbraucht. Ist weniger Sauerstoff vorhanden, kann nur ein entsprechender Teil des Magnesiums zu Magnesiumoxid reagieren. Ein vollständiger Umsatz beider Ausgangsstoffe findet nur statt, wenn Magnesium und Sauerstoff im Massenverhältnis

$\frac{m_{Mg}}{m_{O_2}} = \frac{48 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{3}{2}$ vorliegen. ③ ④

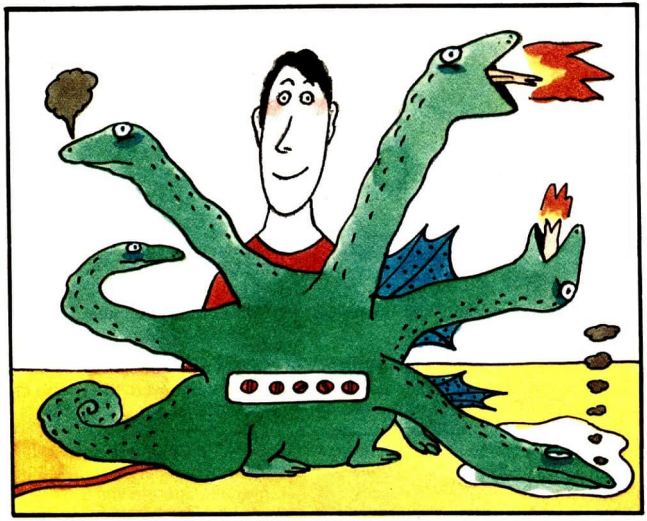
▶ **Bei chemischen Reaktionen reagieren die Stoffe in bestimmten Massenverhältnissen miteinander.**

Aufgaben zur Festigung

32

1. Nenne Beispiele für Metalle, Molekülsubstanzen und Ionensubstanzen! Begründe deine Auswahl!
2. Welche der vier Stoffe Magnesiumchlorid, Kupfer(II)-chlorid, Magnesiumoxid und Kupfer(II)-oxid lassen sich eindeutig den Ionensubstanzen zuordnen?
3. Vergleiche die Formeln von Aluminiumchlorid und Calciumoxid mit den Formeln von Chlorwasserstoff und Schwefeldioxid! Welche Aussagen können diesen Formeln entnommen werden?
4. Vergleiche den Bau der Ausgangsstoffe und der Reaktionsprodukte bei den chemischen Reaktionen von Wasserstoff mit Sauerstoff und von Magnesium mit Sauerstoff!
5.* a) Erläutere die Merkmale der chemischen Reaktion bei der Bildung von Chlorwasserstoff und von Natriumchlorid!
   b) Vergleiche bei beiden chemischen Reaktionen den Bau der Ausgangsstoffe und der Reaktionsprodukte!
6. Stelle die Reaktionsgleichungen auf
   a) für die Bildung von Magnesiumchlorid,
   b) für die Oxidation von Magnesium,
   c) für die Reaktion von Aluminium mit Sauerstoff!
7. Welche Massen entsprechen
   a) 2 mol Wasserstoff; b) 3 mol Schwefel; c) 2 mol Chlorwasserstoff; d) 2 mol Magnesiumoxid; e) 2 mol Aluminiumoxid?
8. Welche Stoffmengen entsprechen
   a) 8 g Wasserstoff; b) 64 g Schwefel; c) 71 g Chlor; d) 120 g Magnesiumoxid; e) 204 g Aluminiumoxid?
9. Welche Aussagen lassen sich der Reaktionsgleichung
   $4\ Fe + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3$
   entnehmen?
10. Vergleiche an Beispielen den Bau und die Eigenschaften der Metalle, Molekülsubstanzen und Ionensubstanzen!
11.* Erkläre
   a) warum Eisen fest ist und erst bei sehr hohen Temperaturen schmilzt,
   b) warum Schwefel fest ist, aber schon bei 119°C schmilzt,
   c) warum Natriumchlorid fest ist, aber erst bei 800°C schmilzt!
12. a) Vergleiche die elektrische Leitfähigkeit von festem Natriumchlorid, einer Natriumchloridschmelze und einer Lösung von Natriumchlorid in Wasser!
   b) Erkläre die Erscheinungen!
13.* Begründe, warum beim Experiment 39 Zinkchlorid anstelle von Natriumchlorid verwendet wird, um die elektrische Leitfähigkeit der Schmelze einer Ionensubstanz nachzuweisen!

Chemische Reaktion als Stoffumwandlung und Energieumwandlung

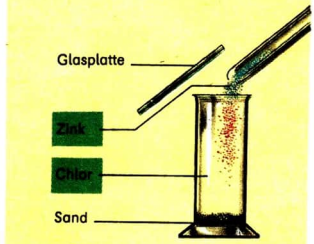


Bei vielen Experimenten wurde der Gasbrenner verwendet, um Stoffe zu erhitzen. Die Flamme des brennenden Gases ist sehr heiß.
Worauf ist das zurückzuführen?
Die Flamme des brennenden Gases läßt sich am Gasbrenner beliebig vergrößern oder verkleinern. Man kann ihre Temperatur erhöhen oder erniedrigen (↗ S. 14).
Warum ist das möglich? Wovon hängt der Verlauf dieser chemischen Reaktion ab? Läßt sich der Verlauf anderer chemischer Reaktionen auch beeinflussen?
Wie muß man mit brennbaren Gasen umgehen?

Stoff- und Energieumwandlung beim Bilden und Zerlegen von Zinkchlorid

42

Zinkpulver wird bis zum Glühen erhitzt und in einen Standzylinder mit Chlor eingestreut (Abb. 99).

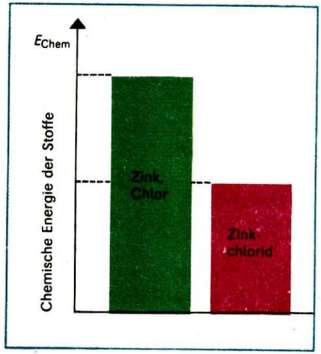


Stoffumwandlung beim Bilden von Zinkchlorid. Bei der chemischen Reaktion von Zink und Chlor bildet sich ein weißer fester Stoff, das **Zinkchlorid**. Die grüne Farbe des Chlors ist nicht mehr zu erkennen (Experiment 42). Die Ausgangsstoffe Zink und Chlor werden bei dieser chemischen Reaktion in das Reaktionsprodukt Zinkchlorid umgewandelt.

Abb. 99
Reaktion von Zink mit Chlor

Die Reaktionsgleichung für die Bildung von Zinkchlorid lautet:
$Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$.

Energieumwandlung beim Bilden von Zinkchlorid. Zink glüht bei der Berührung mit Chlor auf. Bei dieser chemischen Reaktion werden Wärme abgegeben und Licht ausgestrahlt (Experiment 42). *Wie ist das zu erklären?*



Zink und Chlor haben wie alle Stoffe chemische Energie. Ein Teil der chemischen Energie von Zink und Chlor wird bei der Bildung von Zinkchlorid in thermische Energie umgewandelt und als Wärme abgegeben sowie als Licht ausgestrahlt. Somit hat das Reaktionsprodukt Zinkchlorid eine geringere chemische Energie als die beiden Ausgangsstoffe Zink und Chlor (Abb. 100).

Abb. 100
Energie der Ausgangsstoffe und des Reaktionsprodukts bei der Bildung von Zinkchlorid

Bei vielen chemischen Reaktionen werden Wärme abgegeben und Licht ausgestrahlt. Ein Teil der chemischen Energie der Ausgangsstoffe wird in eine andere Energieform umgewandelt.

