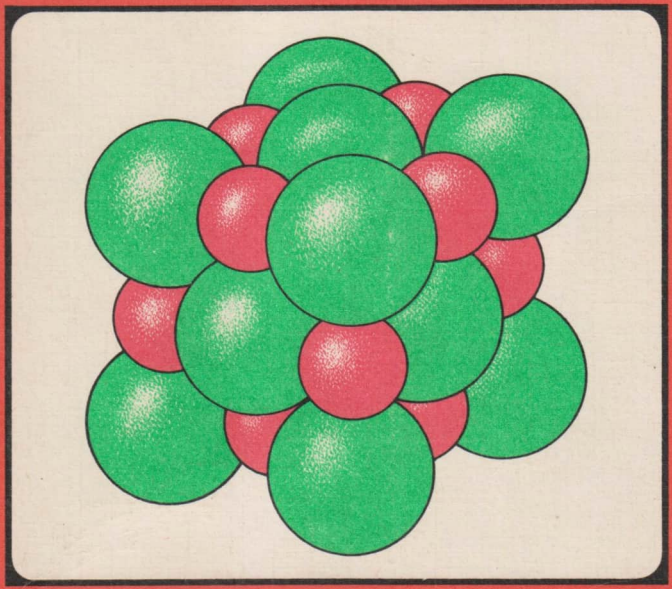
Chemie

8



Periode	Protonenanzahl = Ordnungszahl	Element		Elektronenanzahl der Schale						
		Name	Symbol	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.
1	1	Wasserstoff	H	1						
	2	Helium	He	2						
2	3	Lithium	Li	2	1					
	4	Beryllium	Be	2	2					
	5	Bor	B	2	3					
	6	Kohlenstoff	C	2	4					
	7	Stickstoff	N	2	5					
	8	Sauerstoff	O	2	6					
	9	Fluor	F	2	7					
	10	Neon	Ne	2	8					
3	11	Natrium	Na	2	8	1				
	12	Magnesium	Mg	2	8	2				
	13	Aluminium	Al	2	8	3				
	14	Silizium	Si	2	8	4				
	15	Phosphor	P	2	8	5				
	16	Schwefel	S	2	8	6				
	17	Chlor	Cl	2	8	7				
	18	Argon	Ar	2	8	8				
4	19	Kalium	K	2	8	8	1			
	20	Kalzium	Ca	2	8	8	2			
	21	Skandium	Sc	2	8	8+1	2			
	22	Titan	Ti	2	8	8+2	2			
	23	Vanadin	V	2	8	8+3	2			
	24	Chrom	Cr	2	8	8+4	2 *			
	25	Mangan	Mn	2	8	8+5	2			
	26	Eisen	Fe	2	8	8+6	2			
	27	Kobalt	Co	2	8	8+7	2			
	28	Nickel	Ni	2	8	8+8	2			
	29	Kupfer	Cu	2	8	8+9	2 *			
	30	Zink	Zn	2	8	8+10	2			
	31	Gallium	Ga	2	8	18	3			
	32	Germanium	Ge	2	8	18	4			
	33	Arsen	As	2	8	18	5			
	34	Selen	Se	2	8	18	6			
	35	Brom	Br	2	8	18	7			
	36	Krypton	Kr	2	8	18	8			
5	37	Rubidium	Rb	2	8	18	8	1		
	38	Strontium	Sr	2	8	18	8	2		
	39	Yttrium	Y	2	8	18	8+1	2		
	40	Zirkon	Zr	2	8	18	8+2	2		
	41	Niob	Nb	2	8	18	8+3	2 *		
	42	Molybdän	Mo	2	8	18	8+4	2 *		
	43	Technetium	Tc	2	8	18	8+5	2		
	44	Ruthenium	Ru	2	8	18	8+6	2 *		
	45	Rhodium	Rh	2	8	18	8+7	2 *		
	46	Palladium	Pd	2	8	18	8+8	2 *		
	47	Silber	Ag	2	8	18	8+9	2 *		
	48	Kadmium	Cd	2	8	18	8+10	2		
	49	Indium	In	2	8	18	18	3		
	50	Zinn	Sn	2	8	18	18	4		
	51	Antimon	Sb	2	8	18	18	5		
	52	Tellur	Te	2	8	18	18	6		
	53	Jod	I	2	8	18	18	7		
	54	Xenon	Xe	2	8	18	18	8		

Chemie

Lehrbuch für Klasse 8



Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin · 1985

Autoren:
Dr. Barbara Arndt (Abschnitte 1 bis 15, 35 bis 37, 40 bis 44 und 52 bis 57)
Dr. Peter Lange (Abschnitte 16 bis 34, 38, 39 und 45 bis 51)
Dr. sc. Heinz Obst (Abschnitte 69 bis 86)
Dr. Jochen Teichmann (Abschnitte 1 bis 15, 40 bis 44 und 58 bis 68)

Leiter des Autorenkollektivs: Dr. Peter Lange

Redaktion: Edward Gutmacher, Dieter Hron

Vom Ministerium für Volksbildung der Deutschen Demokratischen Republik als Schulbuch bestätigt

© Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1980
6. Auflage
Ausgabe 1980
Lizenz Nr. 203 · 1 000/84 (DN 03 08 04-6)
LSV 0681
Zeichnungen: Fritz Hampel
Illustrationen (Abb. 28, 30, 63): Karl-Heinz Wieland
Einband: Manfred Behrendt
Typografische Gestaltung: Atelier vwv
Printed in the German Democratic Republic
Gesamtherstellung: Grafischer Großbetrieb Völkerfreundschaft Dresden
Schrift: 9/11 p Gill
Redaktionsschluß: 30. März 1984
Bestell-Nr. 730 757 9
Schulpreis DDR: 2,65

Inhalt

Chemische Reaktionen

Seite

1 Stoffumwandlungen bei chemischen Reaktionen 7
2 Energieumwandlungen bei chemischen Reaktionen 8
3 Teilchen bei chemischen Reaktionen 10
4 Aufgaben zur Festigung 10

Atom und Ion

5 Atom 11
6 Entwicklung der Erkenntnisse über den Bau der Atome 12
7 Bau der Atomhülle 16
8 Anordnung der Elektronen in den Elektronenschalen der Atome 18
9 Ion 19
10 Aufgaben zur Festigung 23

Chemische Bindung – Bau von Stoffen

11 Ionenbeziehung 24
Ionenbeziehung – Bau von Natriumchlorid 24
Einige Eigenschaften von Ionenkristallen 25
12 Atombindung 27
Atombindung – Bau von Wasserstoff und von Chlor 28
Polare Atombindung – Bau von Chlorwasserstoff und von Wasser 30
Elektronegativitätswerte der Elemente 31
Atombindung – Bau von Kohlenstoff 33
13 Metallbindung – Bau der Metalle 34
14 Vergleichende Betrachtung 36
Stoffe, die an der Reaktion von Wasserstoff mit Chlor beteiligt sind 36
Stoffe, die an der Reaktion von Magnesium mit Kohlendioxid beteiligt sind 37
15 Aufgaben zur Festigung 38

Säuren

16 Eigenschaften und Verwendung der Schwefelsäure 39
17 Umgang mit Säuren 40
18 Eigenschaften von Säuren 42
19 Darstellung von Säurelösungen 44
20 Aufgaben zur Festigung 46

Basen

Seite

21 Eigenschaften und Verwendung von Kalziumhydroxid und Natriumhydroxid 47
22 Zusammensetzung und Eigenschaften von Basen 48
23 Darstellung von Baselösungen 50
24 Vergleich von Säuren und Basen 51
Vergleich der Dissoziation von Säuren und Basen 51
Vergleich der Darstellung von Säure- und Baselösungen 52
Saure, basische und neutrale Lösungen 52
Experimente als Mittel zum Kenntnisgewinn 54
25 Neutralisation 56
26 Aufgaben zur Festigung 57

Salze

27 Vorkommen und Bedeutung einiger Salze 58
28 Zusammensetzung von Salzen 60
Aufbau der Salze 60 Namen der Salze 61
29 Eigenschaften von Salzen und Salzlösungen 62
Löslichkeit von Salzen 63 Dissoziation von Salzen 64
30 Chemische Reaktionen von Baselösungen mit Säurelösungen 64
31 Chemische Reaktionen von Metalloxiden mit Säurelösungen 65
32 Chemische Reaktionen von Metallen mit Nichtmetallen 66
33 Chemische Reaktionen einiger Metalle mit Säurelösungen 68
34 Vergleich der Darstellung von Salzen und Salzlösungen 70
35 Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 71
36 Volumenberechnung bei chemischen Reaktionen 76
37 Stoffmengen-, Massen- und Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 78
38 Vergleich von Säuren, Basen und Salzen 80
39 Aufgaben zur Festigung 82

Systematisierung

40 Stoffe 84
Einteilung von Stoffen 84
Chemische Zeichen für Stoffe 86
41 Teilchen und chemische Bindungen in Stoffen 87
42 Chemische Reaktionen 88
Merkmale der chemischen Reaktion 88
Chemische Gleichungen für chemische Reaktionen 91
43 Einige Arten chemischer Reaktionen 92
44 Aufgaben zur Festigung 94

Periodensystem der Elemente

45 Aufbau des Periodensystems der Elemente 95
46 Periodensystem der Elemente und Atombau 96

Seite

47 Stellung der Elemente im Periodensystem der Elemente und einige Eigenschaften der Elemente 98
Wertigkeit der Elemente 98 Ionen der Elemente 101
Elektronegativitätswerte der Elemente 102
48 Stellung der Elemente im Periodensystem der Elemente und einige Eigenschaften der Stoffe 102
Metalle und Nichtmetalle 102 Oxide – Basen und Säuren 106
49 Entdeckung des Gesetzes der Periodizität und Aufstellung des Periodensystems der Elemente 107
50 Elemente der I. und II. Hauptgruppe 112
51 Aufgaben zur Festigung 114

Elemente der VII. Hauptgruppe

52 Überblick über die Elemente der VII. Hauptgruppe 115
53 Die Halogene Fluor, Chlor, Brom und Jod 116
54 Chloride, Bromide und Jodide 119
Darstellung von Halogeniden 119 Löslichkeit von Halogeniden 120
Fällungsreaktion und Nachweis von Halogenid-Ionen 121
55 Halogenwasserstoffe 122
56 Systematisierung der Gruppeneigenschaften der Halogene 125
57 Aufgaben zur Festigung 126

Kohlenstoff als Element der IV. Hauptgruppe

58 Elemente der IV. Hauptgruppe 127
59 Kohlenstoff 128
60 Kohlendioxid und Kohlensäure 130
61 Kohlenmonoxid 132
62 Karbonate 134
Vorkommen von Kalziumkarbonat 134 Darstellung und Eigenschaften von Karbonaten 135 Reaktion der Karbonate mit Säuren 136
Thermische Zersetzung der Karbonate 137
63 Reaktionen einiger Kohlenstoffverbindungen 138
Reaktionen der Oxide des Kohlenstoffs 138
Bildung und Zerfall von Kohlensäure und von Kalziumkarbonat 138
64 Reaktionswärme 139
65 Herstellung und Verwendung von Branntkalk 141
Herstellung von Branntkalk – Kalkbrennen 141
Verwendung von Kalkstein und Branntkalk 144
66 Kohleveredlung 146
Verkokung 147 Vergasung 148
67 Kohle als Energieträger und chemischer Rohstoff 151
68 Aufgaben zur Festigung 154

Seite

69 Kohlenstoffverbindungen im Erdöl 156
70 Organische Chemie und ihre Entwicklung 158
71 Methan 161
72 Homologe Reihe der Alkane 163
73 Substitutionsreaktion 169
74 Aufarbeitung des Erdöls durch Destillation 172
75 Verarbeitung des Erdöls durch Kracken 174
76 Äthen (Äthylen) 177
77 Additionsreaktion und Eliminierungsreaktion 178
Additionsreaktion 178 Eliminierungsreaktion 180 Vergleich von Addition und Eliminierung 182
78 Homologe Reihe der Alkene 183
79 Chemische Reaktionen der Alkane und Alkene 184
80 Äthin (Azetylen) 187
81 Polymerisation 190
Polyvinylchlorid 190 Polyäthylen (Polyethylen) 191
82 Benzen 192
83 Polystyren 195
84 Vergleich der Kohlenwasserstoffe 196
85 Chemische Reaktionen der Kohlenwasserstoffe 198
86 Aufgaben zur Festigung 198

Lösungen zu Aufgaben 202
Register 203

Erläuterungen der verwendeten Symbole und Kurzzeichen

1 *Lehrbuchabschnitte.*
Tabellen und *Abbildungen* im Text sind fortlaufend numeriert.

1 *Beschreibungen der Experimente* sollen in kurzer Form über das Wesentliche der wichtigsten Unterrichtsexperimente informieren. Sie stellen jedoch keine Experimentieranleitung dar!

① *Aufgaben* befinden sich stets im oberen Teil der rechten Seiten.

▶ *Zusammenfassungen* und *Merkstoff*

■ *Beispiele* zur Erläuterung des Textes

↗ *Hinweise* auf andere Seiten des Buches bzw. auf andere Schulbücher

LB Lehrbuch für Klasse 8

TW 7–10 Tafelwerk Mathematik – Physik – Chemie Klassen 7 bis 10

ChiÜb Chemie in Übersichten

Ch-SE Schülerexperimente für die Klassen 7 und 8

Chemische Reaktionen

Im Kosmodrom Baikonur zeigen der mächtige Feuerstrahl aus dem Raketentriebwerk beim Abheben des Raumschiffes von der Startrampe und ohrenbetäubendes Gedröhn den erfolgreichen Start zu einem neuen Weltraumflug an. Kosmonauten führen ihre wissenschaftlichen und technischen Experimente an Bord des Raumschiffes und im Weltraum aus. Auch Chemiker haben Anteil am Gelingen der Weltraumexperimente. Sie arbeiten beispielsweise an der Entwicklung des Raketentreibstoffes, des Materials für Raumschiffe, Raketen und Kosmonautenanzüge sowie der Nahrung für die Kosmonauten mit. Kosmonauten untersuchen z. B. die Bildung von Kristallen unter den Bedingungen der Schwerelosigkeit. Chemische Reaktionen spielen bei der Erforschung des Weltraums eine Rolle.
Chemische Reaktionen laufen auch in deiner unmittelbaren Umgebung ab. So verbrennt der Vergaserkraftstoff eines Kraftfahrzeugs. Teile aus Eisen, deren Lackschicht beschädigt ist, rosten und werden allmählich zerstört. Jeder von uns benutzt täglich Produkte der chemischen Industrie. Um diese Stoffe richtig einzusetzen und zu behandeln oder um unerwünschte chemische Reaktionen zu verhindern, ist es notwendig, die Stoffe und ihre chemischen Reaktionen genau zu kennen.

Stoffumwandlungen bei chemischen Reaktionen 1

1

▼ **Ein Gemisch von Kupfer(II)-oxid mit Zink oder Eisen wird erhitzt.**

Bei chemischen Reaktionen bilden sich aus Ausgangsstoffen Reaktionsprodukte.

■ Schwarzes Kupfer(II)-oxid reagiert mit grauem Zink zu rotbraunem Kupfer und weißem Zinkoxid (/ Experiment 1):

$$CuO + Zn \longrightarrow Cu + ZnO$$

Will man feststellen, ob eine chemische Reaktion abgelaufen ist oder nicht, muß man folgendermaßen vorgehen:

1. Zusammenstellen der Beobachtungen,
2. Vergleichen von Eigenschaften der Stoffe vor und nach Ablauf der Vorgänge,
3. Entscheiden, ob eine Stoffumwandlung stattgefunden hat, und Zuordnen des untersuchten Vorgangs zu physikalischen Vorgängen oder chemischen Reaktionen.

Bei chemischen Reaktionen finden **Stoffumwandlungen** statt. ① / S. 9



► **Bei chemischen Reaktionen wandeln sich Ausgangsstoffe in Reaktionsprodukte um. Die Reaktionsprodukte sind neue Stoffe und haben andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe.**

Chemische Reaktionen werden in großem Maße volkswirtschaftlich **zur Herstellung von Stoffen** genutzt. ②
Aus Erzen – häufig enthalten Erze Metalloxide – werden Metalle hergestellt. Viele metallische Werkstoffe lassen sich industriell durch Redoxreaktionen herstellen. So dienen Redoxreaktionen zur Herstellung von Eisen, Zink, Chrom und Nickel aus den entsprechenden Metalloxiden.
③

■ Bei der Verhüttung von Eisenerzen im Hochofen entstehen unter Zugabe von Koks und Zuschlagstoffen die Produkte Roheisen, Schlacke und Gichtgas. Eine moderne Hochofenanlage liefert täglich mehr als 3000 t Roheisen, das vor allem für die Stahlherstellung verwendet wird. Eine wichtige Stoffumwandlung im Hochofen ist die Reaktion von Eisen(III)-oxid mit Kohlenmonoxid:

$$Fe_2O_3 + 3\,CO \longrightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$$ ④ ⑤

Ein weiteres Beispiel für eine technisch bedeutsame Redoxreaktion ist das aluminothermische Schweißen. Das Kombinat VEB Chemische Werke Buna hat in seinem Produktionsprogramm ein Gemisch aus Eisen(II,III)-oxid und Aluminium für das aluminothermische Schweißen. Hauptabnehmer sind die Deutsche Reichsbahn und der Bergbau, die häufig Gleisbauarbeiten ausführen müssen.

$$3\,Fe_3O_4 + 8\,Al \longrightarrow 9\,Fe + 4\,Al_2O_3$$ ⑥

▶ **Chemische Reaktionen werden in der Volkswirtschaft zur Herstellung von Stoffen benutzt.**

Es finden auch unerwünschte Stoffumwandlungen statt, zum Beispiel das Rosten von Eisen. Dabei reagieren Sauerstoff, Wasser und Eisen miteinander. Durch Rosten entsteht beträchtlicher volkswirtschaftlicher Schaden. Kenntnisse über diese Stoffumwandlung sind wichtig, um durch entsprechende Maßnahmen den Schaden zu verhindern oder zu mindern. ⑦

Energieumwandlungen bei chemischen Reaktionen 2

2 ▼ Wasserstoff wird verbrannt.

3 ▼ Ein Gemisch von Wasserstoff und Luft wird mit einer Zündflamme in Berührung gebracht.

■ Wasserstoff verbrennt mit schwach blauer Flamme. Dabei entsteht Wasser, und es wird Wärme abgegeben (Experiment 2).

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

Unter anderen Reaktionsbedingungen reagieren Wasserstoff und Sauerstoff explosionsartig unter Bildung von Wasser (Experiment 3). Bei dieser Stoffumwandlung wird gleichzeitig mechanische Arbeit geleistet.
Bei der Verbrennung von Stadtgas, einem vorwiegend aus Wasserstoff und Kohlenmonoxid bestehenden Gasgemisch, steht die Energieumwandlung im Vordergrund. Bei

① Entscheide, ob die Einwirkung von Kohlenstoff auf Kupfer(II)-oxid eine chemische Reaktion ist! Begründe deine Entscheidung!

② Welche chemischen Reaktionen sind in der Technik von praktischer Bedeutung?

✕ Bestimme bei der chemischen Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Kohlenstoff das Reduktionsmittel und das Oxydationsmittel!

④ Erläutere die volkswirtschaftliche Bedeutung des Hochofenprozesses! Gib Verwendungsmöglichkeiten der Reaktionsprodukte an!

✕ Berechne die Masse von Eisen, die im Hochofen aus einem Erz mit 1600 t Eisen(III)-oxid ohne Verlust hergestellt werden kann!

⑥ Zum Verschweißen von zwei Schienenteilen werden durchschnittlich 2,8 kg Eisen benötigt. Berechne die dafür erforderliche Masse des Gemisches aus Eisen(II.III)-oxid und Aluminium!

⑦ Welche Maßnahmen des Korrosionsschutzes kennst du? Versuche deren Anwendung zu begründen!

⑧ Beschreibe die bei der Roheisenherstellung ablaufenden chemischen Reaktionen zwischen Eisen(III)-oxid und Kohlenmonoxid sowie die Verbrennung von Koks als Stoffumwandlungen, die mit Energieumwandlungen verbunden sind!

⑨ Beschreibe die Bildung von Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff als chemische Reaktion! Beachte dabei die Stoffumwandlungen, die Energieumwandlung und die „Veränderung" der Teilchen!

der Oxydation des Wasserstoffs zu Wasser und der des Kohlenmonoxids zu Kohlendioxid wird Wärme abgegeben.
Viele chemische Reaktionen sind von **Wärmeabgabe** begleitet. Deshalb werden sie auch in großem Maße zur Bereitstellung von Energie volkswirtschaftlich genutzt.