43 Durch eine Lösung von Zinkchlorid in Wasser wird elektrischer Strom geleitet (Abb. 101).

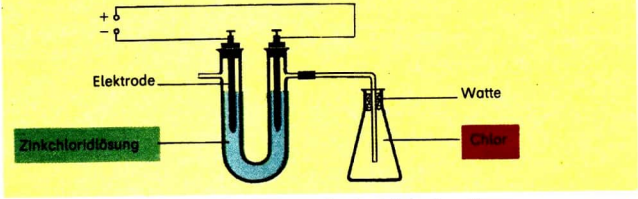
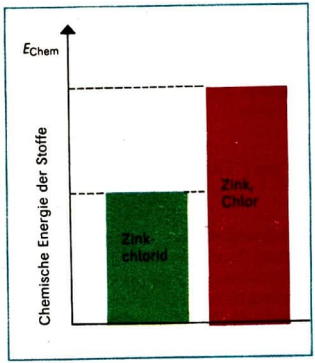


Abb. 101 Zerlegen von Zinkchloridlösung durch elektrischen Strom

Stoffumwandlung beim Zerlegen von Zinkchlorid. An einer Kohleelektrode scheidet sich ein grauer Belag ab. Es hat sich Zink gebildet. Außerdem bildet sich im Kolben ein grünliches Gas, das nach Chlor riecht (Experiment 43). Der Ausgangsstoff Zinkchlorid wird bei dieser chemischen Reaktion in die Reaktionsprodukte Zink und Chlor zerlegt.
Die Reaktionsgleichung für die Zerlegung von Zinkchlorid lautet:
$ZnCl_2 \longrightarrow Zn + Cl_2$.



Energieumwandlung beim Zerlegen von Zinkchlorid. Der elektrische Strom bewirkt das Zerlegen von Zinkchlorid (Experiment 43). Bei dieser chemischen Reaktion wird elektrische Energie in chemische Energie von Zink und Chlor umgewandelt. Somit haben die beiden Reaktionsprodukte Zink und Chlor eine größere chemische Energie als der Ausgangsstoff Zinkchlorid (Abb. 102).

Abb. 102
Energie des Ausgangsstoffs und der Reaktionsprodukte bei der Zerlegung von Zinkchlorid

Bei vielen chemischen Reaktionen werden Stoffe durch Wärme oder durch elektrischen Strom zerlegt. Thermische oder elektrische Energie wird dabei in chemische Energie der Reaktionsprodukte umgewandelt.

Bilden und Zerlegen von Zinkchlorid. Das Bilden und Zerlegen von Zinkchlorid ist ein Beispiel für die Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen (↗ S. 21). ①
Die Stoffumwandlungen bei diesen chemischen Reaktionen kommen in den Reaktionsgleichungen zum Ausdruck.

$$Zn + Cl_2 \xrightarrow{\text{Bilden von Zinkchlorid}} ZnCl_2$$

$$ZnCl_2 \xrightarrow{\text{Zerlegen von Zinkchlorid}} Zn + Cl_2$$

Die chemische Energie gleicher Stoffproben von Zink und Chlor ist vor der Bildung von Zinkchlorid und nach der Zerlegung von Zinkchlorid gleich groß (Abb. 103). ②

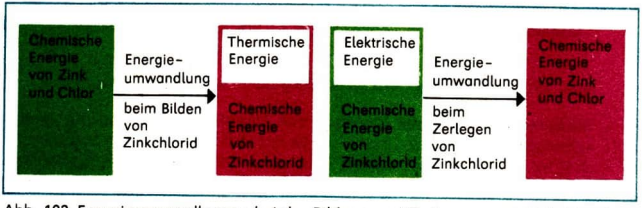


Abb. 103 Energieumwandlungen bei der Bildung und Zerlegung von Zinkchlorid

Bei keiner chemischen Reaktion geht Energie verloren oder entsteht neue Energie. Die Energie wird bei chemischen Reaktionen nur von einer Energieform in eine andere Energieform umgewandelt. Die **Energieumwandlung** ist ein weiteres Merkmal jeder chemischen Reaktion. ③
Zusammenfassend läßt sich zur chemischen Reaktion feststellen:

▶ **Die chemische Reaktion ist ein Vorgang, bei dem Stoffumwandlung und Energieumwandlung gleichzeitig ablaufen.**

Umordnung und Veränderung von Teilchen beim Bilden und Zerlegen von Zinkchlorid

Bau der Ausgangsstoffe und des Reaktionsprodukts. Zink gehört zu den Metallen und ist aus Zinkatomen aufgebaut. Chlor besteht aus Chlormolekülen und ist eine Molekülsubstanz. Zinkchlorid ist aus Zink-Ionen und Chlorid-Ionen aufgebaut und gehört zu den Ionensubstanzen. Zink, Chlor und Zinkchlorid unterscheiden sich durch die **Art** und die **Anordnung der Teilchen.**

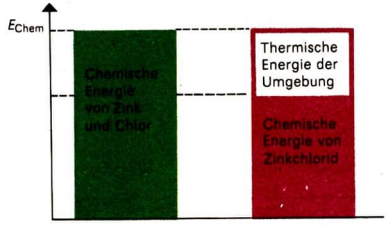
Veränderung und Umordnung der Teilchen. Bei der chemischen Reaktion von Zink und Chlor zu Zinkchlorid bilden sich aus Zinkatomen und Chlormolekülen Zink-Ionen und Chlorid-Ionen. Im Verlauf der chemischen Reaktion verändert sich die Art der Teilchen der Ausgangsstoffe Zink und Chlor. Außerdem werden die Teilchen umgeordnet. ④ ⑤

Die Stoff- und Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen ist Ausdruck einer **Umordnung** und einer **Veränderung der Teilchen** der Stoffe.

▶ **Umordnung und Veränderung von Teilchen ist ein Merkmal jeder chemischen Reaktion.**

Die Merkmale der chemischen Reaktion von Zink und Chlor zu Zinkchlorid sind in Tabelle 31 zusammengefaßt.

Tabelle 31 Merkmale der chemischen Reaktion ⑥

▶ Stoffumwandlung	Ausgangsstoffe → Reaktionsprodukt ■ $Zn + Cl_2$ → $ZnCl_2$	
Energieumwandlung		
Umordnung und Veränderung der Teilchen	Teilchen der Ausgangsstoffe ■ Zink-atome Chlor-moleküle	→ Teilchen des Reaktionsprodukts Zink-Ionen und Chlorid-Ionen

① * Vergleiche das Bilden und Zerlegen von Zinkchlorid und Wasser! Beschreibe a) die Stoffumwandlung und b) die Energieumwandlung bei diesen chemischen Reaktionen!

② Zeichne für das Bilden und Zerlegen von Wasser Energiediagramme! Orientiere dich an den Abbildungen 100 und 102! Erläutere die Energiediagramme!

③ Worauf ist die Bildung einer heißen Flamme des brennenden Stadtgases (↗ S. 14) zurückzuführen?
Beantworte die Frage mit Hilfe deiner Kenntnisse über die chemische Reaktion!

④ * Vergleiche den Bau der Ausgangsstoffe und des Reaktionsprodukts bei der Bildung von Magnesiumoxid aus Magnesium und Sauerstoff! Erläutere die Umordnung und Veränderung der Teilchen bei dieser chemischen Reaktion!

⑤ Erläutere die Umordnung und Veränderung der Teilchen beim Bilden und Zerlegen von Wasser!

⑥ Erläutere die Merkmale der chemischen Reaktion am Beispiel der Bildung von Natriumchlorid aus Natrium und Chlor!

Massenverhältnisse beim Bilden und Zerlegen von Zinkchlorid

Beim Bilden und Zerlegen von Zinkchlorid reagieren die Stoffe wie bei allen chemischen Reaktionen immer in einem bestimmten Massenverhältnis. Dieses Massenverhältnis läßt sich mit Hilfe der Größengleichung $m = n \cdot M$ berechnen.

Das Stoffmengenverhältnis ist aufgrund der Proportionalität zwischen Teilchenanzahl und Stoffmenge durch die Faktoren in den Reaktionsgleichungen gegeben. Die molaren Massen der Stoffe entnimmt man Tabellen (↗ TW 7–10).

■ $Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$ ①

Stoffmenge n	Molare Masse M	Berechnen der Masse $m = n \cdot M$	Masse m
$n_{Zn} = 1$ mol	$M_{Zn} = 65 \frac{g}{mol}$	$m_{Zn} = 1 \text{ mol} \cdot 65 \frac{g}{mol}$	$m_{Zn} = 65$ g
$n_{Cl_2} = 1$ mol	$M_{Cl_2} = 71 \frac{g}{mol}$	$m_{Cl_2} = 1 \text{ mol} \cdot 71 \frac{g}{mol}$	$m_{Cl_2} = 71$ g
$N_{ZnCl_2} = 1$ mol	$M_{ZnCl_2} = 136 \frac{g}{mol}$	$m_{ZnCl_2} = 1 \text{ mol} \cdot 136 \frac{g}{mol}$	$n_{ZnCl_2} = 136$ g

Aus 65 g Zink und 71 g Chlor bilden sich immer 136 g Zinkchlorid.

$Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$
65 g 71 g 136 g

Beim Zerlegen von 136 g Zinkchlorid entstehen immer 65 g Zink und 71 g Chlor.

$ZnCl_2 \longrightarrow Zn + Cl_2$
136 g 65 g 71 g

Verändert man die Masse von Zink oder Chlor beziehungsweise Zinkchlorid, dann bilden sich die entsprechenden Reaktionsprodukte immer im gleichen Massenverhältnis. ②

■

Masse des Zinks m_{Zn}	65 g	130 g	32,5 g	325 g
Masse des Chlors m_{Cl_2}	71 g	142 g	35,5 g	355 g
Masse des Zinkchlorids m_{ZnCl_2}	136 g	272 g	68 g	680 g

Stoff- und Energieumwandlung in der Volkswirtschaft

34

Herstellung von Stoffen durch Stoffumwandlung

Chemische Produktion in der Volkswirtschaft. In der chemischen Industrie aber auch in vielen anderen Bereichen unserer Volkswirtschaft wie der Nahrungsmittelindustrie, der Baustoffindustrie und der metallurgischen Industrie werden aus Rohstoffen durch chemische Reaktionen neue Stoffe hergestellt. Es gibt keinen Bereich der Volkswirtschaft und keinen Bereich unseres täglichen Lebens, in dem nicht Chemieprodukte verwendet werden. ③ ④
In der Landwirtschaft werden durch Düngemittel und Pflanzenschutzmittel die Erträge gesteigert. Die Papierindustrie benötigt Zellstoff, Leim und Farben. Für die medizinische Betreuung der Menschen müssen Arzneimittel bereitgestellt werden. Für das Verkehrswesen sind Kraftstoffe, Schmierstoffe und Reifen erforderlich. Im Haushalt werden Plaste, Kosmetika, Waschmittel und Textilien verwendet (Abb. 104, S. 114).

Nutzung einiger Rohstoffe. Besonders wichtige Rohstoffe für die chemische Produktion und zugleich wertvolle Energieträger sind Kohle, Erdöl und Erdgas. Sie enthalten die Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff. Aus Kohle, Erdöl und Erdgas lassen sich daher gleichartige Produkte herstellen.
Die DDR verfügt über bedeutende Braunkohlevorkommen. Die **Braunkohle** ist unser wichtigster Energieträger. Sie wird zunehmend auch für die Herstellung von Chemieprodukten genutzt. Aus Braunkohle gewinnt man Koks, Briketts, Gas, Teer und Öle. Koks, Briketts und Gas sind wertvolle Stoffe, die in der chemischen Produktion Verwendung finden.
Erdöl und **Erdgas** werden in der DDR überwiegend aus der Sowjetunion importiert. Als Energieträger werden diese wertvollen Stoffe zunehmend durch Braunkohle ersetzt. Aus Erdöl und Erdgas stellt man Kraftstoffe und Heizöl her. Vor allem aber sind sie Ausgangsstoffe für viele Chemieprodukte wie Plaste, Chemiefasern, Pflanzen- und Schädlingsbekämpfungsmittel, Waschmittel und Arzneimittel. ⑤
Einheimische Rohstoffe werden als Ausgangsstoffe für die Herstellung vieler Produkte verwendet (Tabelle 32, S. 114).

---

① Welche Aussagen kannst du den Reaktionsgleichungen für das Bilden und Zerlegen von Zinkchlorid entnehmen?

②* Berechne das Massenverhältnis der Ausgangsstoffe für die Bildung von Natriumchlorid!

③ Erläutere mit Hilfe der Abbildung 104 und anhand weiterer Beispiele, welche Bedeutung die chemische Produktion für unser Leben hat!

④ Nenne Erzeugnisse der chemischen Produktion, mit denen du täglich umgehst!

⑤* Vergleiche Braunkohle, Erdöl und Erdgas in ihrer Bedeutung als Rohstoffe und Energieträger für die Volkswirtschaft der DDR!

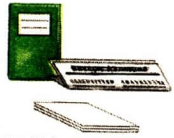
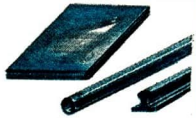
Landwirtschaft	Zellstoff, Papier	Baustoffe
 Düngemittel, Futtermittel, Pflanzenschutzmittel, Wuchsstoffe	 Zellstoff, Papier	 Korrosionschutzmittel, Plaste, Mörtel
Textilien	**Medizin**	**Haushalte**
 Chemiefaserstoffe (Dederon, Grisuten, Wolpryla)	 Arzneimittel, Narkosemittel	 Waschmittel, Putzmittel, Kosmetika, Farben, Lacke, Plaste
Lebensmittel	**Metallurgie**	**Energiewirtschaft**
 Konservierungsmittel, Fette, Geschmacksstoffe	 Schwefelsäure, Soda, Kalk, Natronlauge, Koks	 Heizgas, Schmieröl, Heizöl, Isoliermittel

Abb. 104 Produkte der chemischen Industrie

Tabelle 32 Einheimische Rohstoffe und ihre Verwendung

Rohstoffe	■ Verwendung
Kaliumchlorid	Düngemittel
Steinsalz	Speisesalz, Konservierungsmittel, Herstellung von Chlor und Natrium
Kalkstein	Herstellung von Baustoffen und Carbid
Sand	Herstellung von Baustoffen und Glas, Formmaterial in der Metallgießerei, Putzmittel
Kreide	Herstellung von Papier und Tapeten, Schlämmkreide, Putzmittel, Zahnpulver
Ton	Herstellung von keramischen Erzeugnissen und Zement

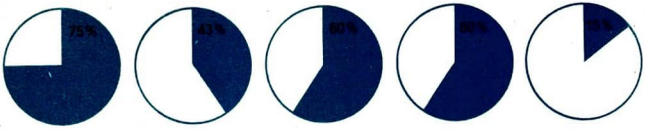


Abb. 105 Anteil wichtiger Sekundärrohstoffe am Rohstoffeinsatz bei der Herstellung einiger Stoffe

Abfall wird zum Rohstoff. In steigendem Maß werden Abprodukte der Industrie und Abfälle aus Haushalten nach einer entsprechenden Aufbereitung wieder als Rohstoffe eingesetzt. Gegenwärtig wird in einigen Bereichen der Volkswirtschaft unserer Republik der Rohstoffbedarf zu einem Teil durch Sekundärrohstoffe gedeckt (Abb. 105). Das Sammeln dieser Stoffe ist eine wichtige Aufgabe für alle Bürger. Wichtige Sekundärrohstoffe sind Metalle, insbesondere Eisenschrott sowie Altpapier, Altöl, Glas, Alttextilien, Altreifen und Plaste. ①

- 600000 t gesammeltes Altpapier entsprechen dem Papier, das man aus 6,6 Millionen Bäumen in einem Alter von 70 Jahren gewinnen könnte. Das entspricht einer Waldfläche von 4500 ha.
- Zur Herstellung von 1 t Stahl werden gegenwärtig in der DDR etwa 750 kg Eisenschrott und 250 kg Roheisen eingesetzt.