■ Im Wärmekraftwerk nutzt man die bei der Verbrennung von Brennstoffen (zum Beispiel Braunkohlenbriketts, Koks, Erdgas) abgegebene Wärme zur Erzeugung von Wasserdampf. Mit dem Wasserdampf werden Turbogeneratoren angetrieben. Die Turbogeneratoren wandeln die Energie des Wasserdampfs in elektrische Energie um. Auch bei der Oxydation von Traubenzucker zu Kohlendioxid und Wasser im Organismus finden Energieumwandlungen statt. Bei dieser chemischen Reaktion wird ebenfalls Wärme abgegeben, die zur Aufrechterhaltung der Lebensfunktionen benötigt wird.

Es gibt auch chemische Reaktionen, die mit **Wärmeaufnahme** verbunden sind.

■ Für die Herstellung von Roheisen ist es notwendig, Wärme zuzuführen. Das zur Reduktion von Eisen(III)-oxid benötigte Kohlenmonoxid entsteht durch Redoxreaktion von Kohlendioxid mit Kohlenstoff, wobei Wärme benötigt wird. Im Hochofen liefert die Verbrennung von Koks die Wärme. ⑧

Energieumwandlungen lassen sich bei allen chemischen Reaktionen nachweisen.

▶ **Chemische Reaktionen sind Stoffumwandlungen, die stets mit Energieumwandlungen verbunden sind.**

Teilchen bei chemischen Reaktionen 3

Die Umwandlung von Stoffen bei chemischen Reaktionen ist auf Grund von Beobachtungen meist direkt feststellbar. Ebenso kann die Energieumwandlung, die mit der Stoffumwandlung verbunden ist, oft an den Erscheinungen der chemischen Reaktion erkannt werden.

Stoffe sind aus Teilchen aufgebaut. Unterschiedliche Stoffe, zum Beispiel Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte einer chemischen Reaktion, sind aus unterschiedlichen Teilchen aufgebaut. Folglich muß im Verlauf der Reaktion auch eine „Veränderung" der Teilchen erfolgen. Diese „Veränderung" kann man nicht direkt beobachten.

■ Bei der Bildung von Wasser aus den Gasen Wasserstoff und Sauerstoff (/ Experimente 2 und 3) reagieren Wasserstoffmoleküle und Sauerstoffmoleküle miteinander und bilden Wassermoleküle (Abb. 1).

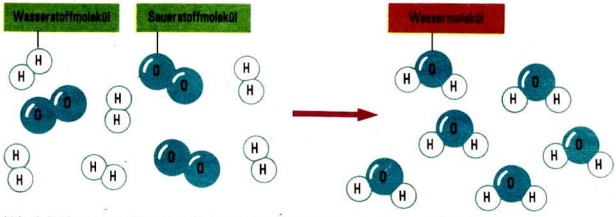


Abb. 1 Bildung von Wassermolekülen aus Sauerstoff- und Wasserstoffmolekülen

► **Bei chemischen Reaktionen bilden sich die Teilchen der Reaktionsprodukte aus den Teilchen der Ausgangsstoffe.**

Jede chemische Reaktion läßt sich durch folgende Merkmale zusammenfassend kennzeichnen:

► **Die chemische Reaktion ist eine Stoffumwandlung, die mit Energieumwandlungen verbunden ist und bei der sich aus den Teilchen der Ausgangsstoffe die Teilchen der Reaktionsprodukte bilden.** (/ S. 9) ⑨

Aufgaben zur Festigung 4

1. Überlege, welche Eigenschaften der Stoffe man vergleichen kann, um auf eine Stoffumwandlung zu schließen!
2. Zeige an Beispielen aus Produktion und Technik, daß sowohl die Stoffumwandlungen als auch die Energieumwandlungen bei chemischen Reaktionen volkswirtschaftlich genutzt werden!
3. Kennzeichne die Reduktion von Kupfer(II)-oxid mit Zink als chemische Reaktion! Prüfe, ob du genau weißt, aus welchen Teilchen die Stoffe aufgebaut sind, die an der chemischen Reaktion beteiligt sind!

Atom und Ion

Alle Stoffe sind aus Teilchen aufgebaut. Um die „Umbildung" der Teilchen der Ausgangsstoffe in die Teilchen der Reaktionsprodukte verstehen zu können, mußt du den Bau dieser Teilchen kennen. Aus welchen Teilchen sind die unterschiedlichen Stoffe aufgebaut? Wie unterscheiden sich die Teilchen, aus denen die Stoffe aufgebaut sind? Wie halten die Teilchen der Stoffe zusammen? Diese und andere Fragen mußt du beantworten können, wenn du die chemischen Reaktionen der Stoffe erklären willst. Ihre immer tiefgründigere Beantwortung ist auch heute noch Ziel der Forschungsarbeit von Wissenschaftlerkollektiven, denen vor allem Physiker, Chemiker und Mathematiker angehören.
Es gibt Stoffe, die aus Atomen aufgebaut sind. Aber nur wenige Stoffe, zum Beispiel die Edelgase Helium und Neon, bestehen aus einzelnen freien Atomen. Andere Stoffe wie Kohlenstoff bestehen aus unzähligen Atomen, die in einer regelmäßigen Anordnung zusammenhalten. Viele der dir schon bekannten Stoffe enthalten andere Teilchen, die aus Atomen aufgebauten Moleküle. So sind beispielsweise Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff, Wasser und Kohlendioxid aus Molekülen aufgebaut. ① *(↑ S. 13)*
Es gibt aber auch Stoffe, wie Natriumchlorid und Magnesiumoxid, die nicht aus Atomen oder Molekülen aufgebaut sind. Diese anderen Teilchen, die Ionen, wirst du noch in diesem Kapitel kennenlernen. Über Atome weißt du bereits einiges. Deshalb soll zunächst der Bau der Atome betrachtet werden. ② *(↑ S. 13)*

Atom 5

Jedes Atom (Abb. 2) besteht aus dem Atomkern und der Atomhülle. Der **Atomkern** enthält die elektrisch positiv geladenen **Protonen**. Die Anzahl der Protonen des Atomkerns wird für die Atome jedes Elements am Symbol des Elements unten links durch eine tiefgestellte Zahl angegeben.

■ Das Kohlenstoffatom hat 6 Protonen im Atomkern: $_6C$

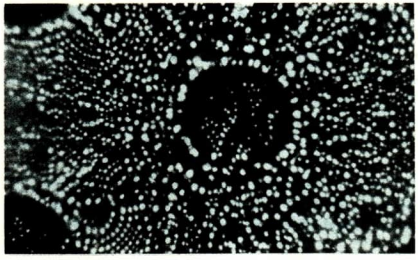


Abb. 2 Atome mit dem Feldionenmikroskop betrachtet

Die **Atomhülle** besteht aus den elektrisch negativ geladenen Elektronen. Für ein Elektron schreibt man das Symbol e^-.

Atom	
Atomkern	**Atomhülle**
elektrisch positiv geladene Protonen **Proton: Träger einer elektrisch positiven Ladung (1 +) p^+**	**elektrisch negativ geladene Elektronen** **Elektron: Träger einer elektrisch negativen Ladung (1 —) e^-**
Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen	
als Ganzes elektrisch neutrales Teilchen	

Diese Vorstellungen vom Bau der Atome hatte man bereits um 1900. Im folgenden soll nun gezeigt werden, wie sich die Erkenntnisse herausbildeten und wie diese weiterentwickelt wurden. ③ ④ ⑤ ⑥

Entwicklung der Erkenntnisse über den Bau der Atome 6

Unser heutiges Wissen über den Bau der Atome ist Ausdruck der großen Fortschritte in der Erforschung der Natur. Eine Übersicht verdeutlicht diese historische Entwicklung. Sie zeigt, daß die Modelle vom Bau der Atome weiterentwickelt wurden, wenn neue experimentelle Ergebnisse mit dem bestehenden Modell nicht mehr erklärt werden konnten.

Erste wesentliche Erkenntnisse reichen mehr als 2000 Jahre in die Zeit der Sklavenhaltergesellschaft zurück. Zu dieser Zeit entwickelte der griechische Gelehrte und Philosoph *Demokrit* seine Lehre, um Erscheinungen der Natur zu erklären. *Demokrit* nahm an, daß die Welt aus dem leeren Raum und aus kleinsten, unteilbaren Teilchen, den Atomen, bestehe. Der leere Raum sei unendlich an Ausdehnung, die Atome von unendlicher Anzahl. Die Atome seien nicht von Göttern geschaffen und unzerstörbar, durch ihre Zusammenfügung und Bewegung im Raum bildeten sich alle Stoffe und Formen der Natur. Lange Zeit, bis über das Mittelalter hinaus, gerieten die wertvollen Gedanken Demokrits in Vergessenheit. Diese Lehre, welche die Vielfalt der Naturerscheinungen zu erklären versuchte und sie nicht auf überirdische Kräfte zurückführte, beeinflußte die Entwicklung der modernen Naturwissenschaft des 17. und 18. Jahrhunderts maßgeblich.

Der englische Naturwissenschaftler *John Dalton* griff diese Ideen auf. Er nahm an, daß jedes Element aus gleichen, kleinsten Teilchen aufgebaut sei. Diese Atome seien winzige Kugeln, gleichmäßig von Stoff ausgefüllt. Es gäbe so viel verschiedenartige Atome, wie es Elemente gibt.

① Was verstehst du unter einem Molekül? In welchem Zusammenhang hast du von diesem Teilchen gehört?

② Was weißt du über Atome?

③ Bestimme für die Atome des Wasserstoffs, Sauerstoffs und Aluminiums die Anzahl der Protonen (/ TW 7–10, S. 57 · · · 58)! Gib die Protonenanzahl durch die entsprechende Schreibweise an!

④ Wie kommt es, daß die Atome eines Elements im ganzen elektrisch neutral sind, obwohl sie elektrisch geladene Teilchen enthalten?

⑤ Was kannst du aus der Schreibweise $_{8}O$, $_{26}Fe$, $_{7}N$, $_{29}Cu$ für die Atome dieser Elemente ablesen?

⑥ Benenne die Elemente, deren Atome 8, 13 beziehungsweise 20 Elektronen besitzen! (TW 7–10, S. 57 · · · 58) 8O 13Al 20Ca

Übersicht zur Entwicklung der Erkenntnisse vom Bau der Atome

	Atome als kleinste Teilchen aller Stoffe und Formen der Natur (*Leukipp, Demokrit*, etwa 400 v. u. Z.)
18. Jahrhundert: Entdeckung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse	Atome als gleichartige, kugelförmige Teilchen (*Dalton*, 1808, Abb. 3)
Ende des 19. Jahrhunderts: Entdeckung des Elektrons	Atome als positiv geladene Kugeln, an deren Oberfläche Elektronen eingebettet sind
Entdeckung der Radioaktivität und der Röntgenstrahlen; Methoden zur Erforschung von Licht, das hocherhitzte Stoffe aussenden	Atome als Teilchen, die aus Atomkern und Atomhülle bestehen; „Planetenmodell", Aufbau der Atomhülle aus Elektronenschalen (*Rutherford, Bohr*, 1911 · · · 1913, Abb. 4, Abb. 5)
1914: Entdeckung des Protons 1927: neue Auffassungen vom Elektron	Aufenthalt der Elektronen in der Atomhülle durch mathematische Methoden erfaßt (*Heisenberg, Born*, 1927, Abb. 6, Abb. 7)
Ständige Weiterentwicklung der Atomforschung	Präzisierung der Vorstellungen (Wissenschaftlerkollektive, Abb. 10)

Nur mit Hilfe dieser Annahme, der Atomhypothese[1], gelang es *Dalton*, Ergebnisse experimenteller Untersuchungen zu erklären. So war es ihm möglich, beispielsweise zu begründen, daß Wasserstoff und Sauerstoff stets in einem feststehenden Massenver-

[1] hypothesis (griechisch) = Annahme

hältnis miteinander reagieren. Für *Dalton* wurde seine Atomhypothese ein Hilfsmittel, um experimentell gefundene Gesetzmäßigkeiten zu deuten.
Im sich entwickelnden Kapitalismus war man bestrebt, die Erkenntnisse der Naturwissenschaften technisch zu nutzen, um höhere Profite zu erzielen. Um bessere Nutzungsmöglichkeiten zu finden, wurde die Forschung finanziert. Die Entdeckung des Elektrons, der Röntgenstrahlen und der Radioaktivität waren gegen Ende des 19. Jahrhunderts große wissenschaftliche Leistungen, die insbesondere die Annahme von der „Unteilbarkeit" der Atome widerlegten.



Abb. 3 John Dalton
(1766 bis 1844)

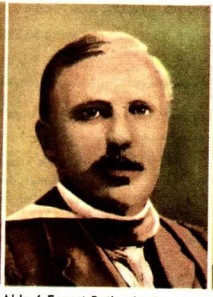


Abb. 4 Ernest Rutherford
(1871 bis 1937)



Abb. 5 Niels Bohr
(1885 bis 1962)

Diese Entdeckungen sowie Beobachtungen aus seinen eigenen Experimenten führten den englischen Physiker *Ernest Rutherford* dazu, das Modell vom Bau der Atome weiterzuentwickeln. Das Atom setzt sich nach seiner Auffassung aus einem Kern positiver Ladungen und einer Hülle zusammen. Die Hülle ist elektrisch negativ geladen und besteht aus Elektronen, die den Kern mit hoher Geschwindigkeit umkreisen wie Planeten die Sonne (Abb. 8). Nach physikalischen Gesetzen muß die Energie der Elektronen beim Umkreisen des Kerns abnehmen, die Elektronen müßten vom Kern angezogen werden und schließlich in ihn „hineinstürzen". Diesen Widerspruch zu seinem Modell konnte *Rutherford* noch nicht klären. Er beschäftigte sich auch in den späteren





Abb. 6 Werner Heisenberg
(1901 bis 1976)

Abb. 7 Max Born
(1882 bis 1970)

① Beschreibe den Unterschied in den Vorstellungen Daltons und Rutherfords über den Bau der Atome!

② Vergleiche die Auffassungen Rutherfords und Bohrs vom Bau der Atomhülle!

③ Erläutere an einem Beispiel, daß die bildhaften Darstellungen von Atomen den Charakter von Modellen haben!

④ Überlege, welche Aussagen Demokrits und Daltons auch heute noch Gültigkeit haben!

Jahren mit der weiteren Erforschung des Atoms. So gelang es ihm 1919 erstmalig, Protonen aus Atomkernen des Stickstoffs abzuspalten. Bereits zwei Jahre später löste der dänische Physiker *Niels Bohr* diesen Widerspruch im Atommodell Rutherfords. In *Bohrs* Modell haben die Elektronen eine bestimmte Energie und können sich in der Atomhülle nur auf ganz bestimmten, „vorgeschriebenen" Bahnen bewegen, ohne Energie zu verlieren. Zwischen den Bahnen können sich Elektronen nicht aufhalten (Abb. 9).

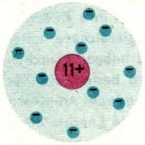


Abb. 8 Modell für das Natriumatom nach Rutherford

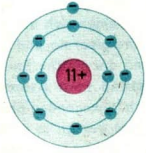


Abb. 9 Modell für das Natriumatom nach Bohr

Eine entscheidende Weiterentwicklung erfuhr die Theorie vom Atom durch die umfassende Anwendung mathematischer Methoden, die von den beiden deutschen Atomphysikern *Werner Heisenberg* und *Max Born* erarbeitet wurden. Sie wiesen nach, daß die Elektronen im Atom sich nicht auf Bahnen bewegen. Auf *Borns* Vorstellungen geht das Atommodell zurück, das im folgenden Abschnitt beschrieben wird. ① ② ③ ④

Moderne Atomforschung ist von Wissenschaftlern aus einzelnen Wissenschaftsbereichen heute nicht mehr zu bewältigen. Einerseits sind umfangreiche Spezialkenntnisse von hochqualifizierten Physikern, Chemikern, Mathematikern und Technikern in der Forschungsarbeit erforderlich, andererseits haben Apparate von Kernforschungszentren gegenwärtig Ausmaße von Industrieanlagen (Abb. 10). Die Arbeit von Wissenschaftlerkollektiven und eine internationale Kooperation, wie sie beispielsweise im



Abb. 10 Forschungsreaktor des Zentralinstituts für Kernforschung in Rossendorf

„Vereinigten Institut für Kernforschung" in Dubna bei Moskau verwirklicht ist, sind deshalb unerläßlich.

▶ **Die Entwicklung der Erkenntnisse über den Bau der Atome ist ein historischer Prozeß, der zu immer weiter ausgebauten Vorstellungen vom Atom führt. Besonderen Anteil daran hatten die Wissenschaftler Rutherford, Bohr, Heisenberg und Born. Heute sind es vor allem Wissenschaftlerkollektive, die durch ihre Arbeit zu neuen Erkenntnissen gelangen.**

Bau der Atomhülle 7

Bei chemischen Reaktionen spielt die Hülle der Atome eine wichtige Rolle. Für die Betrachtungen zum Bau der Atome wird deshalb ein Modell benutzt, durch das Aussagen zur Atomhülle gut veranschaulicht werden.

Die Atomhülle besteht aus elektrisch negativ geladenen Elektronen. Die Elektronen bewegen sich mit außerordentlich großer Geschwindigkeit im Raum um den Atomkern. Hat ein Atom mehrere Elektronen, so unterscheiden sich diese durch ihre **Energie.** Unter den Elektronen eines Atoms gibt es energiearme und energiereichere, unter diesen Elektronen auch solche, die annähernd die gleiche Energie haben. Zwischen der Energie der Elektronen und ihrem **Abstand vom Atomkern** besteht ein Zusammenhang. Je größer der Abstand eines sich bewegenden Elektrons vom Atomkern ist, desto größer ist auch seine Energie. Anders gesagt, je größer die Energie eines Elektrons ist, desto weiter entfernt bewegt es sich vom Atomkern. Die Atomhülle wird also durch die sich in bestimmtem Abstand vom Atomkern bewegenden Elektronen eines Atoms gebildet.

▶ **In der Atomhülle ist der Abstand der Elektronen vom Atomkern abhängig von der Energie der Elektronen.**

Für das Wasserstoffatom, das nur ein Elektron hat, ergeben mathematische Berechnungen, daß sich dieses Elektron in einem bestimmten Abstand vom Kern des Wasserstoffatoms bewegt und eine kugelschalenförmige Atomhülle bildet (Abb. 11). Bei Atomen mit mehreren Elektronen ist die Atomhülle auf Grund der unterschiedlichen Energie der Elektronen in sich gegliedert.

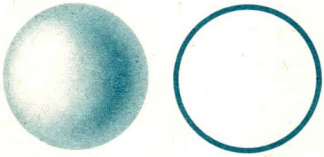


Abb. 11 Modell des Aufenthaltsraumes des Elektrons beim Wasserstoffatom
Räumliche Darstellung der Elektronenschale und schematische Darstellung der Elektronenschale als Kreislinie für die Begrenzung des Aufenthaltsraumes

■ Von den 8 Elektronen des Sauerstoffatoms haben 2 annähernd gleiche Energie; die übrigen 6 haben eine höhere, aber wiederum annähernd gleiche Energie. 2 Elektronen sind dem Kern des Sauerstoffatoms näher als die 6 anderen Elektronen. Die 6 Elektronen haben innerhalb der Atomhülle einen anderen Aufenthaltsraum als die 2 Elektronen, die dem Atomkern näher sind.

① Beschreibe den Bau der Atomhülle des Kohlenstoffatoms! Berücksichtige die höchstmögliche Anzahl von Elektronen in den Elektronenschalen!

② Erläutere den Zusammenhang zwischen Aufenthaltsraum der Elektronen in der Atomhülle, Elektronenschale und Energieniveau!

③ Vergleiche die Energie der Elektronen im Wasserstoff- und Sauerstoffatom anhand der Abbildung 12, S. 17!

Elektronen eines Atoms mit annähernd gleicher Energie befinden sich innerhalb der Atomhülle in ein und demselben Aufenthaltsraum, der **Elektronenschale** genannt wird. Elektronen unterschiedlicher Energie bewegen sich in verschiedenen Elektronenschalen.

▶ **Elektronenschalen sind Aufenthaltsräume in der Atomhülle für Elektronen mit annähernd gleicher Energie.**

Die Energie von Elektronen wird im **Energieniveauschema** veranschaulicht (Abb. 12). Elektronen mit annähernd gleicher Energie sind einem Energieniveau zugeordnet.