▸ **In der chemischen Produktion wird die Stoffumwandlung bei der chemischen Reaktion zur Herstellung von Stoffen genutzt.** ②

Nutzung chemischer Reaktionen für die Energieumwandlung

Für die DDR ist Braunkohle der wichtigste Energieträger. Sie enthält chemische Energie, die in einer chemischen Reaktion mit Sauerstoff umgewandelt werden kann. Nach der Umwandlung kann man die Energie in der Volkswirtschaft und im täglichen Leben als Wärme und vor allem als elektrischen Strom nutzen. Ein geringerer Teil der elektrischen Energie wird aus der Umwandlung von Kernenergie erhalten. Für die Wärmeerzeugung stehen neben geringen Mengen von Heizöl und einheimischem Erdgas überwiegend Rohbraunkohle und deren Produkte wie Briketts, Koks und Stadtgas zur Verfügung.

① Nenne Altstoffe, die im Haushalt anfallen und gesammelt werden sollen! Werte die Bedeutung dieser Tätigkeit anhand der Abbildung 105!

② Nenne 3 Beispiele zur Herstellung von Chemieprodukten durch Stoffumwandlung!

Die Umwandlung von chemischer Energie in thermische Energie und von thermischer Energie in elektrische Energie ist Voraussetzung für die Entwicklung der chemischen Produktion. Bei vielen chemischen Reaktionen muß Wärme zugeführt werden. Andere chemische Reaktionen werden durch elektrischen Strom bewirkt. Die chemische Industrie beansprucht einen erheblichen Teil des Energieaufkommens unseres Landes. Man ist daher seit langem erfolgreich bemüht, trotz steigender Produktion den Energiebedarf zu senken.

▸ **In Kraftwerken wird die chemische Energie der Stoffe durch chemische Reaktionen in thermische und diese zum großen Teil in elektrische Energie umgewandelt und so für die Menschen nutzbar gemacht.**

Bedingungen für den Verlauf chemischer Reaktionen 35

Temperatur als Reaktionsbedingung

Bei Zimmertemperatur laufen die meisten chemischen Reaktionen nur langsam oder gar nicht ab. Eisen rostet an der Luft erst nach einiger Zeit. Wasser ist sehr beständig und zerfällt bei Zimmertemperatur nicht.
Wird Eisenpulver erhitzt, dann reagiert es mit dem Sauerstoff der Luft unter Wärmeabgabe in kurzer Zeit zu Eisenoxid. Wasser wird erst bei Temperaturen über 2000°C zerlegt (Tabelle 33).

Tabelle 33 Anteile des zerlegten Wassers in Abhängigkeit von der Temperatur ①

Temperatur	1500°C	1700°C	1900°C	2100°C
Anteil des zerlegten Wassers	0,2%	0,6%	1,5%	3%

Der Verlauf einer chemischen Reaktion ist von der Temperatur abhängig. Die **Temperatur** ist eine Reaktionsbedingung (↗ S. 46). ②
Bei vielen chemischen Reaktionen in der Industrie muß Wärme zugeführt werden, damit sie ablaufen.

■ Die Herstellung von Roheisen aus Eisenoxiden im Hochofen verläuft erst bei über 1500°C ausreichend schnell und vollständig.

Bei anderen chemischen Reaktionen muß gekühlt werden, um eine bestimmte Reaktionstemperatur einzuhalten.

▸ **Der zeitliche Verlauf einer chemischen Reaktion ist von der Temperatur abhängig. Eine Temperaturerhöhung bewirkt bei chemischen Reaktionen einen schnelleren Verlauf.**

Durchmischung der Stoffe als Reaktionsbedingung

44 ▼ Verreibe etwas Kupfer- und Schwefelpulver gut miteinander und erhitze das Gemisch im Reagenzglas!

45 ▼ Fülle in ein Reagenzglas etwa 1 cm hoch Schwefelpulver. Führe einen Kupferdraht so weit in das Schwefelpulver ein, daß der größere Teil unbedeckt bleibt, und erhitze!

Kupfer und Schwefel reagieren unter Wärmeabgabe zu Kupfer(I)-sulfid. Die Reaktionsgleichung für diese chemische Reaktion lautet:

$2\,Cu + S \longrightarrow Cu_2S$.

Bei besserer Durchmischung der Stoffe verläuft die chemische Reaktion schneller (Experiment 44).
Die Durchmischung der Stoffe ist um so besser, je größer ihre Oberfläche ist. Verreiben, Zermahlen, Schmelzen und Verdampfen führen zu einer größeren Oberfläche der Stoffe. Damit wird eine bessere Durchmischung der Stoffe möglich. Die chemischen Reaktionen verlaufen bei besserer Durchmischung der Stoffe schneller und vollständiger.
Bei schlechterer Durchmischung der Stoffe kann erreicht werden, daß chemische Reaktionen langsamer verlaufen (Experiment 45). ③

■ Die Oxidation von Magnesium verläuft langsamer und gefahrloser, wenn statt Magnesiumpulver Magnesiumspäne mit kleinerer Oberfläche verwendet werden.

Die **Durchmischung der Stoffe** ist eine weitere Reaktionsbedingung.
In der Industrie werden feste Rohstoffe vor der chemischen Reaktion zerkleinert. Sie können dann besser durchmischt werden.

■ Zur Herstellung von Stadtgas wird Kohle fein zermahlen, damit sie mit Wasserdampf und Luft gut durchmischt werden kann. ④

▶ **Der zeitliche Verlauf chemischer Reaktionen ist von der Durchmischung der reagierenden Stoffe abhängig. Eine bessere Durchmischung der Stoffe bedingt einen schnelleren Verlauf der chemischen Reaktion.**

---

① * Warum wird Wasser im Experiment 8, Seite 18, durch elektrischen Strom und nicht durch Zufuhr von Wärme zerlegt?

② Warum säuert Milch am Fenster in der Sonne schneller als im Kühlschrank?

③ a) Erläutere die Stoff- und Energieumwandlung bei der Reaktion von Kupfer mit Schwefel! b) Vergleiche die Reaktionsbedingungen bei den Experimenten 44 und 45!

④ * In einer Getreidemühle besteht die Gefahr einer Mehlstaubexplosion.
a) Unter welchen Reaktionsbedingungen kann eine solche Explosion ausgelöst werden? b) Unterbreite einen Vorschlag, wie man eine solche Explosion verhindern kann!

Sauerstoffanteil als Reaktionsbedingung bei Oxidationen

46 ▼ Halte einen Eisendraht bis zum Glühen in die entleuchtete Flamme eines Gasbrenners!

47 ▼ Ein glühender Eisendraht wird in einen Kolben mit Sauerstoff eingeführt (Abb. 106)!

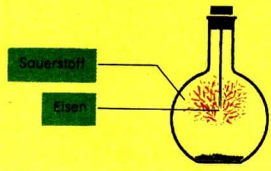


Abb. 106 Reaktion von Eisen mit Sauerstoff

An der Oberfläche des Eisendrahtes aus Experiment 46 sind nach dem Glühen nur geringe Veränderungen zu erkennen. Der Sauerstoffanteil der Luft reicht für eine vollständige Oxidation des Eisens nicht aus. Bei erhöhtem Sauerstoffanteil wird der Eisendraht vollständig oxidiert (Experiment 47). Bei dieser chemischen Reaktion wird viel Wärme abgegeben. Es bildet sich Eisen(III)-oxid.

Die Reaktionsgleichung lautet:

$$4\,Fe + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,Fe_2O_3\,.$$ ①

Beim Zerlegen einer Stahlplatte mit dem Schneidbrenner wird mit einem erhöhten Sauerstoffanteil gearbeitet. Dazu nutzt man die chemische Reaktion von Eisen mit Sauerstoff. Ein Gasgemisch aus Wasserstoff und Sauerstoff wird entzündet und die Stahlplatte an einer Stelle bis zur Weißglut erhitzt. Dann verringert man die Zufuhr von Wasserstoff, so daß sich der Sauerstoffanteil erhöht. Das Eisen wird vollständig zu Eisenoxid oxidiert. Dadurch ist es möglich, die Stahlplatte mit einem glatten Schnitt zu durchtrennen (Abb. 107).