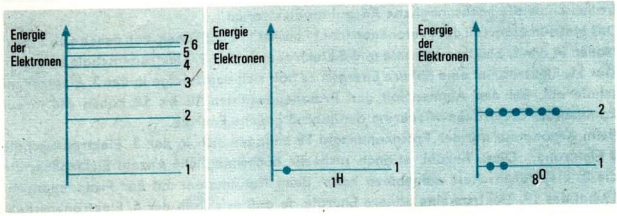


Abb. 12 Energieniveauschema der Elektronen in der Atomhülle
Darstellung des Schemas ohne Angabe von Elektronen (links), Energieniveauschema für die Hülle des Wasserstoffatoms (Mitte), Energieniveauschema für die Hülle des Sauerstoffatoms (rechts)

■ Das eine Elektron des Wasserstoffatoms wird im Energieniveauschema dem 1. Energieniveau zugeordnet (Abb. 12).
Die 8 Elektronen des Sauerstoffatoms werden im Energieniveauschema zwei Energieniveaus zugeordnet. Die beiden Elektronen mit annähernd gleicher Energie, die sich in der 1. Elektronenschale (dem Atomkern nächsten Elektronenschale) aufhalten, werden dem 1. Energieniveau zugeordnet. Die Energie der übrigen 6 Elektronen der 2. Elektronenschale entspricht dem 2. Energieniveau. Deshalb werden die 6 Elektronen der 2. Elektronenschale dem 2. Energieniveau zugeordnet (Abb. 12).

Für die Elektronen der Atome aller bisher bekannten Elemente werden 7 Energieniveaus unterschieden. Jeder Elektronenschale entspricht ein Energieniveau. Den Energieniveaus 1 ... 7 entsprechen die 1., 2., ... 7. Elektronenschale. ① ② ③

▶ **Die Energie der Elektronen wird im Energieniveauschema veranschaulicht.**

Sowohl die Vorstellung von Elektronenschalen als auch das Schema zur Kennzeichnung der Energie von Elektronen (Energieniveauschema) sind Modellvorstellungen über die Atomhülle. Jede Elektronenschale kann nur eine begrenzte Anzahl Elektronen aufnehmen. In der 1. Elektronenschale können sich höchstens 2, in der 2. Elektronenschale maximal 8 und in der 3. Elektronenschale nicht mehr als 18 Elektronen befinden.

Anordnung der Elektronen in den Elektronenschalen der Atome

8

Die Atome der verschiedenen Elemente unterscheiden sich durch den Bau des Atomkerns und der Atomhülle. Die Anzahl der Protonen und die Anzahl der Elektronen im Atom kennzeichnen jedes Element. Werden die Atome nach steigender Protonenanzahl geordnet, unterscheiden sich diese auch jeweils um ein Elektron. Das hinzukommende Elektron gehört entsprechend seiner Energie zu einer bestimmten Elektronenschale.

■ Mit 2 Elektronen des Heliumatoms ist die 1. Elektronenschale voll besetzt. Das Lithiumatom mit der Protonenanzahl 3 hat zwei Elektronen von annähernd gleicher Energie und ein Elektron, das eine höhere Energie besitzt. Dieses 3. Elektron befindet sich demzufolge in einer anderen, der 2. Elektronenschale. Beim Neonatom erreicht die 2. Elektronenschale die höchstmögliche Anzahl an Elektronen.
Das Natriumatom mit der Protonenanzahl 11 besitzt 11 Elektronen, von denen sich 2 Elektronen in der 1. Elektronenschale und 8 Elektronen in der 2. Elektronenschale befinden. Das 11. Elektron hat eine höhere Energie. Es hält sich demzufolge in der 3. Elektronenschale auf. Bei den Atomen mit den Protonenanzahlen 12 bis 18 haben die hinzukommenden Elektronen wiederum annähernd gleiche Energie. ①
Beim Argonatom mit der Protonenanzahl 18 befinden sich in der 3. Elektronenschale 8 Elektronen. Diese Anzahl ist noch nicht die höchstmögliche Anzahl Elektronen, die die 3. Elektronenschale aufnehmen kann. Beim Kaliumatom mit der Protonenanzahl 19 hat das 19. Elektron eine höhere Energie, so daß es sich in der 4. Elektronenschale befindet. Beim Kalziumatom (Calciumatom) befindet sich das 19. und das 20. Elektron in der 4. Elektronenschale (/ Übersicht am Anfang des Buches).

▶ **Die Elektronen der Atome befinden sich entsprechend ihrer Energie in verschiedenen Elektronenschalen.**

Auf der äußersten besetzten Elektronenschale befinden sich nie mehr als 8 Elektronen, auch wenn eine Elektronenschale eine höhere Anzahl von Elektronen aufnehmen könnte, wie zum Beispiel die 3. Elektronenschale. Mit 8 Elektronen besetzte äußerste Elektronenschalen (und die mit 2 Elektronen besetzte 1. Elektronenschale) sind stabile Elektronenanordnungen in der Atomhülle. Solche stabile Elektronenanordnungen liegen beispielsweise bei den Atomen der Edelgase Helium, Neon und Argon vor (/ Übersicht am Anfang des Buches). Die Atome der übrigen Elemente haben stets weniger als 8 Elektronen in der äußersten besetzten Elektronenschale. So haben die Atome aller Elemente nie mehr als **8 Außenelektronen.** ② ③

▶ **Außenelektronen sind Elektronen, die sich in der äußersten besetzten Elektronenschale befinden. Die Atome aller Elemente haben höchstens 8 Außenelektronen.**

① Nenne die Atome mit den Protonenanzahlen 11 ... 18! Erläutere deren Bau der Atomhülle! Benutze dabei die Übersicht am Anfang des Buches!

② Beschreibe Gemeinsamkeiten und Unterschiede im Bau der Hülle von Atomen mit den Protonenanzahlen
a) 7, 8 und 9; b) 3, 11 und 19!

③ Wieviel Außenelektronen haben die Atome der Elemente Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Magnesium und Aluminium?

④ Gib die Elektronenschreibweise für die Atome
a) mit den Protonenanzahlen 11 ... 18;
b) von Kohlenstoff, Kalium und Aluminium an!

Bei chemischen Reaktionen haben die Außenelektronen der Atome besondere Bedeutung. Sie können mit der chemischen Zeichensprache besonders hervorgehoben werden. Bei der **Elektronenschreibweise für Atome** kennzeichnet das Symbol des Elements den Atomkern und die Atomhülle ohne die äußerste Elektronenschale. Die Anzahl der Außenelektronen der Atome wird durch eine entsprechende Anzahl von Punkten angegeben, die um das Symbol des Elements anzuordnen sind. Bis zu 4 Außenelektronen werden als Einzelpunkte am Symbol gekennzeichnet. Jedes weitere Außenelektron wird mit einem der schon vorhandenen Außenelektronen zusammengefaßt, so daß an dieser Stelle dann 2 Punkte zu markieren sind (Tab. 1). ④

Tabelle 1 Atome mit den Protonenanzahlen 3 bis 10 in Elektronenschreibweise

Symbol des Elements	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Protonenanzahl im Atomkern	3	4	5	6	7	8	9	10
Anzahl der Außenelektronen in der Atomhülle	1	2	3	4	5	6	7	8
Elektronenschreibweise	·Li	·Be·	·B·	·C·	:N·	:O:	:F:	:Ne:

▶ **Außenelektronen der Atome werden in der Elektronenschreibweise am Symbol der Elemente durch Punkte angegeben.**

Ion 9

Der Stoff Natriumchlorid, das Kochsalz, mit der Formel NaCl ist nicht aus Atomen, sondern aus anderen Teilchen, den **Ionen**, aufgebaut. Es gibt viele Stoffe, die aus Ionen aufgebaut sind. Im Gegensatz zu Atomen, bei denen sich die positiven und negativen elektrischen Ladungen ausgleichen, sind Ionen elektrisch geladene Teilchen.

▶ **Ionen sind elektrisch geladene Teilchen.**

Es gibt elektrisch positiv geladene Ionen, aber auch elektrisch negativ geladene Ionen. Natriumchlorid besteht aus elektrisch positiv geladenen Natrium-Ionen Na^+ und elektrisch negativ geladenen Chlorid-Ionen Cl^-. Da Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen elektrisch geladene Teilchen sind, gleichen sich offensichtlich die positiven und negativen elektrischen Ladungen in diesen Teilchen jeweils nicht aus (Tab. 2).

Tabelle 2 Vergleich von Natriumatom und Natrium-Ion

Art des Teilchens	Natriumatom	Natrium-Ion
Ladungen des Kerns	11 +	11 +
Ladungen der Hülle	11 —	10 —
Ladung des Teilchens	± 0 elektrisch neutrales Atom	1 + einfach elektrisch positiv geladenes Ion

Aus Tabelle 2 geht hervor, daß das **Natrium-Ion** ein Elektron weniger besitzt als das Natriumatom. Beim Natrium-Ion ist die 3. Elektronenschale nicht besetzt. Demzufolge gibt es auch kein Elektron, das dem 3. Energieniveau zugeordnet werden kann (Abb. 13).

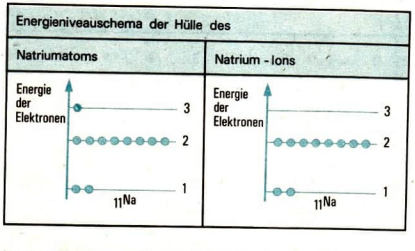


Abb. 13 Vergleich der Energieniveauschemas der Hüllen des Natriumatoms und des Natrium-Ions

Im Vergleich zum Magnesiumatom ist das Magnesium-Ion Mg^{2+} zweifach elektrisch positiv geladen, da die positive Ladung zweier Protonen des Atomkerns nicht mehr durch Elektronen ausgeglichen wird.

▶ **Die elektrische Ladung der Ionen wird in der chemischen Zeichensprache immer rechts oben am Symbol des Elements angegeben.**

■ Na^+ ist das chemische Zeichen für einfach elektrisch positiv geladene Natrium-Ionen, Mg^{2+} für zweifach elektrisch positiv geladene Magnesium-Ionen.

Elektrisch positiv geladene Ionen können bei Elementen vorliegen, deren Atome 1 ... 3 Außenelektronen haben.

① Was sagen die chemischen Zeichen Na und Na^+ aus?

② Erläutere den Unterschied zwischen O_2 und O^{2-}!

③ Das Kalziumatom hat 2 Außenelektronen. Bestimme die elektrische Ladung des Kalzium-Ions!

Im Vergleich zum Chloratom hat das **Chlorid-Ion** ein Elektron mehr und ist somit einfach elektrisch negativ geladen (Tab. 3).

Tabelle 3 Vergleich von Chloratom und Chlorid-Ion

Art des Teilchens	Chloratom	Chlorid-Ion
Ladungen des Kerns	17 +	17 +
Ladungen der Hülle	17 —	18 —
Ladung des Teilchens	± 0 elektrisch neutrales Atom	1 — einfach elektrisch negativ geladenes Ion

Das Elektron, das ein Chlorid-Ion mehr besitzt als ein Chloratom, befindet sich in der 3. Elektronenschale und kann somit dem 3. Energieniveau zugeordnet werden (Abb. 14). Cl^- ist das chemische Zeichen für einfach negativ geladene Chlorid-Ionen. Elektrisch negativ geladene Ionen können bei Elementen vorliegen, deren Atome 5 ... 7 Außenelektronen haben.

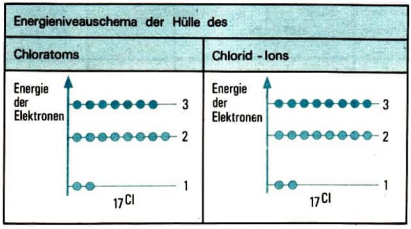


Abb. 14 Vergleich der Energieniveauschemas der Hüllen des Chloratoms und des Chlorid-Ions

▶ **Bei chemischen Reaktionen können aus Atomen durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen die entsprechenden Ionen gebildet werden.**

■ Aus Natriumatomen können durch *Elektronenabgabe* einfach elektrisch *positiv* geladene Natrium-Ionen entstehen. Aus Chloratomen können sich durch *Elektronenaufnahme* einfach elektrisch *negativ* geladene Chlorid-Ionen bilden. ① ② ③

Einige weitere elektrisch positiv geladene und elektrisch negativ geladene Ionen sind in der Tabelle 4 zusammengestellt.

Tabelle 4 Namen und chemische Zeichen einiger Ionen

Name	Chemisches Zeichen	Name	Chemisches Zeichen
Natrium-Ion	Na^+	Chlorid-Ion	Cl^-
Kalium-Ion	K^+	Bromid-Ion	Br^-
Magnesium-Ion	Mg^{2+}	Jodid-Ion	I^-
Kalzium-Ion (Calcium-Ion)	Ca^{2+}	Oxid-Ion	O^{2-}
Aluminium-Ion	Al^{3+}	Sulfid-Ion	S^{2-}

Die Anzahl der elektrischen Ladungen der Ionen stimmt mit der Wertigkeit des entsprechenden Elements überein.

Das Aluminium-Ion Al^{3+} ist ein *dreifach* elektrisch positiv geladenes Ion. Das Element Aluminium ist *dreiwertig*.

Aus der Wertigkeit einiger Elemente kann man umgekehrt auf die Anzahl der Ladungen ihrer Ionen schließen. Um jedoch zu wissen, ob es sich um positive oder negative Ladungen handelt, muß die Anzahl der Außenelektronen der entsprechenden Atome beachtet werden (Tab. 5). ① ② ③

Tabelle 5 Wertigkeit der Elemente und Ladungen der Ionen

Element	Wertigkeit	Anzahl der Außenelektronen des Atoms	Anzahl der vom Atom abgegebenen Elektronen	Anzahl der vom Atom aufgenommenen Elektronen	Ladung des Ions	Chemisches Zeichen des Ions
Natrium	I	1	1	—	1^+	Na^+
Chlor	I	7	—	1	1^-	Cl^-
Magnesium	II	2	2	—	2^+	Mg^{2+}
Sauerstoff	II	6	—	2	2^-	O^{2-}

Mit den Atomen und den Ionen sind dir jetzt „Bausteine" von Stoffen bekannt. Ihre Anordnung und die Kräfte, die sie in den Stoffen zusammenhalten, sind dir jedoch noch unbekannt.

① Schwefelatome haben 16 Protonen im Kern. a) Ermittle die Anzahl der Außenelektronen! b) Bestimme die elektrische Ladung des Sulfid-Ions!

② Ermittle die Wertigkeiten der Elemente aus der Anzahl der elektrischen Ladungen folgender Ionen: K^+, Br^-, Ca^{2+}, S^{2-}!

③ Stelle Gemeinsamkeiten und Unterschiede zwischen a) Aluminiumatom und Aluminium-Ion, b) Bromatom und Bromid-Ion zusammen!

Aufgaben zur Festigung 10

1. Beschreibe den Bau des Atoms vom Element a) Lithium, b) Chlor, c) Argon!
2. Bestimme für die Atome mit 7, 15 und 20 Protonen im Kern a) die Gesamtanzahl der Elektronen und b) die Anzahl der Außenelektronen!
3. Nenne Namen, Symbole und Elektronenanzahl der Atome mit den Protonenanzahlen 1 bis 20!
4. Nenne die Atome mit den Protonenanzahlen 1 bis 20, die jeweils 2 Außenelektronen haben!
5. Erläutere das Energieniveauschema der Hülle vom a) Aluminiumatom, b) Natriumatom und c) Chloratom!
6. Übertrage folgende Tabelle in dein Heft, und ergänze!

Name des Elements	Symbol	Anzahl der Protonen im Atomkern	Anzahl der Elektronen in der Atomhülle	Anzahl der Elektronenschalen	Anzahl der Außenelektronen	Elektronenschreibweise für das Atom
Helium	$_2H$	5	7	3	2	$:\dot{\underset{\cdot}{O}}:$

7. Was läßt sich aus der symbolischen Darstellung $:\dot{\underset{\cdot}{P}}\cdot$ ablesen?
8. Begründe die elektrische Ladung der elektrisch positiv und der elektrisch negativ geladenen Ionen gegenüber den entsprechenden elekfrisch neutralen Atomen!
9. Vergleiche die äußerste Elektronenschale a) des Natriumatoms und die des Natrium-Ions mit der des Neonatoms, b) des Chloratoms und die des Chlorid-Ions mit der des Argonatoms!
10. Stelle Gemeinsamkeiten und Unterschiede zwischen Atomen und Ionen eines Elements zusammen!

Chemische Bindung – Bau von Stoffen

Stoffe sind an ihren Eigenschaften zu erkennen. Voneinander verschiedene Stoffe haben unterschiedliche Eigenschaften; einzelne Eigenschaften stimmen jedoch auch bei unterschiedlichen Stoffen überein. Wie ist beispielsweise zu begründen, daß unter den Bedingungen des Normzustandes Wasserstoff und Sauerstoff gasförmig, Wasser flüssig, Magnesium, Kohlenstoff und Natriumchlorid feste Stoffe sind?
Zwischen dem Bau der Stoffe und ihren Eigenschaften besteht ein enger Zusammenhang.
Den Bau vieler Stoffe konnten Chemiker bereits aufklären, und es gelingt häufig, Naturstoffe, deren Bau erkannt ist, im Labor darzustellen und anschließend großtechnisch zu produzieren. So waren Forschungsarbeiten zum Bau der Stoffe eine Voraussetzung, um Vitamine oder dem Penizillin ähnliche Heilmittel in pharmazeutischen Betrieben herzustellen. Ebenso führte zum Beispiel die Erforschung des Baus von Naturkautschuk zur Produktion von synthetischem Kautschuk, und systematische Untersuchungen über die Zusammensetzung und den Bau von Naturseide ermöglichten, Chemiefasern mit neuen Eigenschaften zu entwickeln.
Wird der Bau der Stoffe untersucht, genügt es nicht, die „Bausteine", wie Atome oder Ionen, zu kennen. Die Kenntnis, wie die Teilchen zusammengehalten werden, wie die Teilchen angeordnet sind und welche Kräfte zwischen ihnen wirken, ist ebenso bedeutsam. Mit Hilfe der Theorie der chemischen Bindung lassen sich diese Fragen beantworten. Es werden folgende Arten der chemischen Bindung zwischen den Teilchen, aus denen Stoffe aufgebaut sind, unterschieden: Ionenbeziehung, Atombindung und Metallbindung.

Ionenbeziehung 11

Ionenbeziehung – Bau von Natriumchlorid

Natriumchlorid kommt in Salzlagerstätten in Form glasklarer, das Licht brechender, meist würfelförmiger Kristalle von unterschiedlicher Größe vor (Abb. 15). Jeder dieser Kristalle besteht aus einer riesengroßen Anzahl von elektrisch positiv geladenen Natrium-Ionen und elektrisch negativ geladenen Chlorid-Ionen. Die Kristalle sind als Ganzes elektrisch neutral.

Wie ist das zu erklären? ①

Die elektrisch entgegengesetzt geladenen Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen ziehen sich gegenseitig an. Die elektrischen Anziehungskräfte eines Ions wirken nach allen Richtungen des Raumes. Jedes Natrium-Ion ist nicht nur von einem Chlorid-Ion, sondern von mehreren Chlorid-Ionen umgeben.
Auch jedes Chlorid-Ion steht mit mehreren Natrium-Ionen in Beziehung. Die Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen sind regelmäßig angeordnet. Sie liegen jeweils in gleicher

① Beschreibe die Elektronenanordnung in den Hüllen der Natrium-Ionen und der Chlorid-Ionen!

② Fertige mit Hilfe verschiedenfarbiger Knetmasse ein Modell für den Ionenkristall des Natriumchlorids an!

Anzahl vor, das heißt, Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen liegen im Zahlenverhältnis 1:1 vor. Deshalb ist der gesamte Kristall elektrisch neutral. Das Zahlenverhältnis der Ionen wird in der Formel NaCl ausgedrückt. Diese Formel sagt jedoch nichts über die Art der Teilchen und die chemische Bindung zwischen ihnen aus.
Der Zusammenhalt der Ionen beruht auf elektrostatischen Anziehungskräften zwischen den Ionen mit entgegengesetzter elektrischer Ladung. Diese Art der chemischen Bindung wird **Ionenbeziehung** genannt.

▶ **Die Ionenbeziehung ist eine Art der chemischen Bindung, die durch Anziehungskräfte zwischen elektrisch entgegengesetzt geladenen Ionen bewirkt wird.**

Natriumchloridkristalle sind **Ionenkristalle**. Die regelmäßige Anordnung der Ionen in den Ionenkristallen führt zu einer bestimmten Form dieser festen Körper. Beim Natriumchlorid sind die Ionenkristalle meist würfelförmig. Im räumlichen Modell des Ionenkristalls von Natriumchlorid sind die Ionen als Kugeln unterschiedlicher Größen dargestellt (Abb. 16). ②

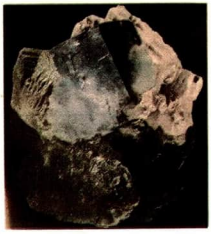


Abb. 15
Natriumchloridkristall

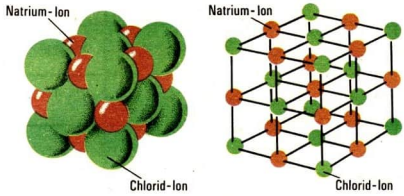


Abb. 16 Modelle des Natriumchloridkristalls
Anordnung der Ionen (links)
Gittermodell (rechts)

▶ **Der Ionenkristall ist ein fester, aus elektrisch positiv geladenen und elektrisch negativ geladenen Ionen aufgebauter Körper. Der Ionenkristall ist als Ganzes elektrisch neutral.**

Einige Eigenschaften von Ionenkristallen

4 ▼ Natriumchlorid wird in Wasser aufgelöst. Die entstehende Lösung ist anschließend einzudampfen.