Auch in der Industrie wird bei Oxidationen mit einem erhöhten Sauerstoffanteil gearbeitet.

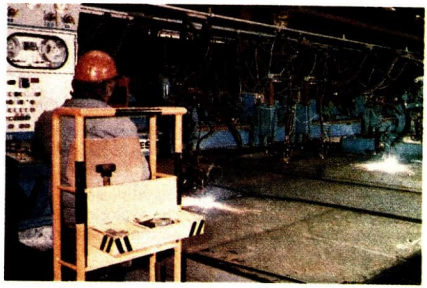


Abb. 107
Zertrennen
einer Stahlplatte
mit dem Schneidbrenner

■ Bei der Herstellung von Stahl aus Roheisen wird Luft mit Sauerstoff angereichert und durch die Schmelze des Roheisens geblasen. Durch den erhöhten Sauerstoffanteil werden die Verunreinigungen im Roheisen schnell und vollständig in Oxide umgewandelt.

▶ **Der zeitliche Verlauf der Oxidation von Metallen ist vom Sauerstoffanteil abhängig. Ein höherer Sauerstoffanteil bedingt einen schnelleren Verlauf der Oxidation.**

Chemische Reaktionen laufen nur ab, wenn bestimmte Reaktionsbedingungen vorhanden sind. Diese Bedingungen kann der Mensch beeinflussen. ②

Entstehung von Bränden 36

Voraussetzungen für die Entstehung von Bränden. Bei Bränden reagieren **brennbare Stoffe** meist mit dem **Sauerstoff** der Luft.
Diese chemischen Reaktionen verlaufen oft unter Flammenerscheinungen.

■ Papier, Holz und Kohle verbrennen an der Luft unter Flammenerscheinung.

Auch bei chemischen Reaktionen von einigen Metallen mit Sauerstoff (↗ S. 48) und von Schwefel mit Sauerstoff (↗ S. 75) sind ein Aufglühen der Stoffe und Flammen zu beobachten. Einige Metalle und Schwefel sind also brennbare Stoffe. ③

▶ **Brennbare Stoffe und Sauerstoff sind Voraussetzungen für die Entstehung von Bränden.**

48 ▼ Erhitze in einem Reagenzglas Sägespäne! Prüfe die entstehenden Gase auf Brennbarkeit (Abb. 108a, S. 120)!

---

①* In den Experimenten 46 und 47 beeinflussen drei Reaktionsbedingungen den Verlauf der Oxidation von Eisen mit Sauerstoff.
a) Welche drei Reaktionsbedingungen sind das?
b) Welche Reaktionsbedingung wird beim Experiment 47 im Vergleich zum Experiment 46 wesentlich verändert?

② Vergleiche die Verbrennung von Stadtgas im Gasbrenner bei geöffneter und geschlossener Luftregulierung! Erkläre die Beobachtungen mit Hilfe deiner Kenntnisse über die Reaktionsbedingungen!

③ Nenne einige brennbare Stoffe!

49

Vorsicht! Es wird versucht, mit einem langen brennenden Holzspan Benzin und Paraffinöl bei Zimmertemperatur (Abb. 108b) zu entzünden.
Dann wird das Paraffinöl erhitzt und versucht, es auf die gleiche Weise zu entzünden (Abb. 108c).

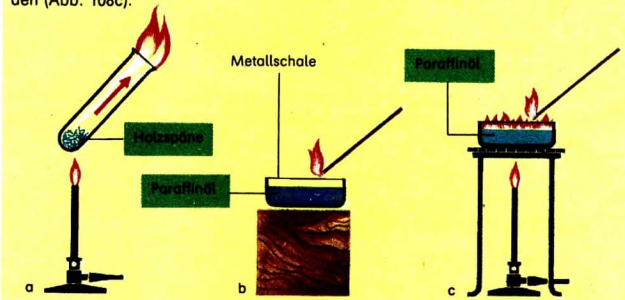


Abb. 108 Prüfen der Entzündbarkeit von a) Sägespänen (Experiment 48), b) Paraffinöl, c) erhitztes Paraffinöl

50

Ermittle die Zeit, bis sich ein Holzstab und Holzwolle durch eine Streichholzflamme entzünden!

Bedingungen für die Entstehung von Bränden. Brennbare Stoffe umgeben uns fast überall. Auch Sauerstoff als Bestandteil der Luft ist meist vorhanden. In Kliniken, Laboratorien und manchen Werkstätten wird sogar mit reinem Sauerstoff gearbeitet. Brände entstehen aber nur unter bestimmten Bedingungen. Die brennbaren Stoffe müssen mit Luft oder Sauerstoff in Berührung kommen (Experiment 48).
Eine große Oberfläche der brennbaren Stoffe ermöglicht eine gute **Durchmischung** mit dem Sauerstoff der Luft (Experiment 50).
Viele Stoffe müssen erst auf eine bestimmte Temperatur erhitzt werden, damit sie sich entzünden. Man bezeichnet diese Temperatur als **Entzündungstemperatur**.
Brennbare Stoffe haben unterschiedliche Entzündungstemperaturen (Experiment 49). Einige brennbare Stoffe lassen sich schon bei Zimmertemperatur entzünden (Experiment 49). Flaschen mit solchen Stoffen müssen durch die Aufschrift „Feuergefährlich" gekennzeichnet sein. ①
Beim Erhitzen von Stoffen können sich gasförmige Reaktionsprodukte bilden (Experiment 48), oder die Stoffe gehen in den gasförmigen Aggregatzustand über (Experiment 49). Wenn diese Gase brennbar sind und entzündet werden, bilden sich Flammen. ②

▸ **Bedingungen für die Entstehung von Bränden sind: Der brennbare Stoff muß sich ausreichend mit dem Sauerstoff durchmischen. Die Entzündungstemperatur des brennbaren Stoffes muß erreicht sein.** ③

51 In einer Porzellanschale wird Alkohol entzündet und mit Wasser gelöscht (Abb. 109).

52 In einer Porzellanschale wird Benzin entzündet. Es wird versucht, das brennende Benzin zu löschen (Abb. 110).

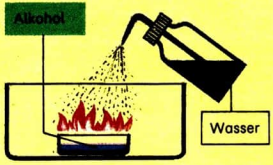


Abb. 109 Löschen eines Alkoholbrandes

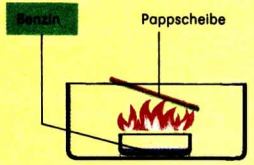


Abb. 110 Löschen eines Benzinbrandes

Löschen von Bränden. Viele Brände entstehen durch Unkenntnis oder Fahrlässigkeit. Jeder Bürger muß deshalb wissen, wie man Brände verhütet und im Notfall schnell und sachkundig hilft. Die Maßnahmen zur Brandbekämpfung leiten sich aus den Kenntnissen über die Entstehung von Bränden ab (Tabelle 34).

Tabelle 34 Maßnahmen zur Brandbekämpfung

Entstehung von Bränden	Bekämpfung von Bränden
Brennbare Stoffe und Sauerstoff sind vorhanden	Entfernen der brennbaren Stoffe aus der Nähe des Feuers
Gute Durchmischung der brennbaren Stoffe mit Sauerstoff	Abdecken der brennenden Stoffe, Verhindern der Sauerstoffzufuhr
Erreichen der Entzündungstemperatur der brennbaren Stoffe	Ableiten der Wärme, Abkühlen der brennbaren Stoffe

① * Warum läßt sich bei Zimmertemperatur nur Benzin und nicht Paraffinöl mit einem brennenden Holzspan entzünden (↗ Experiment 49)?

② Warum brennen die sich bildenden Gase beim Erhitzen von Sägespänen nur an der Mündung des Reagenzglases (Experiment 48)?

③ Beschreibe das Entfachen eines Feuers unter Verwendung von Papier, Holz und Kohle! Erkläre dein Vorgehen!