5 ▼ Die wäßrige Lösung von Natriumchlorid wird auf elektrische Leitfähigkeit geprüft (Abb. 17).

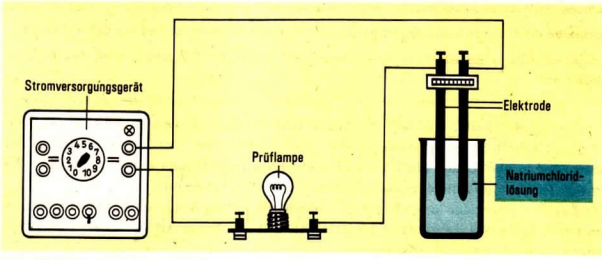


Abb. 17 Geräteanordnung zum Experiment 5

Viele Stoffe, zum Beispiel die Verbindungen von Natrium, Kalium, Kalzium und Magnesium mit Fluor, Chlor, Brom und Jod, bilden Ionenkristalle. Sie sind aus elektrisch positiv geladenen und elektrisch negativ geladenen Ionen aufgebaut.
Zwischen den Ionen dieser Stoffe wirken wie im Natriumchlorid elektrostatische Anziehungskräfte. Es liegt Ionenbeziehung vor.
Die Stoffe Kaliumchlorid, Kalziumchlorid und Magnesiumchlorid sind dem Natriumchlorid auf Grund der Gemeinsamkeiten im Bau sehr ähnlich (Tab. 6). ① ②

Tabelle 6 Einige Ionenkristalle

Formeln der Stoffe	KCl	$CaCl_2$	$MgCl_2$
Ionen, aus denen die Stoffe aufgebaut sind	K^+; Cl^-	Ca^{2+}; Cl^-	Mg^{2+}; Cl^-
Zahlenverhältnis der Ionen	1:1	1:2	1:2
Chemische Bindung	Ionenbeziehung		
Vorliegen der Stoffe als	Ionenkristall		

Kaliumchlorid, Kalziumchlorid und Magnesiumchlorid bilden wie das Natriumchlorid Ionenkristalle.

Die Ähnlichkeit dieser Stoffe mit Ionenbeziehung zeigt sich an einigen Eigenschaften. Die Ionen sind im Ionenkristall verhältnismäßig fest aneinander gebunden. Daher sind Stoffe, die Ionenkristalle bilden, unter den Bedingungen des Normzustandes fest und kristallin. Sie haben meist eine hohe Schmelztemperatur.

Stoffe	Natrium-chlorid	Kalium-chlorid	Kalzium-chlorid	Magnesium-chlorid
Schmelztemperaturen	800 °C	770 °C	772 °C	712 °C

① Erläutere die Elektronenanordnung in den Hüllen a) der Kalium-Ionen und der Chlorid-Ionen, b) der Magnesium-Ionen, c) der Kalzium-Ionen!

② Nenne Art und Zahlenverhältnis der Ionen für die Ionenkristalle a) des Kaliumchlorids, b) des Magnesiumchlorids!

③ Erkläre mit Hilfe deiner Kenntnisse aus dem Physikunterricht die elektrische Leitfähigkeit der Metalle!

④ Erläutere am Beispiel von Natriumchlorid den Zusammenhang zwischen dem Bau der Ionenkristalle und einigen Eigenschaften von Natriumchlorid!

Ionenkristalle sind in Wasser mehr oder weniger gut löslich. Unter dem Einfluß des Wassers wird der Ionenkristall zerstört. Die Anziehungskräfte zwischen den entgegengesetzt elektrisch geladenen Ionen werden überwunden, die Ionenbeziehung wird aufgehoben, die Ionen werden frei beweglich.
Beim Auflösen des Ionenkristalls kommt es durch Wechselwirkungen der Ionen des Kristalls mit den Molekülen des Wassers zur Spaltung der Ionenbeziehung.
Wenn man die wäßrige Lösung von Ionenkristallen eindampft, geht das Wasser in den gasförmigen Aggregatzustand über; ein weißer, fester Stoff entsteht. Die frei beweglichen Ionen ordnen sich wieder zu Ionenkristallen; die Ionenbeziehung bildet sich wieder aus (/ Experiment 4).

▶ **Feste Stoffe, die Ionenkristalle bilden, haben im allgemeinen hohe Schmelztemperaturen. Sie lösen sich meist in Wasser. Beim Lösen der Stoffe wird die Ionenbeziehung aufgespalten. Die Ionen werden frei beweglich.**

Die Behauptung, eine wäßrige Lösung von Ionenkristallen enthalte frei bewegliche Ionen, kann durch ein Experiment bewiesen werden (/ Experiment 5). Eine wäßrige Natriumchloridlösung zeigt elektrische Leitfähigkeit. Eine Voraussetzung dafür ist das Vorhandensein beweglicher, elektrisch geladener Teilchen als Ladungsträger. In Metallen bewirken bewegliche Elektronen die elektrische Leitfähigkeit. Bei wäßrigen Lösungen beruht diese Eigenschaft auf den frei beweglichen elektrisch geladenen Ionen. Nur wenn eine Lösung frei bewegliche Ionen enthält, ist sie leitfähig. ③ ④

▶ **Wäßrige Lösungen von Ionenkristallen leiten den elektrischen Strom auf Grund frei beweglicher Ionen in der Lösung.**

Atombindung 12

Die Atombindung ist eine weitere Art chemischer Bindung. Sie besteht zwischen Atomen. Du kennst bereits viele Stoffe, wie Wasserstoff, Sauerstoff, Wasser und Kohlendioxid, deren Moleküle aus Atomen bestehen. Kohlenstoff ist auch aus Atomen aufgebaut.

Wie kommt es, daß unter den Bedingungen des Normzustandes Wasserstoff ein Gas und Kohlenstoff ein fester, kristalliner Stoff ist?

In beiden Stoffen liegen Atombindungen vor. Zur Beantwortung dieser Frage ist es offensichtlich erforderlich, daß du nicht nur die Atombindung kennenlernst, sondern auch den Bau der Stoffe Wasserstoff und Kohlenstoff.

Atombindung – Bau von Wasserstoff und von Chlor

Wasserstoff ist unter den Bedingungen des Normzustandes ein gasförmiger Stoff. Die Teilchen, die in diesem Stoff und auch in Sauerstoff, Stickstoff und Chlor vorliegen, sind **Moleküle**. Die Moleküle dieser Stoffe bestehen jeweils aus zwei Atomen.
Das **Wasserstoffmolekül** besteht aus zwei Wasserstoffatomen (Abb. 18). Da Wasserstoffatome im Unterschied zu Ionen elektrisch neutral sind, müssen diese Atome im Molekül durch eine andersartige chemische Bindung als die Ionenbeziehung gebunden sein.

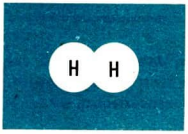


Abb. 18 Modell eines Wasserstoffmoleküls (links)



Abb. 19 Modell eines Chlormoleküls (rechts)

Die Abbildung 20 veranschaulicht die Kräfte, die zwischen zwei Wasserstoffatomen im Wasserstoffmolekül wirken. Jedes Wasserstoffatom hat ein Proton und ein Elektron, eine positive und eine negative Ladung. Zwischen diesen wirken anziehende und abstoßende Kräfte. Die Atomhüllen der beiden Wasserstoffatome durchdringen sich. Dabei entsteht ein **gemeinsames Elektronenpaar** zwischen den Atomen im Wasserstoffmolekül. Durch dieses beiden Atomen gemeinsame Elektronenpaar wird im Molekül eine Elektronenanordnung erreicht, die die Bindung bewirkt. Gemeinsame Elektronenpaare zwischen Atomen sind das wesentliche Merkmal der **Atombindung**.

Kräftewirkungen zwischen zwei Wasserstoffatomen vor und nach der Vereinigung zum Wasserstoffmolekül

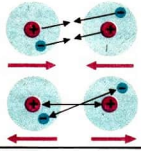
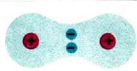
Anziehende und abstoßende Kräfte zwischen zwei Wasserstoffatomen	
Ausgleich der Kräfte im Wasserstoffmolekül	

Abb. 20 Anziehende und abstoßende Kräfte bei der Bildung des Wasserstoffmoleküls

In Elektronenschreibweise wird das gemeinsame Elektronenpaar in Form zweier Punkte oder durch einen waagerechten Strich dargestellt.

H:H oder H—H

Jedes der so aneinander gebundenen beiden Wasserstoffatome hat eine stabile Elektronenanordnung; denn die 1. Elektronenschale ist mit 2 Elektronen maximal besetzt. ① ② ③ ④ ⑤
Wie Wasserstoff besteht auch das giftige, gelbgrüne gasförmige Chlor aus Molekülen. Das **Chlormolekül** besteht aus zwei Chloratomen, die durch eine Atombindung zu-

① Beschreibe das Modell des Wasserstoffatoms!

② Warum können sich an ein Wasserstoffmolekül nicht weitere Wasserstoffatome anlagern?

③ Wodurch unterscheidet sich ein Wasserstoffmolekül von einem Heliumatom?

④ Begründe das Vorliegen freier Atome im Edelgas Helium!

⑤ Erläutere das wesentliche Merkmal der Atombindung anhand der Abb. 20, S. 28!

⑥ Vergleiche die Teilchen miteinander, die durch die chemischen Zeichen Cl und Cl_2 symbolisiert werden, und erläutere den Unterschied!

⑦ Vergleiche die Atombindung mit der Ionenbeziehung!

sammengehalten werden (Abb. 19). Jedes Chloratom hat 7 Außenelektronen. Die Ausbildung eines gemeinsamen Elektronenpaares erfolgt, indem jedes Chloratom ein Elektron beisteuert. Dadurch erreicht jedes Chloratom mit 8 Außenelektronen in der äußeren Elektronenschale eine stabile Elektronenanordnung. Die Elektronenschreibweise zeigt das.

$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$ oder $|\underline{\overline{Cl}}—\underline{\overline{Cl}}|$ ⑥

► **Die Atombindung ist eine Art der chemischen Bindung, die durch gemeinsame Elektronenpaare zwischen Atomen bewirkt wird.** ⑦

Bei Wasserstoff und Chlor besteht zwischen den Atomen in den Molekülen Atombindung. Starke anziehende Kräfte zwischen den Atomen halten jedes Molekül zusammen.

► **Moleküle sind Teilchen, in denen zwei oder mehrere Atome durch Atombindung miteinander verbunden sind.**

Zwischen den Wasserstoff- beziehungsweise Chlormolekülen untereinander wirken hingegen nur schwache anziehende Kräfte. Unter den Bedingungen des Normzustandes treten sie praktisch gar nicht auf. Die Teilchen können sich frei im Raum bewegen. Deshalb sind Wasserstoff und Chlor bei 0 °C gasförmig. Sie können bei tiefen Temperaturen verflüssigt werden.
Es gibt auch feste Stoffe, zum Beispiel Jod, und flüssige Stoffe, zum Beispiel Wasser, die aus Molekülen bestehen. Die Anziehungskräfte zwischen den einzelnen Molekülen dieser Stoffe sind etwas stärker als die zwischen Wasserstoff- oder Chlormolekülen.
In Molekülen liegt stets Atombindung vor. Es ist aber nicht möglich, vom Vorliegen von Atombindungen allein Rückschlüsse auf bestimmte Eigenschaften der Stoffe, zum Beispiel auf den Aggregatzustand, zu ziehen.

► **Wasserstoff und Chlor sind aus Molekülen aufgebaut, in denen die Atome durch Atombindung miteinander verbunden sind. Zwischen den Molekülen dieser Stoffe wirken nur sehr schwache Anziehungskräfte.**

Polare Atombindung – Bau von Chlorwasserstoff und von Wasser

Chlorwasserstoff und Wasser sind Stoffe, die auch aus Molekülen aufgebaut sind. Die Moleküle bestehen aber aus Atomen verschiedener Elemente. ①

Chlorwasserstoff HCl ist unter den Bedingungen des Normzustandes ein farbloses, stechend riechendes Gas. Chlorwasserstoff besteht ebenfalls aus zweiatomigen Molekülen, in denen jeweils ein Wasserstoffatom und ein Chloratom durch eine Atombindung miteinander verbunden sind (Abb. 21). Das eine Außenelektron des Wasserstoffatoms bildet mit einem der 7 Außenelektronen des Chloratoms ein **gemeinsames Elektronenpaar.**

H:Cl: oder H—Cl| ②

Auf das gemeinsame Elektronenpaar wirken hier Anziehungskräfte verschiedener Stärke. Das gemeinsame Elektronenpaar wird mehr in die Nähe des Kerns des Chloratoms gezogen. Es befindet sich also nicht in der Nähe des Wasserstoffatoms. Auf der Seite des Chloratoms bildet sich dadurch ein elektrisch negativer Ladungsschwer-



Abb. 21 Modell eines Chlorwasserstoffmoleküls

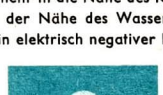


Abb. 22 Modell eines Wassermoleküls

punkt heraus. Auf der Seite des Wasserstoffatoms liegt dann der elektrisch positive Ladungsschwerpunkt. Die Atombindung ist **polar**. Man spricht auch von **polarer Atombindung** oder von Atombindung mit teilweisem Ionencharakter. Das Molekül als Ganzes bleibt elektrisch neutral.

(+) (—)
H—Cl| ③④⑤

▶ **Polar ist eine Atombindung dann, wenn das gemeinsame Elektronenpaar von den miteinander verbundenen Atomen verschieden stark angezogen wird.**

Auch **Wasser H_2O** besteht aus Molekülen, in denen polare Atombindung vorliegt. Im Wassermolekül sind zwei Wasserstoffatome mit einem Sauerstoffatom verbunden (Abb. 22). Zwischen jedem Wasserstoffatom und dem Sauerstoffatom befindet sich ein gemeinsames Elektronenpaar.



Die beiden gemeinsamen Elektronenpaare sind dem Sauerstoffatom näher als den Wasserstoffatomen. Im Wassermolekül liegen also polare Atombindungen vor. Der negative Ladungsschwerpunkt liegt beim Sauerstoffatom, der positive Ladungsschwerpunkt bei den beiden Wasserstoffatomen. Die anziehenden Kräfte zwischen den Molekülen sind beim Wasser unter den Bedingungen des Normzustandes etwas stärker als zum Beispiel beim Chlorwasserstoff. Wasser ist daher flüssig.

① Nenne Namen und Formeln einiger Stoffe, deren Moleküle aus Atomen verschiedener Elemente bestehen!

② Vergleiche die Elektronenanordnung im Chlormolekül und im Chlorwasserstoffmolekül!

③ Kennzeichne das wesentliche Merkmal jeder Atombindung!

④ Erläutere Gemeinsamkeiten und Unterschiede der Atombindungen in den Molekülen von Wasserstoff und von Wasser!

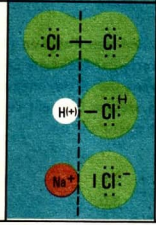
⑤ Beschreibe den Bau des Wasserstoffatoms, des Chloratoms und des Chlorwasserstoffmoleküls!

Chlorwasserstoff und Wasser sind aus Molekülen aufgebaut, in denen die Atome durch polare Atombindung miteinander verbunden sind. Zwischen den Molekülen dieser Stoffe wirken unterschiedlich schwache Anziehungskräfte.

Elektronegativitätswerte der Elemente

Alle chemischen Bindungen beruhen auf Wechselwirkungen zwischen den Elektronen der Atome. Die Atombindung ist durch gemeinsame Elektronenpaare gekennzeichnet, die beiden Atomen angehören. Die Ionenbeziehung kann man sich auch als ganz starke Verschiebung der bindenden Elektronenpaare auf die Seite der Atome des einen Elements vorstellen. Zwischen diesen beiden Arten der chemischen Bindung ist die polare Atombindung einzuordnen (Tab. 7). Sie ist eine Form der Atombindung.

Tabelle 7 Übergang von der Atombindung zur Ionenbeziehung

Chemische Bindung	Beispiel	Merkmale	
Atombindung		Das Elektronenpaar gehört zu gleichen Anteilen beiden Atomen.	Verschiebung des Elektronenpaares
polare Atombindung		Das Elektronenpaar wird von einem Atom stärker beansprucht als vom anderen.	Zunahme der Polarität der chemischen Bindung
Ionenbeziehung		Das Elektronenpaar gehört vollständig zu einem Atom.	

Ein Vergleichsmaß für die Anziehungskräfte von Atomen unterschiedlicher Elemente auf gemeinsame Elektronenpaare ist der **Elektronegativitätswert des Elements**. Der amerikanische Nobelpreisträger für Chemie und Lenin-Friedenspreisträger *Linus Pauling* ordnete auf Grund theoretischer Überlegungen den Elementen relative Elektronegativitätswerte zu. Diese Werte geben an, wie stark die Atome der Elemente im Vergleich untereinander gemeinsame Elektronenpaare anziehen.

Im Chlorwasserstoffmolekül übt das Chloratom eine größere Anziehungskraft auf das gemeinsame Elektronenpaar aus als das Wasserstoffatom. Das Element Chlor hat einen größeren Elektronegativitätswert als das Element Wasserstoff.

Die Elektronegativitätswerte beziehen sich auf das Element mit dem höchsten Elektronegativitätswert, auf das Element Fluor. Sein Elektronegativitätswert ist mit 4,0 festgesetzt. Da die Elektronegativitätswerte Vergleichszahlen sind, haben sie keine Einheit (Abb. 23). ①

H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9					

Abb. 23
Elektronegativitätswerte einiger Elemente (nach Pauling)

▶ **Die Elektronegativitätswerte der Elemente geben an, wie stark die Atome der Elemente im Vergleich untereinander gemeinsame Elektronenpaare anziehen.**

Die **Polarität** der chemischen Bindung zwischen den Teilchen (Atomen, Ionen) läßt sich aus der Differenz der Elektronegativitätswerte der Elemente abschätzen, aus denen eine Verbindung besteht. Je größer die Differenz der Elektronegativitätswerte zweier Elemente ist, um so stärker zieht das Teilchen, dessen Element den größeren Elektronegativitätswert besitzt, das gemeinsame Elektronenpaar an.

■ Für das Chlorwasserstoffmolekül ergibt sich:

Formel:	H	Cl
Elektronegativitätswerte der Elemente:	2,1	3,0
Differenz der Elektronegativitätswerte:	**0,9**	

Das Chloratom zieht also das gemeinsame Elektronenpaar stärker an als das Wasserstoffatom. Die Atombindung zwischen Wasserstoffatom und Chloratom im Chlorwasserstoffmolekül ist polar.

Je größer die Differenz der Elektronegativitätswerte zweier Elemente ist, desto größer ist die Polarität der chemischen Bindung. Bei der Atombindung zwischen zwei Atomen des gleichen Elements beträgt die Differenz der Elektronegativitätswerte null. Ist die Differenz der Elektronegativitätswerte der Elemente größer als 1,7, überwiegt die Ionenbeziehung. Bei einer Differenz der Elektronegativitätswerte der Elemente, die kleiner als 1,7 ist, überwiegt folglich die Atombindung (Tab. 8). ② ③

① Vergleiche die Elektronegativitätswerte der Elemente Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff! Verwende Abbildung 23!

② Die Differenz der Elektronegativitätswerte für die Elemente Kohlenstoff und Sauerstoff beträgt 1,0. Was ergibt sich daraus für die Polarität der chemischen Bindung im Kohlendioxidmolekül?

③ Bestätige mit Hilfe der Elektronegativitätswerte der Elemente, daß im Wassermolekül polare Atombindungen vorliegen und daß im Kaliumchlorid Ionenbeziehung vorherrscht! Verwende Abbildung 23!