Brennbare Flüssigkeiten, wie Alkohol, die sich mit Wasser mischen lassen, können mit Wasser gelöscht werden. Sie werden durch das Wasser verdünnt und abgekühlt (Experiment 51). Dagegen werden brennbare Flüssigkeiten, wie Benzin, die sich nicht mit Wasser mischen lassen, durch Abdekken gelöscht. Durch Abdecken der brennenden Stoffe wird die Zufuhr von Sauerstoff unterbunden (Experiment 52). ①
Für die meisten brennenden Stoffe gibt es geeignete Löschmittel (Tabelle 35).

Tabelle 35 Brennende Stoffe und geeignete Löschmittel ②

Brennende Stoffe	Löschmittel
Holz im Freien, Einrichtungen von Räumen ohne stromführende Leitungen	Wasser, Sand, Erde
Mit Wasser mischbare Flüssigkeiten	Wasser, Kohlendioxid
Mit Wasser nicht mischbare Flüssigkeiten	Sand, Kohlendioxid, nicht brennbare Pulver
Bekleidung von Personen	Wasser, Feuerlöschdecken
Stromführende Anlagen	Kohlendioxid, nicht brennbare Pulver (kein Wasser!)

Brandschutz. Vorbeugen ist der beste Brandschutz. Jeder Bürger sollte deshalb häufige Brandursachen kennen und die Brandschutzbestimmungen gewissenhaft einhalten (Abb. 111).

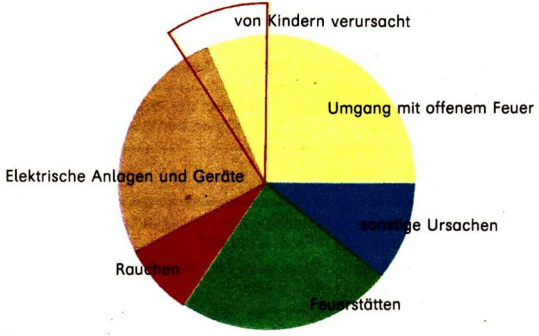


Abb. 111 Häufige Ursachen von Bränden

Abb. 112
Feuergefährliche Stoffe im Haushalt



Brennbare Stoffe dürfen auf Böden, in Kellern, Lagerräumen und Werkstätten nur entsprechend den Brandschutzbestimmungen gelagert werden. Beim Umgang mit leicht brennbaren Stoffen ist eine Entzündung durch offene Flammen, glühende Zigaretten, glühende Asche, heiße Herdplatten, starke Sonneneinstrahlung und elektrische Geräte auszuschließen (Abb. 112). ③
Zum vorbeugenden Brandschutz gehört auch die Bereitstellung von Löschmitteln und Löschgeräten in feuergefährdeten Räumen, Verkehrsmitteln, öffentlichen Gebäuden, auf Campingplätzen und an Rastplätzen im Wald. ④
Jeder Bürger ist verpflichtet, Brände sofort zu melden und Löscharbeiten zu unterstützen. Dazu muß man die Rufnummern der Feuerwehr (112), der Volkspolizei (110) und des Deutschen Roten Kreuzes (115) kennen.

▶ **Um Brände zu verhüten, muß man sorgfältig mit offenem Feuer, mit leicht brennbaren Stoffen und mit elektrischen Geräten umgehen. Die Brandschutzbestimmungen sind immer gewissenhaft einzuhalten.**

---

① Warum kann man einen Benzinbrand nicht mit Wasser löschen (Experiment 52)?

② Wie würdest du dich bei folgenden Bränden verhalten:
a) Wohnungsbrand, b) brennender Brennspiritus, c) Brand im Motorraum eines Autos, d) Waldbrand?

③ Begründe mit Hilfe deiner Kenntnisse über die Entstehung von Bränden folgende Forderungen:
a) Holz darf nicht an Öfen getrocknet werden!
b) Elektrische Geräte sind in einem Sicherheitsabstand zu Möbeln und Gardinen aufzustellen!
c) Mit Spraydosen darf nicht in offene Flammen gesprüht werden!
d) Im Wald ist das Rauchen verboten!

④ Nenne wichtige Löschgeräte und Löschmittel, die in der Schule und in anderen öffentlichen Gebäuden sowie auf Campingplätzen bereitzustellen sind!

53

Vorsicht! Stadtgas strömt durch die Öffnung im Boden einer umgestülpten Konservendose und verbrennt. Gleichzeitig dringt von unten Luft ein. Die Gaszufuhr wird unterbrochen (Abb. 113).

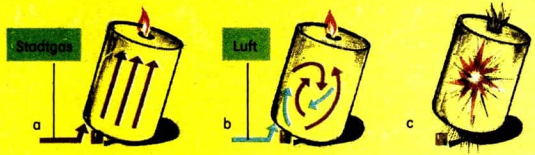


Abb. 113 Explosion eines Stadtgas-Luft-Gemisches

Explosion von Gasgemischen. Das Stadtgas besteht zu etwa 50% aus Wasserstoff und zu etwa 30% bis 40% aus anderen brennbaren Gasen. Es bildet mit Luft oder Sauerstoff Gemische, die explosionsartig verbrennen können (Experiment 53). Bei dieser chemischen Reaktion bilden sich gasförmige Reaktionsprodukte. Außerdem wird viel Wärme abgegeben. Die abgegebene Wärme bewirkt eine Temperaturerhöhung und eine schnelle Ausdehnung der Gase. In geschlossenen Räumen steigt der Druck an. Bei Gasexplosionen können Gefäße und Gebäude zerstört und Menschen verletzt werden. Außerdem ist Stadtgas durch seinen Anteil an Kohlenmonoxid sehr giftig. Es läßt sich leicht an seinem charakteristischen Geruch erkennen. Mit Stadtgas muß man sorgfältig umgehen, damit Unfälle vermieden werden. ①

▶ **Eine Explosion ist eine sehr schnell verlaufende chemische Reaktion, die mit einem Knall verbunden ist. Bei einer Explosion bilden sich gasförmige Reaktionsprodukte. Es wird viel Wärme abgegeben.**

Neben dem Stadtgas bilden auch andere brennbare Gase mit Luft oder Sauerstoff explosive Gemische. Das Stoffgemisch aus Wasserstoff und Sauerstoff ist unter dem Namen **Knallgas** (↗ S. 62) bekannt. Auch Propangas bildet mit Sauerstoff explosive Gemische. Es wird aus Erdöl oder Erdgas gewonnen. Propangas läßt sich leicht verflüssigen und wird in Stahlflaschen transportiert. Man verwendet es oft im Haushalt oder auf Campingplätzen zum Heizen und Kochen. Propan hat eine größere Dichte als Luft und sammelt sich deshalb beim Ausströmen am Boden von Räumen an. Auch mit Propangas muß man sorgfältig umgehen und die entsprechenden Bestimmungen einhalten. ②

Bedingungen für Gasexplosionen. Gemische von brennbaren Gasen mit Luft explodieren nur unter bestimmten Reaktionsbedingungen. Das Gas muß sich entzünden. Wichtig ist auch die Zusammensetzung des Gemisches. Erst bei einem bestimmten Anteil an Gas im Gemisch mit Luft verläuft die chemische Reaktion explosionsartig.