Tabelle 8 Einige Stoffe und die vorherrschende Art der chemischen Bindung zwischen den Teilchen

Name des Stoffes	Formel	Differenz der Elektronegativitätswerte der Elemente	Vorherrschende Art der chemischen Bindung
Chlor	Cl_2	0	**Atombindung** (nicht polar)
Chlorwasserstoff	HCl	0,9	**Atombindung**
Wasser	H_2O	1,4	(polar)
Natriumchlorid	NaCl	2,1	**Ionenbeziehung**

Die Differenz der Elektronegativitätswerte der Elemente ist ein Maß für die Polarität der chemischen Bindung zweier miteinander verbundener Teilchen (Atome, Ionen). Aus dieser Differenz läßt sich beurteilen, ob Atombindung oder Ionenbeziehung vorherrscht.

Atombindung – Bau von Kohlenstoff

Die Atombindung ist durch gemeinsame Elektronenpaare zwischen Atomen gekennzeichnet. Wasserstoff, Chlor, Wasser und Chlorwasserstoff bestehen aus Molekülen. Auch im Kohlenstoff sind die Atome durch Atombindungen miteinander verbunden.

Ist nun Kohlenstoff ebenfalls aus Molekülen aufgebaut?

Reiner Kohlenstoff kommt in der Natur meist als Graphit vor, aber auch als **Diamant** (Abb. 24). Diamant ist ein fester, kristalliner und sehr harter Stoff. Auf Grund der außerordentlichen Festigkeit wird Diamant in Schneidwerkzeugen, als Schleifmittel und als Material zur Herstellung von Bohrköpfen für geologische Bohrungen verwendet. Diamant hat eine besonders hohe Schmelz- und Siedetemperatur.

Schmelztemperatur des Diamants: 3540 °C
Siedetemperatur des Diamants: 4347 °C

Kohlenstoff in Form von Diamant unterscheidet sich in seinen Eigenschaften ganz erheblich von den bereits bekannten, aus Molekülen aufgebauten Stoffen Wasserstoff, Chlor, Wasser und Chlorwasserstoff. Wegen des Zusammenhangs zwischen dem Bau der Stoffe und ihren Eigenschaften müssen beispielsweise zwischen Wasserstoff und



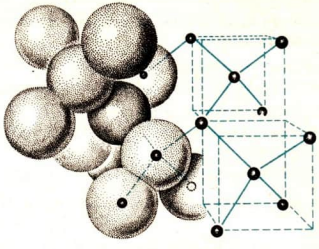


Abb. 24 Kohlenstoff (Diamant)
Diamantkristall im Gestein (links)
Modell der Anordnung der Kohlenstoffatome im Diamantkristall (rechts)

Kohlenstoff erhebliche Unterschiede im Bau dieser Stoffe bestehen. Worin bestehen diese Unterschiede? ①

Im Diamant sind Kohlenstoffatome in großer Anzahl regelmäßig angeordnet (Abb. 24). Jedes Kohlenstoffatom bildet mit vier Nachbaratomen je ein gemeinsames Elektronenpaar. So ergibt sich im Diamant eine regelmäßige Anordnung vieler Kohlenstoffatome, die durch symmetrisch angeordnete Atombindungen miteinander verbunden sind. Den auf diese Weise aufgebauten festen Körper bezeichnet man als **Atomkristall**. Der Diamantkristall ist ein Atomkristall. Es kommt also nicht zur Ausbildung von einzelnen kleinen Molekülen wie bei Wasserstoff.

▶ **Der Atomkristall ist ein fester, aus Atomen aufgebauter Körper. Die Atome sind im Atomkristall durch Atombindungen miteinander verbunden.**

Da die Atombindungen zwischen den Kohlenstoffatomen im Diamantkristall sehr fest sind, ist der Kristall äußerst hart. ② ③ ④

▶ **Kohlenstoff ist in Form des Diamants ein fester und sehr harter Atomkristall. Im Diamantkristall sind sehr viele Kohlenstoffatome miteinander durch Atombindungen verbunden. Die regelmäßige Anordnung der Kohlenstoffatome bedingt die große Härte des Diamants.**

Metallbindung – Bau der Metalle 13

Metallischer Glanz, gute Wärmeleitfähigkeit, gute elektrische Leitfähigkeit und gute Verformbarkeit sind typische Eigenschaften der Metalle. Mit Ausnahme des Quecksilbers sind die Metalle unter den Bedingungen des Normzustandes fest und kristallin (Abb. 25).

Metallkristalle sind häufig wegen ihrer geringen Größe mit bloßem Auge nicht sichtbar. Die in der Werkstoffprüfung angewendete Mikrofotografie zeigt kleine Kristalle, aus denen sich das Metall zusammensetzt (Abb. 26). ⑤

Aus welchen Teilchen bestehen nun diese Kristalle? Wie unterscheiden sie sich von Atomkristallen und Ionenkristallen?

① Vergleiche den Bau des Wasserstoffatoms mit dem des Kohlenstoffatoms! Gib an, wieviel Elektronen den Atomen bis zur höchstmöglichen Aufnahmefähigkeit der Elektronenschalen fehlen!

② Vergleiche den Bau von Diamant mit dem Bau von Wasserstoff!

③ Begründe die hohe Schmelztemperatur, die Härte und die Verwendung von Diamant!

④ Beschreibe Unterschiede zwischen dem Diamantkristall und dem Natriumchloridkristall! Verwende dazu die entsprechenden Abbildungen (↗ S. 34 und S. 25)!

⑤ Nenne Namen und Symbole einiger Metalle!

⑥ Erläutere an Beispielen aus dem polytechnischen Unterricht, welche Arten der Verformung von Metallen technisch genutzt werden!

⑦ Beweise an drei Beispielen die Behauptung: Metallatome haben relativ wenige Außenelektronen!



Abb. 25 Natürlich vorkommende Kupferkristalle

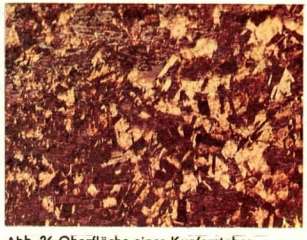


Abb. 26 Oberfläche eines Kupferstabes in 200facher Vergrößerung

Metalle lassen sich durch Biegen, Schmieden und Walzen gut verformen. Diese Eigenschaft weisen solche Stoffe wie Diamant und Natriumchlorid nicht auf. Die Schmelztemperaturen der verschiedenen Metalle liegen in einem weiten Bereich (Tab. 9). ⑥

Tabelle 9 Schmelztemperaturen einiger Metalle

Metall	Schmelztemperatur in °C	Metall	Schmelztemperatur in °C
Quecksilber	— 38,8	Kupfer	1 083
Blei	327	Eisen	1 539
Aluminium	660	Wolfram	3 400

Aus dieser Eigenschaft allein läßt sich deshalb keine Aussage über den Bau der Metalle ableiten. Anders hingegen verhält es sich bei der elektrischen Leitfähigkeit der Metalle. Sie läßt sich mit dem folgenden Modell vom Bau der Metalle erklären.

Metallatome haben relativ wenige Außenelektronen. ⑦

Die Außenelektronen der Metallatome im Metallkristall sind relativ leicht verschiebbar und nahezu frei beweglich. So entsteht aus einem Metallatom ein Metall-Ion, das sich durch erneute Wechselwirkung mit beweglichen Elektronen im folgenden Moment wieder in ein Metallatom umwandelt.

Metallkristalle bestehen demzufolge aus Metallatomen, elektrisch positiv geladenen Metall-Ionen und frei beweglichen Elektronen (Abb. 27). ① ②

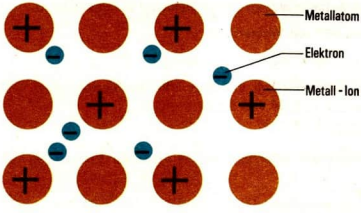


Abb. 27 Modell des Metallkristalls (flächenhafte Darstellung)

▶ **Der Metallkristall ist ein fester, aus Metallatomen, Metall-Ionen und frei beweglichen Elektronen aufgebauter Körper.**

Der Zusammenhalt der Teilchen im Metallkristall wird durch die **Metallbindung** bewirkt. Die Metallbindung ist eine chemische Bindung, die auf Anziehungskräften zwischen elektrisch positiv geladenen Metall-Ionen und frei beweglichen Elektronen beruht. ③

▶ **Die Metallbindung ist eine Art der chemischen Bindung, die durch Anziehungskräfte zwischen Metall-Ionen und frei beweglichen Elektronen bewirkt wird.**

Vergleichende Betrachtung 14

Stoffe wandeln sich bei chemischen Reaktionen um. Bei der Stoffumwandlung entstehen neue Stoffe. Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte unterscheiden sich durch ihren Bau, das heißt durch ihre Teilchen, durch deren Anordnung und durch die Art der chemischen Bindung in den Stoffen.

1. Vergleiche Atome und Ionen als Teilchen, aus denen Stoffe aufgebaut sind!
2. Welche Art der chemischen Bindung kann zwischen Teilchen in Stoffen vorliegen? Erläutere wesentliche Merkmale der unterschiedlichen Arten der Bindung!

Die Veränderungen im Bereich der Atome und Ionen sowie der chemischen Bindung zwischen den Teilchen können bei chemischen Reaktionen nicht durch unmittelbare Beobachtungen erkannt werden. Die Kenntnisse über den Bau der Atome und Ionen sowie über die chemische Bindung ermöglichen es jedoch, auch diese Veränderungen bei chemischen Reaktionen zu beschreiben und damit wesentliche Merkmale der chemischen Reaktionen zu verstehen.

Stoffe, die an der Reaktion von Wasserstoff mit Chlor beteiligt sind

6 ▼ Wasserstoff wird mit Chlor zur Reaktion gebracht.

Bei der chemischen Reaktion von Wasserstoff mit Chlor entsteht Chlorwasserstoff (/ Experiment 6).

① Erkläre die elektrische Leitfähigkeit der Metalle mit deinen Kenntnissen über deren Bau!

② Erläutere mit Hilfe deiner Kenntnisse über den Bau von Metallkristallen die prinzipielle Möglichkeit zur Verformbarkeit der Metalle! Vergleiche die Metalle mit Stoffen, die Ionenkristalle bilden!

③ Vergleiche die Teilchen, aus denen Metallkristalle, Atomkristalle und Ionenkristalle aufgebaut sind!

1. Beschreibe die Durchführung des Experiments 6!
2. Erläutere die Stoffumwandlung!
   a) Benenne Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukt!
   b) Weise an unterschiedlichen Eigenschaften der Stoffe nach, daß eine Stoffumwandlung stattgefunden hat!
   c) Beschreibe Beobachtungen während der Reaktion!
   d) Entwickle die chemische Gleichung!
3. Kennzeichne die Art der Teilchen in den Ausgangsstoffen und im Reaktionsprodukt!
4. Gib die Art der chemischen Bindung zwischen den Teilchen in diesen Stoffen an!
5. Was kannst du über den Bau der Ausgangsstoffe und des Reaktionsprodukts aussagen?

Stoffe, die an der Reaktion von Magnesium mit Kohlendioxid beteiligt sind

7

In ein Gefäß mit Kohlendioxid wird erhitztes Magnesium gebracht.

Bei der chemischen Reaktion von Magnesium mit Kohlendioxid entstehen Magnesiumoxid und Kohlenstoff (/ Experiment 7).

Chemische Reaktion	2 Mg + CO_2 → 2 MgO + C			
Namen der Stoffe	Magnesium	Kohlendioxid	Magnesiumoxid	Kohlenstoff
Eigenschaften der Stoffe (Bedingungen des Normzustandes)	fest metallisch glänzend	gasförmig farblos	fest weiß	fest schwarz
Chemische Bindung zwischen den Teilchen der Stoffe	Metallbindung	Atombindung (polar)	Ionenbeziehung	Atombindung (nicht polar)
Teilchen, aus denen die Stoffe aufgebaut sind	Metallatome, Metall-Ionen und frei bewegliche Elektronen	Moleküle	Ionen	Atome
Arten der Kristalle	Metallkristalle		Ionenkristalle	Atomkristalle

1. Erläutere die Stoffumwandlung bei der Reaktion von Magnesium mit Kohlendioxid!
2. Vergleiche Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte hinsichtlich der Art der vorliegenden Teilchen!
3. Beschreibe am Beispiel des Elements Magnesium den Unterschied zwischen einem Atom und einem Ion!
4. Beschreibe die Art der chemischen Bindung zwischen den Teilchen der Stoffe, die an der Reaktion von Kohlendioxid mit Magnesium unter Bildung von Magnesiumoxid und Kohlenstoff beteiligt sind!
5. Erläutere die Anziehungskräfte, auf denen die chemische Bindung zwischen den Teilchen der Stoffe Magnesium, Magnesiumoxid und Kohlenstoff beruht!

Aufgaben zur Festigung 15

1. Kennzeichne Gemeinsamkeiten und Unterschiede von Atom und Ion eines Elements!
2. Kennzeichne wesentliche Merkmale der chemischen Bindung!
   a) Nenne Arten der chemischen Bindung und ihre Unterscheidungsmerkmale!
   b) Gib zu jeder Art der chemischen Bindung einen Stoff an, zwischen dessen Teilchen diese vorliegt! Natriumchlorid, Salz
   c) Nenne die Gemeinsamkeit aller Arten der chemischen Bindung!
3. Warum ist die polare Atombindung (Beispiel: Chlorwasserstoff HCl) keine besondere Art der chemischen Bindung, sondern eine Form der Atombindung?
4. Erläutere die Polarität der chemischen Bindungen im Wassermolekül!
5. Magnesium reagiert mit Sauerstoff zu Magnesiumoxid.
   a) Entwickle die chemische Gleichung!
   b) Beschreibe diese chemische Reaktion als Stoffumwandlung, die mit Energieumwandlungen verbunden ist, und als Veränderung von Teilchen!
   c) Begründe aus dem Bau der Stoffe einige Eigenschaften der an dieser chemischen Reaktion beteiligten Stoffe!
   d) Berechne die Masse von Magnesiumoxid, die bei der Verbrennung von 6 g Magnesium entsteht!
6. Worauf beruht die chemische Bindung zwischen den Wasserstoffatomen im Wasserstoffmolekül?
7. Kennzeichne Gemeinsames und Unterschiedliches von Ionenbeziehung und Metallbindung!
8. Schätze die Polarität der chemischen Bindung zwischen den Teilchen (Atomen, Ionen) folgender Stoffe ab: Sauerstoff, Magnesiumoxid und Magnesiumchlorid! Berechne dazu die Differenz der Elektronegativitätswerte der Elemente! Beurteile, bei welchen Stoffen zwischen den Teilchen Atombindung beziehungsweise Ionenbeziehung vorherrscht!

Säuren

Viele Stoffe haben sauren Geschmack. Du weißt zum Beispiel, daß Obstsäfte, Fruchtbonbons, Sauerkraut, Speiseessig und Quark sauer schmecken. Alle diese Produkte sind Stoffgemische. Sie enthalten mindestens einen Stoff, der den sauren Geschmack bedingt und als Säure bezeichnet wird. In den genannten Produkten liegen meist Säuren mit komplizierter chemischer Zusammensetzung vor. Häufig werden solche Säuren nach ihrem Vorkommen in der Natur benannt. Eine Säure im Saft der Zitrone heißt Zitronensäure. Beim Sauerwerden der Milch entsteht durch Bakterien Milchsäure. Die Säuren sind wie die Oxide eine Klasse chemischer Verbindungen.
Wichtige Säuren, die im Laboratorium und in der Industrie verwendet werden, sind Chlorwasserstoffsäure (Salzsäure) HCl, Salpetersäure HNO_3, Schwefelsäure H_2SO_4, schweflige Säure H_2SO_3, Kohlensäure H_2CO_3 und Phosphorsäure H_3PO_4.

Eigenschaften und Verwendung der Schwefelsäure 16

8 Vorsicht! Auf ein Stück Zellstoff-, Baumwoll- oder Leinengewebe wird ein Tropfen konzentrierter Schwefelsäure gebracht.

9 Vorsicht! Zucker oder Zellstoffwatte werden mit konzentrierter Schwefelsäure benetzt.

Reine **konzentrierte Schwefelsäure** ist eine farblose, ölige Flüssigkeit, die bei 20 °C die Dichte 1,84 $\frac{g}{cm^3}$ hat. Im Laboratorium und in der Industrie werden konzentrierte und verdünnte Schwefelsäure verwendet. In 100 g konzentrierter Schwefelsäure sind 96 g reine Schwefelsäure und 4 g Wasser enthalten. Man spricht deshalb von 96%iger Schwefelsäure. Sie ist ein Gift und wirkt stark ätzend. Die handelsübliche **verdünnte Schwefelsäure** ist dagegen nur 9%ig. Sie wird nicht zu den Giften gerechnet. Da sie aber auch ätzend wirkt, ist mit verdünnter Schwefelsäure ebenfalls äußerst vorsichtig zu arbeiten. ① / S. 41
Schwefelsäure gehört zu den wichtigsten Grundchemikalien. Sie wird in der chemischen Industrie und auch in anderen Industriezweigen vielfältig verwendet (Abb. 28). In der Deutschen Demokratischen Republik werden jährlich etwa eine Million Tonnen Schwefelsäure produziert. Eine hohe Schwefelsäureproduktion ist beispielsweise Voraussetzung für die Produktivität unserer Landwirtschaft. Mit Hilfe der Schwefelsäure werden hochwertige Düngemittel wie Superphosphat oder Ammoniumsulfat hergestellt, die eine Ertragssteigerung von Getreide, Gemüse und Obst ermöglichen. Die Flüssigkeit in den Starterbatterien der Autos ist eine etwa 37%ige Schwefelsäure. ② Bedeutende Anlagen zur Herstellung von Schwefelsäure befinden sich in unserer Republik zum Beispiel im VEB Chemiekombinat Bitterfeld, Betrieb Farbenfabrik Wolfen, im VEB Chemiewerk Coswig (Anhalt) und im VEB Chemiewerk Nünchritz.

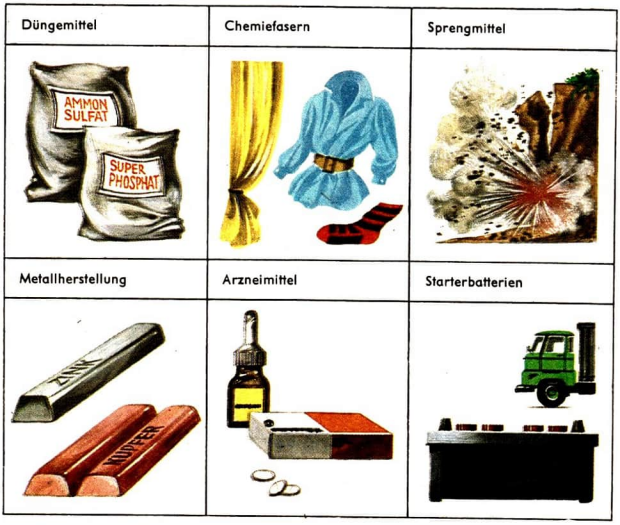


Abb. 28 Beispiele für die Verwendung der Schwefelsäure

Immer, wenn mit Schwefelsäure gearbeitet werden muß, ist dem Arbeits- und Gesundheitsschutz größte Beachtung zu schenken. Schwefelsäure darf nicht mit der Haut, mit Einrichtungsgegenständen oder Kleidungsstücken in Berührung kommen, da sonst schwere Schäden auftreten können (/ Experiment 8, S. 39). Die zerstörende Wirkung der Schwefelsäure läßt sich gut beobachten, wenn wir sie auf Zucker oder Zellstoffwatte einwirken lassen (/ Experiment 9, S. 39). Diese Stoffe sind Kohlenhydrate, die aus den Elementen Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff aufgebaut sind. Konzentrierte Schwefelsäure entzieht diesen Verbindungen Wasserstoff und Sauerstoff in Form von Wasser. Kohlenstoff bleibt zurück und verursacht die Schwarzfärbung der Rückstände.

Umgang mit Säuren 17

10 ▼ Vorsicht! Konzentrierte Schwefelsäure wird unter Umrühren in dünnem Strahl in Wasser gegossen. Die Temperaturen des Wassers und der entstehenden Lösung sind zu messen.

Nicht nur Schwefelsäure, sondern auch viele andere Säuren und ihre Lösungen wirken schädigend auf den menschlichen Organismus. Sie sind giftig und wirken stark ätzend. Sie können Kleidungsstücke und andere Gegenstände, selbst solche aus Me-

① Welche Masse 100%ige Schwefelsäure ist in 250 g verdünnter Schwefelsäure (9%ig) enthalten?

② Informiere dich bei einem Kraftfahrer über Aufbau, Funktion und Pflege einer Starterbatterie!

③ Warum dürfen Chemikalien nicht auf ihren Geschmack geprüft werden?

④ Betrachte in einer Verkaufsstelle Flaschen für Essigessenz und Brennspiritus! Vergleiche ihre Form mit der von Getränkeflaschen! Begründe erkannte Unterschiede!

⑤ Vergleiche die Dichte des Wassers mit der Dichte konzentrierter Schwefelsäure! Begründe, warum beim Verdünnen von Schwefelsäure ständig gerührt werden muß!

tall, zerstören. Damit Schäden durch giftige Stoffe verhindert werden können, gilt in der Deutschen Demokratischen Republik das **„Gesetz über den Verkehr mit Giften" (Giftgesetz)**. Darin werden giftige Stoffe ihrer Gefährlichkeit nach in zwei Abteilungen eingeteilt. In der Abteilung 1 sind die Stoffe mit der stärksten Giftwirkung erfaßt. Dazu gehören beispielsweise Zyanwasserstoffsäure (Blausäure) HCN und Quecksilberoxid HgO. Schwefelsäure, Salzsäure sowie Salpetersäure und ihre Lösungen mit über 15% Säureanteil gehören zu den Giften der Abteilung 2. Gefäße, in denen Gifte aufbewahrt werden, müssen entsprechend den Festlegungen des Giftgesetzes besonders beschriftet und gekennzeichnet werden (Abb. 29). Es ist grundsätzlich verboten, Gifte und andere gefährliche Stoffe in Flaschen oder andere Gefäße zu füllen, die sonst für die Aufbewahrung von Nahrungs- oder Genußmitteln bestimmt sind (z. B. Getränkeflaschen, Honiggläser). Die Mißachtung dieses Verbotes kann zu lebensgefährlichen Unfällen führen. ③ ④







Abb. 29 Beschriftung von Chemikalienflaschen für Gifte der Abteilung 1 und Gifte der Abteilung 2

Mit Säuren muß äußerst vorsichtig gearbeitet werden. Besonders die Augen sind vor Säurespritzern zu schützen. Säure oder Säurelösung, die auf Haut, Kleidung oder Einrichtungsgegenstände gelangt ist, muß sofort mit reichlich Wasser abgespült werden. Besondere Vorsicht ist beim Verdünnen von konzentrierter Schwefelsäure, Salpetersäure oder Salzsäure mit Wasser geboten, denn es tritt dabei eine starke Erwärmung auf (/ Experiment 10, S. 40). Bei unsachgemäßem Arbeiten kann das benutzte Gefäß zerspringen oder Säurelösung verspritzen. Damit solche Gefahren nicht entstehen, muß stets **erst das Wasser** in das Gefäß gefüllt werden. Unter Umrühren wird **dann die Säure** in dünnem Strahl zugegossen. ⑤

▶ **Wegen der giftigen und ätzenden Wirkung vieler Säuren muß sehr vorsichtig und gewissenhaft mit ihnen gearbeitet werden.**
Beim Herstellen verdünnter Säurelösungen wird stets erst das Wasser in ein Gefäß gegossen und dann die konzentrierte Säure zugegeben.

Eigenschaften von Säuren

18

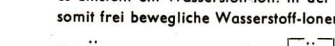
11 ▼ Destilliertes Wasser sowie verdünnte Salzsäure, Schwefelsäure und Phosphorsäure werden nacheinander auf ihr Leitvermögen für elektrischen Strom geprüft (/ Abb. 17, S. 26).

12 ▼ Je eine Probe von verdünnter Salzsäure, Schwefelsäure, schwefliger Säure und Phosphorsäure wird mit Lackmusfarbstoff, je eine weitere mit Unitestfarbstoff versetzt.

Die wäßrigen Lösungen von Säuren leiten den elektrischen Strom gut. Bei destilliertem Wasser kann mit einfachen Meßgeräten keine Leitfähigkeit festgestellt werden (/ Experiment 11). Voraussetzung für das elektrische Leitvermögen eines Stoffes ist das Vorhandensein von beweglichen Teilchen, die elektrische Ladungen tragen. ① ②

Warum können Säurelösungen den elektrischen Strom leiten?

Betrachten wir als Beispiel die Salzsäure! Salzsäure ist die Lösung von Chlorwasserstoff in Wasser. In den Molekülen von Chlorwasserstoff liegt polare Atombindung zwischen je einem Wasserstoffatom und einem Chloratom vor. Das an der Atombindung beteiligte Elektronenpaar wird stärker vom Chloratom angezogen. Beim Lösen wird die Bindung im Chlorwasserstoffmolekül durch die Einwirkung der Wassermoleküle gespalten. Dabei verbleibt das Bindungselektronenpaar beim Chloratom. Aus dem Chloratom entsteht ein Chlorid-Ion. Das Wasserstoffatom verliert sein Elektron, und es entsteht ein Wasserstoff-Ion. In der Lösung von Chlorwasserstoff in Wasser liegen somit frei bewegliche Wasserstoff-Ionen und Chlorid-Ionen vor.



Ein solcher Vorgang, bei dem im Ergebnis einer Bindungsspaltung frei bewegliche Ionen auftreten, heißt **Dissoziation**[1]. Wie Salzsäure enthalten auch die anderen Säurelösungen frei bewegliche Ionen. Deshalb können sie elektrischen Strom leiten. Die **Säuren dissozieren**, wenn sie in Wasser gelöst werden. In jeder Säurelösung sind frei bewegliche elektrisch positiv geladene **Wasserstoff-Ionen** vorhanden. Die verschiedenen elektrisch negativ geladenen Ionen in den Säurelösungen werden als **Säurerest-Ionen** bezeichnet. Bei vielen Säuren sind die Säurerest-Ionen zusammengesetzte Ionen, die mehrere Elemente enthalten (Tab. 10). ③

Tabelle 10 Wichtige Säuren und ihre Säurerest-Ionen

Säure		Säurerest-Ion	
Name	Formel	Name	Chemisches Zeichen
Chlorwasserstoffsäure	HCl	**Chlorid**-Ion	Cl^-
Salpetersäure	HNO_3	**Nitrat**-Ion	NO_3^-
Schwefelsäure	H_2SO_4	**Sulfat**-Ion	SO_4^{2-}
schweflige Säure	H_2SO_3	**Sulfit**-Ion	SO_3^{2-}
Kohlensäure	H_2CO_3	**Karbonat**-Ion	CO_3^{2-}
Phosphorsäure	H_3PO_4	**Phosphat**-Ion	PO_4^{3-}

[1] dissoziare (lateinisch) = trennen

① Lies im Lehrbuch (/ S. 35) über die Metallbindung nach und begründe, warum Metalle elektrischen Strom leiten können!

② Lies im Lehrbuch (/ S. 27) nach, unter welchen Bedingungen Verbindungen mit Ionenbeziehung den elektrischen Strom leiten!

③ Beschreibe an Hand der Formeln für Salpetersäure, Schwefelsäure und Phosphorsäure und der chemischen Zeichen des Nitrat-, Sulfat- und Phosphat-Ions den Zusammenhang zwischen der Anzahl Wasserstoffatome in einem Säuremolekül und der Anzahl negativer elektrischer Ladungen des entsprechenden Säurerest-Ions.

④ Lies folgende Dissoziationsgleichungen und gib in Worten wieder, was sie aussagen!

$H_2SO_3 \rightleftarrows 2\,H^+ + SO_3^{2-}$

$H_2CO_3 \rightleftarrows 2\,H^+ + CO_3^{2-}$

⑤ Entwickle und interpretiere die Dissoziationsgleichungen für a) Schwefelsäure, b) Chlorwasserstoffsäure, c) Phosphorsäure und d) Salpetersäure! Vergleiche sie und bilde eine Wortgleichung, die für die Dissoziation aller Säuren gelten kann!

⑥ Prüfe Speiseessig, saure Milch und Fruchtsaft mit einem Indikator, und erkläre deine Beobachtung!

► **Säuren sind Verbindungen, deren wäßrige Lösungen frei bewegliche elektrisch positiv geladene Wasserstoff-Ionen und frei bewegliche elektrisch negativ geladene Säurerest-Ionen enthalten.**

Um die Dissoziation einer chemischen Verbindung in der chemischen Zeichensprache auszudrücken, verwendet man **Dissoziationsgleichungen**.

■ $HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$

Diese Dissoziationsgleichung lautet in Worten:
„Chlorwasserstoffsäure **dissoziiert** in Wasserstoff-Ionen und Chlorid-Ionen."
Wasserstoff-Ionen und Chlorid-Ionen liegen im Zahlenverhältnis 1:1 vor. Der Doppelpfeil gibt an, daß sich unter bestimmten Bedingungen aus den frei beweglichen Ionen wieder die undissoziierte Verbindung bilden kann. Das Aufstellen von Dissoziationsgleichungen kann nach einer Schrittfolge (/ S. 44) vorgenommen werden. ④ ⑤
Lackmusfarbstoff und Unitestfarbstoff verändern bei der Zugabe zu Säurelösungen ihre Farbe. In beiden Fällen tritt Rotfärbung auf (/ Experiment 12, S. 42). Beide Farbstoffe zeigen auf diese Weise an, daß eine Säurelösung vorliegt. Stoffe, die durch Farbänderung das Vorhandensein anderer Stoffe oder bestimmter Teilchen anzeigen, heißen **Indikatoren**[1]. Die Indikatoren Lackmus und Unitest dienen zum **Nachweis** saurer Lösungen. Sie lassen aber nicht erkennen, welche Säure vorliegt. Das gleichartige Verhalten eines Indikators gegenüber allen Säuren in Lösung ist darauf zurückzuführen, daß alle diese Lösungen frei bewegliche Wasserstoff-Ionen enthalten. Die verschiedenartigen Säurerest-Ionen beeinflussen dagegen die Farbe des Indikators nicht. ⑥

► **Indikatoren für Säuren zeigen durch Farbumschlag das Vorliegen frei beweglicher Wasserstoff-Ionen in einer Lösung an. Sie dienen zum Nachweis für Säurelösungen.**

[1] indicare (lateinisch) = anzeigen

Schrittfolge zum Aufstellen von Dissoziationsgleichungen

Schritte	■ Gleichung für die Dissoziation von Schwefelsäure
1. Entwickeln der Wortgleichung	Schwefelsäure $\rightleftharpoons$ Wasserstoffionen + Sulfationen
2. Einsetzen der Formel für die Säure und der chemischen Zeichen für die Ionen	H_2SO_4 H^+ SO_4^{2-}
3. Berechnen der Faktoren, die vor die chemischen Zeichen der Ionen zu schreiben sind, mit Hilfe des kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Anzahl der Ladungen der Ionen	2 1
4. Schreiben der Dissoziationsgleichung (Der Faktor 1 wird nicht geschrieben!)	$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2\,H^+ + SO_4^{2-}$
5. Probe: Überprüfen der Gleichheit der Anzahlen positiver und negativer elektrischer Ladungen auf der Seite der Ionen	$+ \quad 2 \cdot 1 = 2$ $- \quad 1 \cdot 2 = 2$ $2 = 2$

Darstellung von Säurelösungen 19

13 ▼ **Schwefeldioxid wird in einem verschlossenen Gefäß mit Wasser geschüttelt. Die Flüssigkeit ist danach mit einem Indikator zu prüfen! (/ Ch-SE, Experiment 12, S. 24)**

Die Darstellung von schwefliger Säure gelingt, wenn Schwefeldioxid und Wasser miteinander reagieren (/ Experiment 13).

■ Verbrennt man Schwefel, so bildet sich gasförmiges Schwefeldioxid. Es löst sich in Wasser und reagiert mit ihm. Als Reaktionsprodukt entsteht schweflige Säure, die in wäßriger Lösung dissoziiert vorliegt.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$
$$H_2SO_3 \rightleftharpoons 2\,H^+ + SO_3^{2-}$$
$$\overline{SO_2 + H_2O \longrightarrow 2\,H^+ + SO_3^{2-}}$$

Durch die Farbänderung eines Indikators kann nachgewiesen werden, daß sich die Lösung einer Säure gebildet hat.

① Kohlensäure entsteht durch chemische Reaktion von Kohlendioxid mit Wasser.
Entwickle die chemische Gleichung!
Entwickle die Dissoziationsgleichung der Kohlensäure!

Phosphorsäure läßt sich auf ähnlichem Wege darstellen. Diphosphorpentoxid reagiert mit Wasser zu Phosphorsäure, die in wäßriger Lösung ebenfalls dissoziiert vorliegt.

$$P_2O_5 + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3PO_4$$
$$2\,H_3PO_4 \rightleftarrows 6\,H^+ + 2\,PO_4^{3-}$$
$$\overline{P_2O_5 + 3\,H_2O \longrightarrow 6\,H^+ + 2\,PO_4^{3-}}$$

Schwefelsäure entsteht bei der chemischen Reaktion von Schwefeltrioxid mit Wasser. ①

▶ **Die Lösungen einiger Säuren können durch die chemische Reaktion der entsprechenden Nichtmetalloxide mit Wasser dargestellt werden.**

Bei den Beispielen zur Darstellung von Säurelösungen sind chemische Gleichungen verschiedener Art aufgeführt. Zuerst ist die übliche chemische Gleichung angegeben. Ihr folgt die Dissoziationsgleichung für die Säure. Die jeweils dritte Gleichung ist eine **chemische Gleichung in Ionenschreibweise**. Solche chemischen Gleichungen berücksichtigen, welche Ausgangsstoffe oder Reaktionsprodukte dissoziiert vorliegen. Wenn eine chemische Gleichung in Ionenschreibweise aufgestellt werden soll, kann man nach folgender Schrittfolge vorgehen.

Schrittfolge zum Aufstellen von chemischen Gleichungen in Ionenschreibweise

Schritte	■ Chemische Gleichung in Ionenschreibweise für die Reaktion von Schwefeltrioxid mit Wasser
1. Entwickeln der chemischen Gleichung für die chemische Reaktion	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
2. Aufschreiben der chemischen Zeichen der Stoffe, die nicht dissozieren	$SO_3 \quad H_2O$
3. Ermitteln der chemischen Zeichen der Ionen der dissozierten Stoffe mit ihren Faktoren	$2\,H^+ \quad SO_4^{2-}$
4. Zusammenstellen der chemische Gleichung in Ionenschreibweise	$SO_3 + H_2O \rightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$

Aufgaben zur Festigung

1. Benenne die durch folgende Formeln angegebenen chemischen Verbindungen und gib die teilchenmäßige Zusammensetzung ihrer Moleküle an: H_2CO_3, HNO_3, H_2SO_4, H_2SO_3, H_3PO_4!
2. Informiere dich über technische Produkte, von denen gesagt wird, daß sie „säurefest" sind!
3. Beschreibe, wie man vorgehen muß, wenn konzentrierte Salzsäure verdünnt werden soll!
4. Konzentrierte Salpetersäure ist ein Gift der Abteilung 2. Beschreibe, wie eine Flasche für konzentrierte Salpetersäure gekennzeichnet sein muß!
5. Welche Masse haben 3 mol Salpetersäure, 2 mol Phosphorsäure beziehungsweise 2 mol schweflige Säure?
6. Gib an, welche in Tabelle 10 (/ S. 42) aufgeführten Säuren sauerstoffhaltig und welche sauerstofffrei sind!
7. Ergänze folgende Tabelle und erläutere, was die einzelnen Dissoziationsgleichungen aussagen!

Name der Säure	Dissoziationsgleichung	Name des Säurerest-Ions
Chlorwasserstoffsäure	$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$	Chlorid-Ion
schweflige Säure	$H_2SO_3 \rightleftharpoons 2\,H^+ + SO_3^{2-}$	Sulfit-Ion
Salpetersäure	$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$	Nitrat-Ion
Schwefelsäure	$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2\,H^+ + SO_4^{2-}$	Sulfat-Ion
Phosphorsäure	$H_3PO_4 \rightleftharpoons 3\,H^+ + PO_4^{3-}$	Phosphat-Ion

8. In den sogenannten Heimsprudlern wird Kohlendioxid (aus der Patrone) in Wasser gepreßt. Die entstehende Lösung färbt Unitestfarbstoff rot. Erkläre diese Erscheinung!
9. Welche Masse Schwefeltrioxid ist zur Herstellung von 1 Mill. t Schwefelsäure, etwa der Jahresproduktion in der DDR, erforderlich?
10. Welche Masse Phosphor muß oxydiert werden, damit aus dem entstandenen Diphosphorpentoxid 1 kg 100%ige Phosphorsäure hergestellt werden kann?

Basen

In unseren Städten und Gemeinden entstehen neue Häuser, neue Wohngebiete. Ältere Wohngebiete werden rekonstruiert. Ein großzügiges Wohnungsbauprogramm wird in unserer Republik verwirklicht. Dabei werden viele Baustoffe benötigt. Zu den wichtigen Baustoffen gehören Mörtel und Putz, die aus Sand und Kalkhydrat $Ca(OH)_2$ hergestellt werden. In der Landwirtschaft dient Kalkhydrat zur Verbesserung des Bodens, wenn dieser für den Anbau von Kulturpflanzen zu sauer ist. Auch in Gärten können die Erträge durch „Kalken" des Bodens verbessert werden.
Kalkhydrat, in der Chemie Kalziumhydroxid (Calciumhydroxid) genannt, gehört zur Stoffklasse der Basen. Andere Basen sind Natriumhydroxid NaOH, Kaliumhydroxid KOH, Magnesiumhydroxid $Mg(OH)_2$ und Bariumhydroxid $Ba(OH)_2$.

Eigenschaften und Verwendung von Kalziumhydroxid und Natriumhydroxid 21

Kalziumhydroxid ist ein fester, pulvriger, weißer Stoff, der nur wenig in Wasser löslich ist. Er wird auch **Ätzkalk** genannt. Ausgangsstoff für die Herstellung von Kalziumhydroxid ist Kalziumoxid, das aus dem häufig vorkommenden Kalkstein gewonnen wird. Kalziumhydroxid für technische Zwecke wird auch **Löschkalk** oder **Kalkhydrat** genannt. Es ist die billigste technisch verwendete Base. In der Bauindustrie dient es in breiiger Aufschlämmung im Gemisch mit Sand als Mörtel. Bei der Gewinnung von Zucker aus Zuckerrüben wird sehr viel Kalziumhydroxid als Hilfsstoff eingesetzt, um den Rübensaft von unerwünschten Bestandteilen zu befreien. Im Laboratorium und auch im Unterricht verwendet man eine Lösung von Kalziumhydroxid unter dem Namen **Kalkwasser**.
Natriumhydroxid ist ein fester, weißer, kristalliner Stoff. Es wird in Form von Stangen, Schuppen oder Plätzchen in den Handel gebracht und manchmal auch als Ätznatron bezeichnet. Natriumhydroxid löst sich sehr gut in Wasser. Natriumhydroxidlösung wird auch als **Natronlauge** bezeichnet. Konzentrierte Natronlauge ist 33%ig. Natriumhydroxid gehört wie Schwefelsäure zu den wichtigen Grundchemikalien der chemischen Industrie und anderer Industriezweige (Abb. 30).

■ Natriumhydroxid wird zum Beispiel für die Herstellung von Seifen, Feinwaschmitteln, Viskosekunstseide und Zellwolle benötigt. Ein wichtiger Herstellerbetrieb für Natriumhydroxid ist der VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld.

Mit Basen und ihren Lösungen muß sehr vorsichtig gearbeitet werden. Basen sind giftig und wirken ätzend auf die Haut. Besonders die Augen müssen vor Spritzern von Baselösung geschützt werden. Verspritzte Baselösung ist mit viel Wasser wegzuspülen. Basen und ihre Lösungen wirken auch zerstörend auf Kleidungsstücke und



Abb. 30 Beispiele für die Verwendung von Natriumhydroxid

andere Gegenstände. Die meisten Lacke und Plaste sind säurefest. Durch Baselösungen werden sie jedoch stark angegriffen. Abbeizpasten, die zum Entfernen alter Lackanstriche dienen, enthalten Basen.

Gefäße für Basen und Baselösungen müssen vorschriftsmäßig gekennzeichnet sein (/ Abb. 29, S. 41). Natriumhydroxid, Kaliumhydroxid, ihre konzentrierten Lösungen und Bariumhydroxid sowie Bariumhydroxidlösung sind Gifte der Abteilung 2. Auch Natriumhydroxid- und Kaliumhydroxidlösungen, die einen Hydroxidanteil über 5% haben, sind Gifte der Abteilung 2.

Kalziumhydroxid und Natriumhydroxid sind technisch wichtige Basen, die vielfältig Verwendung finden. Wegen der Giftigkeit und ätzenden Wirkung vieler Basen muß man sehr vorsichtig mit ihnen arbeiten.

Zusammensetzung und Eigenschaften von Basen 22

14 Lösungen von Natrium-, Kalium- und Kalziumhydroxid werden nacheinander auf elektrisches Leitvermögen geprüft (/ Abb. 17, S. 26).

15 Jeweils eine Probe der Lösungen von Natrium-, Kalium-, Kalzium- und Bariumhydroxid wird mit Lackmus und je eine weitere Probe mit Unitest-Indikator versetzt.