Verhalten bei Gasgeruch. Bei Gasgeruch sind bestimmte Verhaltensregeln einzuhalten. Es darf kein Streichholz entzündet werden. Offene Flammen sind sofort zu löschen. Lichtschalter und Klingelknöpfe dürfen nicht betätigt werden. In Räumen sind die Fenster zu öffnen. Es ist für eine gute Belüftung der Räume zu sorgen. Personen sind ins Freie zu bringen. Bei Bedarf sind die Feuerwehr, die Volkspolizei und der Arzt zu benachrichtigen. ③

▶ **Brennbare Gase bilden mit Sauerstoff oder Luft explosive Gemische. Deshalb sind die Bestimmungen für den Umgang mit brennbaren Gasen genau einzuhalten.**

Aufgaben zur Festigung

39

1. Stelle deine Beobachtungen bei der Bildung und Zerlegung von Zinkchlorid zusammen! Ordne sie der Stoff- und Energieumwandlung bei diesen chemischen Reaktionen zu!
2. a) Vergleiche die Abbildung 100, Seite 108, und die Abbildung 102, Seite 109!
   b) Stelle chemische Reaktionen zusammen, die diesen Energiediagrammen entsprechen!
3. a) Vergleiche die Teilchen der Ausgangsstoffe und des Reaktionsprodukts bei der chemischen Reaktion von Natrium und Chlor! b) Erläutere an diesem Beispiel die Umordnung und Veränderung der Teilchen als Merkmal der chemischen Reaktion!
4. a) Erläutere am Beispiel der Bildung von Zinkoxid die Merkmale der chemischen Reaktion! b) Entwickle und interpretiere die Reaktionsgleichung für diese chemische Reaktion!
5. Erläutere die Merkmale der chemischen Reaktion an einem Beispiel, a) bei dem als Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte nur Molekülsubstanzen beteiligt sind,
   b) bei dem als Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte Metalle, Molekülsubstanzen und Ionensubstanzen beteiligt sind!
   Entwickle für diese Beispiele die Reaktionsgleichungen!
6. In zwei Standzylindern werden Stadtgas und ein Stadtgas-Luft-Gemisch entzündet. Das Stadtgas brennt allmählich ab. Das Stadtgas-Luft-Gemisch verbrennt explosionsartig. Erkläre diese Erscheinungen!
7. Erläutere mit Hilfe deiner Kenntnisse über die Reaktionsbedingungen die Bedienung eines Gasbrenners!
8. a) Wie müßte man bei den Löscharbeiten vorgehen, wenn im Keller eines Wohnhauses Kohlen in Brand geraten sind?
   b) Begründe die Maßnahmen mit Hilfe deiner Kenntnisse über die Reaktionsbedingungen!
9. Erläutere, welche Forderungen des vorbeugenden Brandschutzes du beim Anlegen einer Feuerstelle zu beachten hast!

---

① Beschreibe den Verlauf der chemischen Reaktion von Stadtgas mit Luft!

② Begründe die Forderung, daß an Tankstellen nicht geraucht werden darf!

③ Wie mußt du dich bei Gasgeruch verhalten? Begründe deine Maßnahmen!

Lösungen zu Aufgaben

S. 100 ③ a) $6 \cdot 10^{23}$ Kupferatome
b) $12 \cdot 10^{23}$ Kupferatome
c) $3 \cdot 10^{23}$ Wasserstoffmoleküle
d) $15 \cdot 10^{23}$ Natriumchlorid-Baueinheiten

④ a) $N_{Fe} = 18 \cdot 10^{23}$
b) $N_{Cl_2} = 0{,}6 \cdot 10^{23}$
c) $N_{NaCl} = 9 \cdot 10^{23}$

S. 104 ① $m_{O_2} = 32$ g

② $m_{Cu} = 127$ g

③

m_{Mg}	24 g	3 g	6 kg	0,6 g
m_{MgO}	40 g	5 g	10 kg	1 g

④ $m_{Cl_2} = 71$ g; $m_{NaCl} = 117$ g

S. 106 7. a) $m_{H_2} = 4$ g
b) $m_S = 96$ g
c) $m_{HCl} = 73$ g
d) $m_{MgO} = 80$ g
e) $m_{Al_2O_3} = 204$ g

8. a) $n_{H_2} = 4$ mol
b) $n_S = 2$ mol
c) $n_{Cl_2} = 2$ mol
d) $n_{MgO} = 3$ mol
e) $n_{Al_2O_3} = 2$ mol

S. 113 ②* $\frac{m_{Na}}{m_{Cl_2}} = \frac{46\text{ g}}{71\text{ g}}$

Abbildungsnachweis

ADN-ZB/Ahnert (Abb. 78), ADN-ZB/Archiv (Abb. 53), ADN-ZB/Beu; Schm (Abb. 72), ADN-ZB/Gahlbeck (Abb. 26), ADN-ZB/Herbst (Abb. 22), ADN-ZB/Link (Abb. 1), ADN-ZB/Schulz (Abb. 107), ADN-ZB/Sindermann (Abb. 34, 37), ADN-ZB/Zühlsdorf (Abb. 35), Volker Ettelt/Berlin (Abb. 6, 41, 42, 43, 65), Eberhard Giebel/Halle (Abb. 33, 90), Ingo Gottlieb/Halle (Abb. 91), M. Knopfe/Freiberg (Abb. 79, 83, 93), ND-Archiv (Abb. 37), Wiebke Peitz/Berlin (Abb. 4, 27, 46), Peter Schmidt/Berlin (Abb. 112), Maximilian Seifert/Berlin (Abb. 5), VEK SERO/Berlin (Abb. 3), VEB Wasserversorgung und Abwasserbehandlung Berlin (Abb. 30, 31), Volk und Wissen Berlin/Bildstelle (Abb. 52), WBK Berlin/Hans Braunreiter (Abb. 9)

Register

Abprodukte 115
Abwasseraufbereitung 29
Aggregatzustand 10 97
Aluminium 33 99
Aluminiumoxid 99
Atom 36 82f.
Atombau 37 44
Atommodell 38
Atomverband 36
Ausgangsstoffe 19
Außenelektronen 38
Avogadro, Satz von 73

Baueinheit 86f. 92
Berzelius, Jöns Jakob 40
Brand, Bekämpfung 121f.
–, Entstehung 119f.
–, Schutz 122f.
Branntkalk 93
Brauchwasser 29
Braunkohle 113
Brennbarkeit 11f. 119f. 122

Calciumoxid 91 93
chemische Energie 108
chemische Produktion 113
chemische Reaktion 18 46 109f.
–, Massenverhältnisse 105 112
–, Merkmale 108 111
–, Stoffmengenverhältnisse 105 112
–, Teilchenbetrachtung 66
–, Umkehrbarkeit 110
chemische Zeichen 96
Chlor 69f. 88 99
–, Eigenschaften 70f.
–, Verwendung 70f.
Chlorwasserstoff 71ff.
–, Eigenschaften 73
–, Verwendung 73

Dekantieren 11 27
Destillieren 26
Durchmischung der Stoffe 120

Edelgase 55
Eindampfen 25
Eisen 33 47
Eisenoxide 47 92
Elektronen 37f.
Element, chemisches 18 39 45 96f.
Energieerhaltungssatz 110
Energieumwandlung 105 108 115
Entzündungstemperatur 120
Erdgas 113
Erdöl 113

Filtrieren 27
Formel 58 60 64 85f. 92 97

Gasbrenner 14
Gasentwickler 56
Gasgemische, Explosionen 124
Gasgeruch, Verhalten 125
Gebrauchsmetalle 32
Geruchsprobe 10
Gesetz von der Erhaltung der Masse 50f. 105
Giftgesetz 70
Größengleichung 104f. 112

Ionen 82f. 84 96
–, Namen 83f.
–, chemische Zeichen 83f.
Ionensubstanzen 84 87 95
Ionenverband 84

Kaliumchlorid 89f. 114
Kaliumpermanganat 56
Kippscher Gasentwickler 61 73
Knallgas 62 124
Knallgasprobe 62
Kochsalz 16 25
Korrosion 45 76
Korrosionsschutz 45f.
Kupfer 33 49 99
Kupfer(II)-chlorid 82
Kupfer(II)-oxid 92 93

Laborgeräte 8
Lavoisier, Antoine Laurent 51 54
Legierungen 35
Leichtmetalle 34
Löschmittel 122
Löslichkeit 11 24
Lösungsmittel 24

Lomonossow, Michail Wassiliewitsch 51
Luft 54ff.