Kalziumhydroxid, Natriumhydroxid und andere Basen sind feste Stoffe, in denen Ionenbeziehung zwischen **Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen OH^-** vorliegt. Hydroxid-Ionen sind zusammengesetzte Ionen, die die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff enthalten. Bei Natriumhydroxid sind Natrium-Ionen und Hydroxid-Ionen im Zahlenverhältnis 1:1 ähnlich wie bei Natriumchlorid in einem Ionenkristall geordnet. In den Stoffen Magnesiumhydroxid, Kalziumhydroxid und Bariumhydroxid sind die Metall-Ionen elektrisch zweifach positiv geladen (Mg^{2+}, Ca^{2+}, Ba^{2+}). In diesen Basen liegen Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen im Zahlenverhältnis 1:2 vor. Um in den Formeln dieser Stoffe das Zahlenverhältnis anzugeben, werden die Symbole für Sauerstoff und Wasserstoff zusammen in eine Klammer gesetzt und die Verhältniszahl durch eine tiefgestellte Zahl hinter der Klammer angegeben. Die Formel für Kalziumhydroxid $Ca(OH)_2$ lesen wir: „Ca, OH in Klammern, zweimal."

① Stelle mit Hilfe der Schrittfolge (/ S. 49) die Formeln für Kalium-, Kalzium- und Bariumhydroxid auf!

② Welche Masse haben 3 mol Kaliumhydroxid beziehungsweise 2 mol Bariumhydroxid?

③ Erkläre, warum die Lösung von Kaliumhydroxid elektrischen Strom leiten kann!

④ Entwickle die Dissoziationsgleichungen für die Dissoziation von
a) Kaliumhydroxid, b) Kalziumhydroxid, c) Magnesiumhydroxid, d) Bariumhydroxid und interpretiere die Dissoziationsgleichungen!

⑤ Formuliere eine Wortgleichung, die für die Dissoziation aller Basen gilt!

Die Formel eines Hydroxids kann nach der Schrittfolge für das Aufstellen der Formeln für Oxide ermittelt werden. Statt mit den Wertigkeiten der Elemente wird dabei mit der Anzahl der Ladungen der Ionen gearbeitet. ① ②

Schritte	■ Formel für Magnesiumhydroxid
1. Feststellen der in dem Hydroxid vorliegenden Ionen und ihrer chemischen Zeichen	Mg^{2+} OH^-
2. Berechnen des kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Anzahl der Ionenladungen	2
3. Feststellen des Zahlenverhältnisses, in dem die Ionen vorliegen	1 : 2
4. Angeben der Formel	$Mg(OH)_2$

Da Basen bereits im festen Zustand aus Ionen aufgebaut sind, kann man erwarten, daß diese Ionen beim Lösen in Wasser frei beweglich werden. Wenn die Basen beim Lösen tatsächlich dissoziieren, so müßten Baselösungen ähnlich wie Säurelösungen elektrischen Strom leiten. Diese Voraussage kann man experimentell prüfen (/ Experiment 14, S. 48). Das Experiment zeigt, daß Baselösungen elektrischen Strom leiten. Damit wird bestätigt, daß Baselösungen frei bewegliche Ionen enthalten. ③

■ $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$

Natriumhydroxid — Natrium-Ionen — Hydroxid-Ionen

Das Entwickeln von Dissoziationsgleichungen für die Dissoziation von Basen kann nach der Schrittfolge, die für Säuren eingeführt wurde (/ S. 44), erfolgen. ④ ⑤

▶ **Basen sind Verbindungen, deren wäßrige Lösungen frei bewegliche elektrisch positiv geladene Metall-Ionen und frei bewegliche elektrisch negativ geladene Hydroxid-Ionen enthalten. Diese frei beweglichen Ionen bedingen das elektrische Leitvermögen der Baselösungen.**

Alle Baselösungen wirken in gleicher Weise auf bestimmte Indikatoren. Sie färben zum Beispiel Lackmus- sowie Unitestfarbstoff blau (↗ Experiment 15, S. 48). Die Indikatoren zeigen so an, daß die Lösung einer Base vorliegt. Sie lassen aber nicht erkennen, um welche Base es sich handelt. Die Lösungen aller Basen enthalten Hydroxid-Ionen. Die Metall-Ionen sind dagegen in den einzelnen Baselösungen verschieden. Die Hydroxid-Ionen bedingen die Wirkung der Baselösungen auf Indikatoren.

▶ **Indikatoren für Basen zeigen durch Farbumschlag das Vorliegen von Hydroxid-Ionen an. Sie dienen so zum Nachweis für Basen.**

Darstellung von Baselösungen 23

16 ▼ Je eine Probe von Magnesiumoxid beziehungsweise Kalziumoxid wird in einem Reagenzglas mit Wasser übergossen und etwas erwärmt. Die entstehenden Gemische werden filtriert und die Filtrate mit einem Indikator geprüft (↗ Ch-SE Experiment 13, S. 25).

17 ▼ Vorsicht! Ein sorgfältig entrindetes kleines Stück Natrium wird in Wasser gegeben. Die entstehende Flüssigkeit wird mit einem Indikator geprüft.

18 ▼ Vorsicht! Ein Kalziumspan wird unter Wasser gehalten. Das entstehende Gas ist pneumatisch aufzufangen und auf Brennbarkeit zu prüfen. Die entstehende Lösung wird mit einem Indikator geprüft.

Verschiedene Säuren können durch chemische Reaktion der entsprechenden Nichtmetalloxide mit Wasser dargestellt werden. Ob sich Baselösungen durch chemische Reaktion der entsprechenden Metalloxide mit Wasser darstellen lassen, können wir mit Hilfe von Experimenten untersuchen.

①

Bringt man Kalziumoxid oder Magnesiumoxid in Wasser und erwärmt, so bilden sich milchig-trübe Gemische. Die verwendeten Metalloxide und auch deren Reaktionsprodukte mit Wasser lösen sich nicht vollständig. Durch Filtrieren der Gemische erhält man farblose Lösungen, die Unitestfarbstoff blau färben. Daraus kann geschlossen werden, daß die entstandenen Lösungen Baselösungen sind, die frei bewegliche Hydroxid-Ionen enthalten (↗ Experiment 16, S. 50).

■ Kalziumoxid reagiert mit Wasser zu Kalziumhydroxid, das in Lösung dissoziiert vorliegt.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$
$$Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\,OH^-$$
$$\overline{CaO + H_2O \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,OH^-}$$

In ähnlicher Weise läßt sich auch eine Lösung von Bariumhydroxid darstellen. Werden Kupfer(II)-oxid oder Blei(II)-oxid in Wasser gegeben, so entstehen keine Baselösungen.

② ③

▶ **Die Lösungen von Magnesium-, Kalzium- und Bariumhydroxid können durch chemische Reaktion der entsprechenden Metalloxide mit Wasser dargestellt werden.**

① Wie kann man prüfen, ob beim Zusammenbringen eines Metalloxids mit Wasser eine Baselösung entsteht?

② Welche Masse Kalziumoxid müßte mit dem ausreichenden Volumen Wasser chemisch reagieren, wenn die entstehende Lösung 1,5 g Kalziumhydroxid enthalten soll?

③ Welche Masse Magnesiumoxid hat mit Wasser chemisch reagiert, wenn dabei 3,1 g Magnesiumhydroxid entstanden sind?

④ Wie unterscheiden sich Wasserstoff und Sauerstoff, und wie werden sie nachgewiesen?

⑤ Nenne die Arten der chemischen Bindung, die im Natrium, im Natriumhydroxid, im Wasser und im Wasserstoff vorliegen!

⑥ Entwickle für die Reaktion von Kalzium mit Wasser die chemische Gleichung in Ionenschreibweise!

Werden Natrium oder Kalzium zu Wasser gegeben, so deuten ein zischendes Geräusch und aufsteigende Blasen auf die Bildung eines gasförmigen Reaktionsproduktes hin. Beide Metalle reagieren mit Wasser und werden schließlich völlig umgesetzt. Prüft man die entstehenden Lösungen mit einem Indikator, so läßt sich das Vorliegen einer Baselösung nachweisen (/ Experiment 17, S. 50). Das entstehende Gas kann pneumatisch aufgefangen werden. Wird an das Gas ein brennender Holzspan gehalten, dann entzündet es sich und brennt ruhig ab. An der Wandung des Standzylinders bildet sich ein Beschlag von Wassertröpfchen. Daraus ist zu schließen, daß sich bei einer solchen chemischen Reaktion außer einer Baselösung als zweites Reaktionsprodukt Wasserstoff gebildet hat (/ Experiment 18, S. 50). ④

■ Reagiert Natrium mit Wasser, so entstehen gasförmiger Wasserstoff und Natriumhydroxid, das in Lösung dissoziiert vorliegt! ⑤

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2$$
$$2\,NaOH \rightleftharpoons 2\,Na^+ + 2\,OH^-$$
$$\overline{2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,Na^+ + 2\,OH^- + H_2}$$

Entsprechende chemische Reaktionen laufen auch ab, wenn Kalium oder Kalzium mit Wasser zusammengebracht werden. ⑥

► **Die Lösungen von Natrium-, Kalium- und Kalziumhydroxid können durch chemische Reaktion der entsprechenden Metalle mit Wasser dargestellt werden. Als weiteres Reaktionsprodukt entsteht dabei Wasserstoff.**

Vergleich von Säuren und Basen 24

Vergleich der Dissoziation von Säuren und Basen

In Säuremolekülen liegen polare Atombindungen vor. Bei Basen liegt Ionenbeziehung zwischen Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen vor. Sowohl Säuren als auch Basen dissoziieren beim Lösen in Wasser. Dabei werden unter dem Einfluß der Wassermoleküle chemische Bindungen gelöst. Die Wassermoleküle bewirken, daß anziehende Kräfte zwischen den Teilchen in den Säuremolekülen beziehungsweise in den Ionen-

kristallen der Basen überwunden werden. In der chemischen Zeichensprache werden solche Vorgänge durch Dissoziationsgleichungen ausgedrückt. Die frei beweglichen Ionen in den Lösungen der Säuren bzw. Basen bedingen wesentliche Eigenschaften dieser Lösungen, z. B. deren elektrisches Leitvermögen.① ② ③ ④

Vergleich der Darstellung von Säure- und Baselösungen

Wird die Darstellung von Lösungen sauerstoffhaltiger Säuren mit der von Baselösungen verglichen, so sind Gemeinsamkeiten und Unterschiede erkennbar.

■ $SO_2 + H_2O \longrightarrow 2\,H^+ + SO_3^{2-}$
$CaO + H_2O \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,OH^-$

Bei beiden chemischen Reaktionen sind Wasser und ein Oxid Ausgangsstoffe. In beiden Lösungen liegen frei bewegliche Ionen vor. Ob die entstehende Lösung sauer oder basisch ist, richtet sich danach, ob ein Nichtmetalloxid oder ein Metalloxid mit Wasser reagiert hat. Einige Baselösungen lassen sich auch durch chemische Reaktion von Metallen mit Wasser darstellen (↗ Tab. 11).⑤

Tabelle 11 Darstellung von Säure- beziehungsweise Baselösungen

Darstellung von Säurelösung ■ H_2SO_4; H_2SO_3 H_3PO_4; H_2CO_3	Nichtmetalloxid + Wasser ⟶ Säurelösung
Darstellung von Baselösung ■ $Ca(OH)_2$; $Ba(OH)_2$	Metalloxid + Wasser ⟶ Baselösung
Darstellung von Baselösung ■ NaOH; $Ca(OH)_2$ KOH; $Ba(OH)_2$	Metall + Wasser ⟶ Baselösung + Wasserstoff

Saure, basische und neutrale Lösungen

19 ▼ Verdünnte Schwefelsäure, verdünnte Natronlauge und Wasser werden mit Lackmuspapier und Unitestpapier geprüft.

20 ▼ Wäßrige Lösungen unbekannter Zusammensetzung werden mit Lackmuspapier oder Unitestpapier geprüft.

21 ▼ In je einem Reagenzglas werden 1 ml Speiseessig (10%ig) beziehungsweise 4 Tropfen Speiseessig mit Wasser zu 5 ml Lösung aufgefüllt. Die Lösungen werden mit Unitestpapier geprüft.

Bei der Prüfung von Säurelösungen und Baselösungen ist ein Farbumschlag der Indikatorpapiere festzustellen (↗ Experiment 19). Bei Säurelösungen bedingen die Wasserstoff-Ionen (↗ S. 43) und bei Baselösungen die Hydroxid-Ionen (↗ S. 50) den Farbumschlag. Die Lösungen reagieren **sauer** oder **basisch**. In Wasser ist Unitestpapier gelbgrün gefärbt. Wasser reagiert weder sauer noch basisch. Es wird deshalb als **neutral**[1] bezeichnet. Auch Lösungen von Stoffen, die keine Säuren oder Basen sind,

[1] neutrum (lateinisch) = keines von beiden

① Lies folgende Dissoziationsgleichungen und interpretiere sie!

$HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$

$H_2CO_3 \rightleftarrows 2\,H^+ + CO_3^{2-}$

② Entwickle die Dissoziationsgleichungen für Salzsäure und schweflige Säure und interpretiere sie!

③ Entwickle die Dissoziationsgleichungen für Natriumhydroxid und Kaliumhydroxid und erkläre, warum darin keine Faktoren auftreten!

④ Entwickle mit Hilfe der Schrittfolge (↗ S. 44) die Dissoziationsgleichungen für die Säuren mit den Formeln H_2SO_4 und HNO_2 (salpetrige Säure)!

⑤ Entwickle die chemische Gleichung für die Darstellung von Magnesiumhydroxid aus Magnesiumoxid! Leite daraus eine chemische Gleichung in Ionenschreibweise ab!

können neutral sein. Beispielsweise ist eine Kochsalzlösung neutral. Mit Hilfe geeigneter Indikatoren kann geprüft werden, ob eine unbekannte Lösung sauer, basisch oder neutral ist (↗ Experiment 20).

▶ **Mit Hilfe von Indikatoren kann festgestellt werden, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch ist. Wasser ist neutral.**

Bei der Untersuchung von Lösungen genügt es oft nicht, nur festzustellen, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch ist. Sauer ist eine Lösung immer dann, wenn in ihr Wasserstoff-Ionen vorliegen. Je nach der Menge der Wasserstoff-Ionen kann eine Lösung stark oder schwach sauer sein. Beispielsweise ist verdünnte Schwefelsäure (9%ig) stark sauer. Die im Heimsprudler hergestellte Lösung von Kohlensäure ist dagegen sehr schwach sauer. Entsprechend kennen wir auch stark basische und schwach basische Lösungen. Mit Hilfe von Universalindikatoren wie Unitest können solche Unterschiede festgestellt werden. Je nach dem, wie stark sauer oder basisch eine Lösung ist, wird die Farbe des Indikators verändert. Diese Unterschiede können auch durch eine Zahlenangabe gekennzeichnet werden. Dazu werden die Zahlen 0 bis 14 verwendet. Diese Zahlenangabe wird als **pH-Wert** bezeichnet (Abb. 31). Saure Lösungen haben danach pH-Werte von 0 bis 6,9. Der pH-Wert 7 gibt an, daß eine Lösung neutral ist. Basische Lösungen haben pH-Werte von 7,1 bis 14.

pH-Wert	0 1 2	3 4 5 6	7	8 9 10	11 12 13 14
Eigenschaft der Lösung	stark sauer	schwach sauer	neutral	schwach basisch	stark basisch
	Wasserstoff-Ionen H^+			Hydroxid-Ionen OH^-	

Abb. 31 pH-Wert-Skale

▶ **Die Zahlenangabe zur Unterscheidung saurer, neutraler oder basischer Lösungen wird pH-Wert genannt.**

Die Feststellung des pH-Wertes von Lösungen ist für die Untersuchung von Bodenproben in der Landwirtschaft, von Wasserproben bei der Fischzucht, von Nahrungsmitteln und Lösungen in der chemischen Industrie, der Biologie und der Medizin von

großer Bedeutung. Beispielsweise werden bei Weizen besonders gute Erträge erzielt, wenn der Boden einen pH-Wert zwischen 6,5 und 7,5 hat. Kartoffeln benötigen Böden mit einem pH-Wert zwischen 5,9 und 6,5. Gesundes menschliches Blut hat den pH-Wert 7,4, während Magensaft pH-Werte zwischen 0,9 und 1,5 haben kann. Zitronensaft hat den pH-Wert 2,3 und saure Milch den pH-Wert 4,4.

Experimente als Mittel zum Kenntnisgewinn

Im Chemieunterricht und in den anderen naturwissenschaftlichen Fächern wurden bisher schon häufig Experimente eingesetzt, um neue Kenntnisse zu gewinnen.
Experimente werden oft durchgeführt, um physikalische Eigenschaften oder das chemische Verhalten von Stoffen zu *ermitteln*.

■ So läßt sich beispielsweise im Experiment feststellen, daß sich ein Stoff in Wasser löst oder daß ein Stoff beim Erhitzen an der Luft oxydiert. Bei wäßrigen Lösungen von Säuren konnte durch Experimente ermittelt werden, daß sie elektrischen Strom leiten (/ Experiment 11, S. 42).

Nach der Durchführung solcher Experimente kann man die beobachteten *Erscheinungen beschreiben*. Soll aber *erklärt* werden, *warum* eine bereits festgestellte Erscheinung auftritt, dann ist nach den Gründen und Bedingungen für ihr Auftreten zu suchen.

■ Beispielsweise ist das elektrische Leitvermögen von Metallen, Säurelösungen und Baselösungen damit zu erklären, daß in diesen Stoffen frei bewegliche Träger elektrischer Ladungen vorliegen.

Oft reicht aber unser Wissen nicht aus, um eine Erklärung für eine Erscheinung zu geben. In solchen Fällen versucht man, eine *Vermutung über die Gründe für das Auftreten der Erscheinung* aufzustellen. Solche Vermutungen werden in der Wissenschaft Hypothesen genannt.

■ Wenn zum Beispiel bei Experimenten beobachtet wurde, daß sowohl verdünnte Salzsäure als auch verdünnte Schwefelsäure Unitest-Indikator rot färben (/ Experiment 12, S. 42), so ergibt sich die Frage, warum beide Säurelösungen gleichartig wirken. Eine Erklärung ist gesucht! Ein Vergleich der Dissoziationsgleichungen beider Säuren führt zu einer Vermutung über die Gründe für die Erscheinung. Die aus den bisherigen Kenntnisse abgeleitete Vermutung könnte lauten:
Verdünnte Salzsäure und verdünnte Schwefelsäure wirken *wahrscheinlich deshalb* gleichartig auf Unitest-Indikator, *weil* beide Lösungen frei bewegliche Wasserstoff-Ionen enthalten.

Um zu sicheren Kenntnissen zu gelangen, müssen aber wissenschaftlich begründete Vermutungen auf ihre Wahrheit hin überprüft werden. Dabei spielen Experimente eine entscheidende Rolle! Aus den Vermutungen müssen *experimentell prüfbare Folgerungen* abgeleitet werden.
Solche experimentell prüfbaren Folgerungen wären für die genannte Vermutung folgende:

- Wenn das Vorliegen frei beweglicher Wasserstoff-Ionen der Grund für die Rotfärbung von Unitest-Indikator wäre, dann müßten auch Lösungen von Salpetersäure, Phosphorsäure und schwefliger Säure Rotfärbung von Unitest-Indikator hervorrufen, weil sie ebenfalls frei bewegliche Wasserstoff-Ionen enthalten.
- Wenn das Vorliegen frei beweglicher Wasserstoff-Ionen der Grund für die Rotfärbung von Unitest-Indikator wäre, dann dürfte Natriumchloridlösung keine Rot-

① Suche in deinen Experimentprotokollen nach Beispielen, bei denen ein Experiment eingesetzt wurde, um a) eine Vermutung über den Grund einer Erscheinung, b) eine Vermutung über das Auftreten einer Erscheinung zu prüfen!

färbung hervorrufen, weil sie keine frei beweglichen Wasserstoff-Ionen, sondern Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen (/ S. 27) enthält.

Nachdem solche Folgerungen abgeleitet sind, werden *Experimente zur Überprüfung der Folgerungen geplant und durchgeführt.* Nach der Durchführung der Experimente werden die erhaltenen *Beobachtungsergebnisse mit den Folgerungen verglichen.* Stimmen die Beobachtungsergebnisse in allen Fällen mit den Folgerungen überein, so gelangt man zu der Überzeugung, daß die Aussage über die Gründe für die Erscheinung wahr ist.

Experimente dienen auch dazu, begründete *Vermutungen über das Auftreten noch nicht festgestellter Erscheinungen* zu überprüfen.