Magnesium 33 93
Magnesiumchlorid 82
Magnesiumoxid 91 93 96 99
Masse 50 103
–, Stoffprobe 104f.
Mendelejew, Dmitri Iwanowitsch 42
Metallchloride 82ff.
–, Name 85
–, Zusammensetzung 86
Metalle 32ff. 77 95
–, Bau 36
–, Eigenschaften 32
–, Vergleich mit Molekülsubstanzen 77
–, Verwendung 34
Metalloxide 48 91ff.
–, Bau 91
–, Eigenschaften 93
–, Namen 91
–, Verwendung 93
Meyer, Lothar 42
Mol 101
molare Masse 103f. 112
Molekül 58 75
Molekülsubstanzen 58 60 65 77 87 95

Natrium 88
Natriumchlorid 81 89
–, Bau 84
–, Eigenschaften 81
–, Gewinnung 90
–, Vorkommen 90

Ordnungszahl 43
Oxidation 47
Oxide 48

Periodensystem der Elemente 42ff.
pneumatisches Auffangen 56
Propangas 124
Protonen 37

Reaktionsbedingung 52 116
Reaktionsgleichung 66ff. 88
Reaktionsprodukte 19
Rohstoffe 113

Salz 89
Salzlagerstätten 90
Salzsäure 73

Sauerstoff 19 54 56 93 119
–, Darstellung 56
–, Eigenschaften 57
–, Nachweis 57
–, Verwendung 57
Schwefel 74f.
–, Eigenschaften 74
–, Verwendung 74
Schwefeldioxid 75ff. 99
–, Eigenschaften 76
–, Verwendung 76
Schwefelsäure 74
Schwermetalle 34
Sekundärrohstoffe 115
Siedesalz 25
Spanprobe 57
Speisesalz 90
Spiritusbrenner 15
Steinsalz 89 114
Stickstoff 59f.
Stoffe, Eigenschaften 10ff.
–, Einteilung 77ff.
Stoffklassen 77ff.
Stoffmenge 101ff. 112
Stoffumwandlung 6 17 110 113
Symbol 40f. 97

Teilchen, Umordnung und Veränderung 111
Teilchenanzahl 100f.
Temperatur 46 116
Trinkwasser 28

Wärmeabgabe 18
Wärmeaufnahme 18
Wasser 16 18 20ff. 64f.
–, destilliertes 26
Wasseraufbereitung 28
Wasserstoff 19 61 99 124
–, Eigenschaften 62f.
–, Verwendung 62f.
Wortgleichung 20 52 67

Zink 33f.
Zinkchlorid 82 89 108
Zinkoxid 93

Bei den Seitenzahlen bedeutet:
f. der Begriff kommt auch noch auf der folgenden Seite vor,
ff. der Begriff kommt auch noch auf mehreren folgenden Seiten vor.

Periodensystem der Elemente (Langperiodensystem)

Periode	I. Hauptgruppe	II. Hauptgruppe	III. Nebengruppe	IV. Nebengruppe	V. Nebengruppe	VI. Nebengruppe	VII. Nebengruppe	VIII. Nebengruppe		I. Nebengruppe	II. Nebengruppe	III. Hauptgruppe	IV. Hauptgruppe	V. Hauptgruppe	VI. Hauptgruppe	VII. Hauptgruppe	VIII. Hauptgruppe
1	1 1,008 2,1 H Wasserstoff																2 4.003 He Helium
2	3 6,94 1,0 Li Lithium	4 9,01 1,5 Be Beryllium										5 10,81 2,0 B Bor	6 12,01 2,5 C Kohlenstoff	7 14,007 3,0 N Stickstoff	8 15,999 3,5 O Sauerstoff	9 18,998 4,0 F Fluor	10 20,18 Ne Neon
3	11 22,99 0,9 Na Natrium	12 24,31 1,2 Mg Magnesium										13 26,98 1,5 Al Aluminium	14 28,09 1,8 Si Silicium	15 30,97 2,1 P Phosphor	16 32,06 2,5 S Schwefel	17 35,45 3,0 Cl Chlor	18 39,95 Ar Argon
4	19 39,10 0,8 K Kalium	20 40,08 1,0 Ca Calcium	21 44,96 1,3 Sc Scandium	22 47,90 1,5 Ti Titanium	23 50,94 1,6 V Vanadium	24 51,996 1,6 Cr Chromium	25 54,94 1,5 Mn Mangan	26 55,85 1,8 Fe Eisen	27 58,93 1,8 Co Cobalt	28 58,70 1,8 Ni Nickel	29 63,55 1,9 Cu Kupfer	30 65,38 1,6 Zn Zink	31 69,72 1,6 Ga Gallium	32 72,59 1,8 Ge Germanium	33 74,92 2,0 As Arsen	34 78,96 2,4 Se Selen	35 79,90 2,8 Br Brom	36 83,80 Kr Krypton
5	37 85,47 0,8 Rb Rubidium	38 87,62 1,0 Sr Strontium	39 88,91 1,3 Y Yttrium	40 91,22 1,4 Zr Zirconium	41 92,91 1,6 Nb Niobium	42 95,94 1,8 Mo Molybdän	43 [97] 1,9 Tc Technetium	44 101,07 2,2 Ru Ruthenium	45 102,91 2,2 Rh Rhodium	46 106,44 2,2 Pd Palladium	47 107,87 1,9 Ag Silber	48 112,40 1,7 Cd Cadmium	49 114,82 1,7 In Indium	50 118,69 1,8 Sn Zinn	51 121,75 1,9 Sb Antimon	52 127,60 2,1 Te Tellur	53 126,90 2,5 I Iod	54 131,30 Xe Xenon
6	55 132,91 0,7 Cs Caesium	56 137,34 0,9 Ba Barium	57* 138,91 1,1 La Lanthan	72 178,49 1,3 Hf Hafnium	73 180,95 1,5 Ta Tantal	74 183,85 1,7 W Wolfram	75 186,21 1,9 Re Rhenium	76 190,2 2,2 Os Osmium	77 192,22 2,2 Ir Iridium	78 195,09 2,2 Pt Platin	79 196,97 2,4 Au Gold	80 200,59 1,9 Hg Quecksilber	81 204,37 1,8 Tl Thallium	82 207,2 1,8 Pb Blei	83 208,98 1,9 Bi Bismut	84 [209] 2,0 Po Polonium	85 [210] 2,2 At Astat	86 [222] Rn Radon
7	87 [223] 0,7 Fr Francium	88 226,02 0,9 Ra Radium	89** [227] 1,1 Ac Actinium	104 [261] (Ku) Kurtschatovium	105 [262] (Ns) Nielsbohrium													

Schlüssel

Eigenschaften der Oxide:

basisch | basisch/sauer | sauer | Edelgase

Farbe

Ordnungszahl — 7 14,007 — relative Atommasse
Elektronegativitätswert — 3,0 N — Symbol
Name — Stickstoff

* Lanthanide

6	58 140,12 1,1 Ce Cerium	59 140,91 1,1 Pr Praseodymium	60 144,24 1,1 Nd Neodymium	61 [145] 1,1 Pm Promethium	62 150,35 1,2 Sm Samarium	63 151,96 1,2 Eu Europium	64 157,25 1,2 Gd Gadolinium	65 158,92 1,2 Tb Terbium	66 162,50 1,2 Dy Dysprosium	67 164,93 1,2 Ho Holmium	68 167,26 1,2 Er Erbium	69 168,93 1,2 Tm Thulium	70 173,04 1,2 Yb Ytterbium	71 174,97 1,2 Lu Lutetium

** Actinide

7	90 232,04 1,3 Th Thorium	91 231,03 1,5 Pa Protactinium	92 238,03 1,7 U Uranium	93 237,05 1,3 Np Neptunium	94 [244] 1,3 Pu Plutonium	95 [243] 1,3 Am Americium	96 [247] 1,3 Cm Curium	97 [247] 1,3 Bk Berkelium	98 [251] 1,3 Cf Californium	99 [252] 1,3 Es Einsteinium	100 [257] 1,3 Fm Fermium	101 [258] 1,3 Md Mendelevium	102 [259] 1,3 No Nobelium	103 [260] 1,3 Lr Lawrencium

Die relativen Atommassen in eckigen Klammern beziehen sich auf das längstlebige gegenwärtig bekannte Isotop des betreffenden Elements.

Kurzwort: 030707 Lehrb.Chemie Kl 7
Schulpreis DDR: 2,00
ISBN 3-06-030707-5