■ Auf Grund des Wissens darüber, daß man aus Kalziumoxid und Wasser eine Baselösung erhält (/ Experiment 16, S. 50) und darüber, daß Kalziumoxid und Magnesiumoxid beide Metalloxide sind, kann man zu der *Voraussage* gelangen, daß vermutlich auch aus Magnesiumxoid und Wasser eine Baselösung entstehen könnte. Auch in diesem Falle müssen aus der Vermutung *experimentell prüfbare Folgerungen* abgeleitet werden, wie beispielsweise:

- Wenn aus Magnesiumoxid und Wasser eine Baselösung entstehen kann, dann müßte die Lösung Unitest-Indikator blau färben.
- Wenn aus Magnesiumoxid und Wasser eine Baselösung entstehen kann, dann müßte die Lösung elektrischen Strom leiten.

Experimente können nun zeigen, daß die entstehende Lösung elektrischen Strom leitet und Unitest-Indikator blau färbt. Damit sind die *Folgerungen bestätigt,* und wir können daraus schließen, daß die geäußerte *Voraussage richtig* war.

Experimente zeigen aber auch, daß Vermutungen falsch sein können.

■ Wenn bekannt ist, daß sowohl Magnesiumoxid als auch Kalziumoxid und Bariumoxid mit Wasser Baselösungen bilden, könnte man leicht zu der Vermutung gelangen, daß alle Metalloxide mit Wasser Baselösungen bilden. Demzufolge müßte man auch aus Kupfer(II)-oxid und Wasser eine Baselösung erhalten. Im Experiment läßt sich aber in diesem Falle keine Lösung feststellen, die elektrischen Strom leitet oder Unitest-Indikator blau färbt. Das Experiment zeigt so, daß die verallgemeinernde Vermutung nicht mit der Wirklichkeit übereinstimmt, also falsch ist. Bekanntlich bilden nur bestimmte Metalloxide mit Wasser Baselösungen.

Vergleicht man das Vorgehen beim Einsatz von Experimenten zum Überprüfen von Vermutungen über die Gründe von Erscheinungen oder über noch nicht festgestellte Erscheinungen, so erkennt man gleiche **Arbeitsschritte:**

1. **Ableiten von experimentell prüfbaren Folgerungen aus den Vermutungen**
2. **Planen und Durchführen der Experimente und Beschreiben ihrer Ergebnisse**
3. **Vergleichen der Beobachtungsergebnisse mit den zu prüfenden Folgerungen und Schließen auf die Richtigkeit des Vermuteten**

Im Unterricht werden wie in vielen Wissenschaften Experimente eingesetzt, um neue Erscheinungen feststellen zu können und wissenschaftlich begründete Vermutungen zu überprüfen. ①

Neutralisation

22 ▼ **Verdünnte Natriumhydroxidlösung wird in einem Becher oder Erlenmeyerkolben mit einigen Tropfen Unitest-Indikator versetzt (Abb. 32). Mit Hilfe einer Pipette oder Bürette wird der Lösung tropfenweise und unter Umrühren verdünnte Salzsäure zugesetzt (↗ Ch-SE Experiment 14, S. 26).**

23 ▼ **Von je 100 ml verdünnter Salzsäure und verdünnter Natriumhydroxidlösung wird die Temperatur bestimmt, die der Zimmertemperatur gleich sein soll. Danach werden die Lösungen in einem Thermosgefäß vereinigt. Die Temperatur der entstandenen Lösung wird gemessen.**

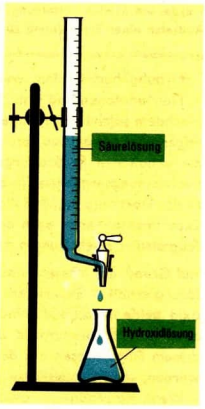


Abb. 32 Geräteanordnung zur Neutralisation einer Baselösung durch eine Säurelösung

Werden zu verdünnter Natriumhydroxidlösung einige Tropfen Unitestlösung gegeben, so zeigt die Blaufärbung der Lösung an, daß diese basisch ist und Hydroxid-Ionen enthält. Die Zugabe von verdünnter Salzsäure bewirkt eine Farbänderung des Indikators (↗ Experiment 22). Nach Zusatz der ersten Tropfen Salzsäure ist in der Lösung noch keine Veränderung zu erkennen. Erst wenn ein bestimmtes Volumen Salzsäure zur Baselösung getropft wird, verändert sich die Farbe des Indikators plötzlich nach Gelbgrün und zeigt an, daß die entstandene Lösung neutral ist. Die anfangs durch den Indikator in der Lösung angezeigten Hydroxid-Ionen sind nicht mehr vorhanden. Durch die Salzsäure sind Wasserstoff-Ionen in die Lösung gelangt. Die Wasserstoff-Ionen reagieren mit den Hydroxid-Ionen zu Wassermolekülen. Die Hydroxid-Ionen werden verbraucht, und die entstehende Lösung ist neutral. Der Indikator zeigt durch Farbänderung an, wann alle Hydroxid-Ionen durch die Wasserstoff-Ionen gebunden worden sind.

Wie eine chemische Gleichung in ausführlicher Ionenschreibweise verdeutlicht, wird das gleiche Ergebnis auch erzielt, wenn man Natriumhydroxidlösung zu Salzsäure tropft.

$$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$$

Auch andere Säurelösungen reagieren mit Baselösungen. Dabei vereinigen sich stets Wasserstoff-Ionen mit Hydroxid-Ionen zu Wassermolekülen.

Jede chemische Reaktion einer Säurelösung mit einer Baselösung wird als **Neutralisation** bezeichnet.

Für alle Neutralisationsreaktionen gilt eine chemische Gleichung in verkürzter Ionenschreibweise.

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

① Entwickle die chemischen Gleichungen in ausführlicher Ionenschreibweise für die Reaktionen von
a) Kaliumhydroxid mit Schwefelsäure,
b) Kalziumhydroxid mit Salpetersäure,
c) Natriumhydroxid mit Kohlensäure,
d) Bariumhydroxid mit Salzsäure!

② Welche chemische Reaktion findet unter anderem statt, wenn auf einen sauren Ackerboden Kalkhydrat als Düngemittel ausgestreut wird?

③ Berechne, welche Massen reine Salpetersäure mit
a) 10 g Magnesiumhydroxid,
b) 20 g Natriumhydroxid,
c) 25 g Kaliumhydroxid in Lösung reagieren müssen, damit Neutralisation erfolgt!
Lege den Berechnungen die chemischen Gleichungen zugrunde!

Durch Messen und Vergleich der Temperaturen ist feststellbar, daß eine bei einer Neutralisation entstehende Lösung unmittelbar nach der chemischen Reaktion eine höhere Temperatur als die Ausgangslösungen (/ Experiment 23) hat. Bei der chemischen Reaktion zwischen Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen wird Wärme abgegeben. ① ② ③

► **Die Neutralisation ist eine chemische Reaktion, bei der aus Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen Wassermoleküle gebildet werden. Bei jeder Neutralisation wird Wärme abgegeben.**

Aufgaben zur Festigung 26

1. Erkläre, warum eine Lösung von Kalziumhydroxid in Wasser den elektrischen Strom leiten kann!
2. Entwickle die chemischen Gleichungen für die chemischen Reaktionen, die vom Metall ausgehend über das Metalloxid zu a) Magnesiumhydroxidlösung, b) Bariumhydroxidlösung führen!
3. Entwickle die chemischen Gleichungen für die chemischen Reaktionen, die a) ausgehend vom Metall direkt und b) vom Metall über das Metalloxid zu Kalziumhydroxidlösung führen!
4. Ordne die Stoffe, die durch folgende Formeln gekennzeichnet sind, den Säuren beziehungsweise Basen zu: $Ca(OH)_2$, KOH, HNO_3, NaOH, H_2CO_3, H_2SO_4!
5. Entwickle die chemische Gleichung für die Darstellung von Phosphorsäure! Leite daraus eine chemische Gleichung in Ionenschreibweise ab!
6. Entwickle die chemischen Gleichungen in ausführlicher Ionenschreibweise für die Neutralisation von a) Natriumhydroxid mit Schwefelsäure und b) Kalziumhydroxid mit Phosphorsäure!
7. Bestimme, welche Stoffmengen Salpetersäure, schweflige Säure oder Phosphorsäure zur Neutralisation von 1 mol Kaliumhydroxid benötigt werden!
8. Welche Masse Magnesiumhydroxid ist erforderlich, um 9 g Schwefelsäure zu neutralisieren?

Salze

Der Stoff Natriumchlorid wird im täglichen Leben als Kochsalz oder einfach als Salz bezeichnet. Nicht zufällig werden in verschiedenen Ländern einem Gast zur Begrüßung Salz und Brot gereicht. Kochsalz ist ein lebensnotwendiger Bestandteil der menschlichen Nahrung. Es ist aber auch ein wichtiger Rohstoff für die chemische Industrie. In der Chemie wird durch den Begriff Salz eine ganze Klasse von Stoffen bezeichnet, zu der Natriumchlorid NaCl ebenso gehört wie Kaliumchlorid KCl oder Magnesiumchlorid $MgCl_2$. Andere Salze sind beispielsweise Kaliumnitrat KNO_3, Kupfer(II)-sulfat $CuSO_4$, Kalziumkarbonat (Calciumcarbonat) $CaCO_3$, Kalziumsulfat $CaSO_4$ und Natriumkarbonat Na_2CO_3.

Vorkommen und Bedeutung einiger Salze 27

Kochsalz sowie einige andere für die chemische Industrie und andere Industriezweige, einschließlich der Landwirtschaft, wichtigen Salze kommen in der Natur als reine Stoffe oder Stoffgemische vor. Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über große natürliche **Salzlagerstätten**, die besonders in den Bezirken Magdeburg, Halle, Erfurt und im Nordwesten des Bezirkes Suhl liegen. Die natürlichen Salzgesteine in den Lagerstätten enthalten vorwiegend Natriumchlorid, Kaliumchlorid, Kaliumsulfat, Magnesiumchlorid, Magnesiumsulfat und Kalziumsulfat, oft in Gemischen unterschiedlicher Zusammensetzung.

Die Salzlagerstätten haben sich im Verlauf der Erdentwicklung durch Verdunsten von Meerwasser gebildet. Die Bestandteile der Salze wurden und werden durch das Regenwasser aus dem Erdboden herausgelöst und mit dem Flußwasser ins Meer befördert. Unter Einwirkung der Sonnenwärme verdunstet ständig Wasser aus dem Meer, und die Salze reichern sich im Meerwasser an. Die Salzlagerstätten bildeten sich aus Meeresteilen, die durch geologische Verschiebungen vom offenen Meer abgeschnitten wurden. Hier konnte das Wasser völlig verdunsten. Die Salze lagerten sich auf Grund ihrer unterschiedlichen Löslichkeit schichtweise ab und erlangten Mächtigkeiten von mehreren hundert Metern. In der Regel wurden sie in der Folge von anderen Gesteinen und Mineralien überdeckt.

Heute fördern in unserer Republik volkseigene Betriebe des Steinsalz- und Kalibergbaus die Salze, um sie für die chemische Aufbereitung und Nutzung zu gewinnen. Jährlich werden in der DDR über 30 Mill. t Rohsalze verschiedener Zusammensetzung gefördert.

Kalziumkarbonat kommt in natürlichen Lagerstätten als Marmor, Kalkstein und Kreide vor. In manchen Ländern sind ganze Gebirge aus Kalkstein aufgebaut, z. B. die Weiße Tatra, das Balkangebirge und die Dolomiten.

In der DDR befinden sich große Kreidevorkommen auf der Insel Rügen. Große Kalksteinvorkommen befinden sich in den Bezirken Halle und Erfurt.

① Begründe die Bedeutung der Düngung mit mineralischen Düngemitteln für die Steigerung landwirtschaftlicher Erträge! Nutze dazu deine Kenntnisse aus dem Biologieunterricht!

② Suche auf der Karte der Deutschen Demokratischen Republik (/ Atlas) die Standorte der Kali-, Stickstoff- und Phosphatdüngemittelindustrie unserer Republik auf und trage sie, unterschiedlich gekennzeichnet, in eine Umrißkarte ein!

Natriumchlorid wird überwiegend bergmännisch als Steinsalz aus den Salzlagerstätten gefördert. Es wird aber auch unterirdisch natürlich oder künstlich durch Wasser gelöst, als Kochsalzlösung, auch Sole genannt, gefördert und durch Verdampfen des Wassers als *Siedesalz* gewonnen.
Kochsalz dient zum Würzen von Speisen und zur Konservierung von Nahrungsmitteln. Physiologische Kochsalzlösung (0,75%ig) wird in der Medizin bei Blutverlusten eingesetzt. Für diese und ähnliche Zwecke werden jedoch nur 5% des gewonnenen Natriumchlorids verbraucht. Die übrigen 95% dienen als Rohstoff für die chemische Industrie. Durch die chemische Verarbeitung werden aus Natriumchloridlösung eine große Anzahl Natrium- und Chlorverbindungen gewonnen.
Natürliche Solquellen, die Natriumchlorid enthalten, werden für medizinische Heilkuren bei Erkrankungen der Atmungsorgane (z. B. Asthma) genutzt. In Volkssolbädern wie Bad Salzelmen, Bad Sulza, Bad Kösen, Bad Frankenhausen und Bad Salzungen finden jährlich Tausende von Bürgern unserer Republik durch Solebäder und Inhalationen von salzhaltiger Luft Heilung und Erholung.
Magnesiumchlorid ist Bestandteil der Lösungen, die vom Straßenwinterdienst zum Eisfreihalten der Straßen und Autobahnen verwendet werden.
Salzgemische, die Kalzium-, Kalium-, Magnesium-, Nitrat-, Sulfat- oder Phosphat-Ionen enthalten, werden als *mineralische Düngemittel* verwendet. Durch die Produktion von mineralischen Düngemitteln unterstützt unsere chemische Industrie die Landwirtschaft. Der Einsatz dieser Düngemittel (Abb. 33) erhöht die Bodenfruchtbarkeit wesentlich, und der Ertrag der landwirtschaftlichen Produktion steigt. ① ②
Betriebe wie der VEB Kalikombinat „Werra" Merkers (Rhön), der VEB Kombinat Kali- und Steinsalzbetriebe „Saale" und der VEB Kaliwerk Zielitz fördern und verarbeiten mit modernen technischen Anlagen hochwertige Kalisalze für den ständig steigenden Bedarf unserer sozialistischen Landwirtschaft und für den Export (Abb. 34).
Im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht", im VEB Chemiekombinat Bitterfeld und im VEB Stickstoffwerk Piesteritz werden stickstoffhaltige Düngemittel produziert. Phosphat-



Abb. 33 Düngesalze werden vom Flugzeug aus auf die Felder einer landwirtschaftlichen Kooperationsgemeinschaft gestreut

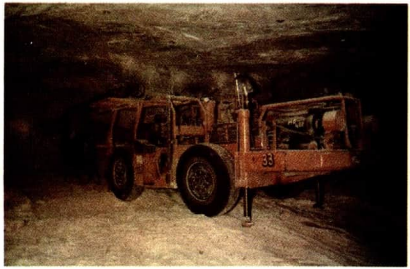


Abb. 34 Im Kalibergbau ermöglichen moderne Anlagen die Steigerung der Arbeitsproduktivität

haltige Düngesalze stellen in unserer Republik vor allem der VEB Chemiewerk Coswig (Anhalt) und der VEB Schwefelsäure- und Superphosphatwerk Salzwedel her. Die phosphathaltigen Rohstoffe importieren wir aus der Sowjetunion.
Kalziumkarbonat ist unentbehrlicher Rohstoff für die Bauindustrie, die große Mengen an Branntkalk (Kalziumoxid), Kalkhydrat (Kalziumhydroxid) und Zement für den Wohnungs- und Industriebau benötigt. Diese Erzeugnisse werden durch die chemische Verarbeitung von Kalkstein gewonnen. Außerdem verarbeitet die Düngemittelindustrie Kalziumkarbonat. Aus Kalziumkarbonat hergestelltes Kalziumoxid ist Ausgangsstoff zur Herstellung von Kalziumkarbid (Calciumcarbid) CaC_2, das wiederum Ausgangsstoff für die Produktion von Plasten und Elasten ist.

Zusammensetzung von Salzen 28

Aufbau der Salze

Salze sind feste Stoffe, die aus Ionen aufgebaut sind. Wie ihr schon wißt, sind in einem Natriumchloridkristall Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen gesetzmäßig geordnet (↗ Abb. 16, S. 25). Die anziehenden Kräfte zwischen den elektrisch entgegengesetzt geladenen Ionen bedingen die Anordnung der Ionen im Ionenkristall und die hohe Schmelztemperatur der Stoffe (↗ S. 26). Wie bei Natriumchlorid liegt auch bei anderen Salzen Ionenbeziehung zwischen elektrisch positiv geladenen **Metall-Ionen** und elektrisch negativ geladenen **Säurerest-Ionen** vor. In welchem Zahlenverhältnis die Ionen mit entgegengesetzter elektrischer Ladung in einem Ionenkristall enthalten sind, hängt von der Anzahl der Ladungen der beteiligten Ionen ab. ①
Die Form der Ionenkristalle und ihre Farbe sind abhängig von der Art der beteiligten Ionen. Durch die Art der enthaltenen Ionen ist auch bedingt, ob und wie giftig bestimmte Salze sind. So sind alle löslichen Kupfersalze, zum Beispiel Kupfer(II)-sulfat, Gifte der Abteilung 2 (Abb. 35).



Abb. 35 Vorschriftsmäßige Kennzeichnung für ein giftiges Salz der Abteilung 2

① Vergleiche für a) Kupfer(II)-sulfat $CuSO_4$, b) Magnesiumnitrat $Mg(NO_3)_2$ die Anzahl der Ladungen der Ionen und das Zahlenverhältnis der Ionen!

② Nenne die Ionen, aus denen Natriumsulfit, Kalziumsulfat beziehungsweise Eisen(III)-chlorid bestehen!

Namen der Salze

Die Namen der Salze werden gebildet aus:

1. dem Namen des Elementes, zu denen das Metall-Ion gehört,
2. der Wertigkeit des Elementes, wenn es in verschiedenen Wertigkeiten auftreten kann
   (Angaben in römischer Ziffer, in Klammern gesetzt und mit einem Bindestrich versehen) und
3. dem Bestimmungswort aus dem Namen des Säurerest-Ions.

Formel des Salzes	Chemische Zeichen der Ionen	Name und Wertigkeit des Elementes, zu dem die Metall-Ionen gehören		Bestimmungswort im Namen des Säurerest-Ions
$CuSO_4$	Cu^{2+}; SO_4^{2-}	Kupfer	(II)-	sulfat
		Kupfer(II)-sulfat		
KNO_3	K^+; NO_3^-	Kalium		nitrat
		Kaliumnitrat		

Die Bestimmungswörter in dem Namen der Säurerest-Ionen enden bei sauerstofffreien Säuren auf **id**, bei Säuren mit niedrigerem Sauerstoffanteil auf **it** und bei Säuren mit höherem Sauerstoffanteil auf **at**.

Chlor**id**-Ion Säurerest-Ion der Salzsäure HCl
Sulf**it**-Ion Säurerest-Ion der schwefligen Säure H_2SO_3
Sulf**at**-Ion Säurerest-Ion der Schwefelsäure H_2SO_4

Aus dem Namen eines Salzes läßt sich dessen Zusammensetzung aus Metall-Ionen und Säurerest-Ionen ermitteln. ②
Mit Hilfe der Namen ist es möglich, die Formeln der Salze aufzustellen. Dafür wird die Schrittfolge, die schon beim Aufstellen der Formeln der Oxide beziehungsweise der Basen angewandt wurde, verwendet.
Art und Anzahl der Ladungen der Ionen werden nicht mit in die Formel aufgenommen. Ist ein zusammengesetztes Ion in einer Formel mehrfach anzugeben, so wird dessen chemisches Zeichen ohne Ladungsangabe in Klammern gesetzt und die Verhältniszahl dahinter als tiefgestellte Zahl geschrieben.

Kalziumphosphat (Calciumphosphat) ist ein Salz. Es ist bekannt, daß Salze aus Ionen aufgebaut sind. Man kann deshalb aus der Formel $Ca_3(PO_4)_2$ die Aussage ableiten, daß Kalziumphosphat aus Kalzium-Ionen Ca^{2+} und Phosphat-Ionen PO_4^{3-} besteht, die im Zahlenverhältnis 3:2 vorliegen.

Schrittfolge für das Aufstellen der Formeln von Salzen

Schritte	■ Aufstellen der Formel für Aluminiumsulfat
1. Feststellen der chemischen Zeichen der Ionen, aus denen das Salz aufgebaut ist	Al^{3+} SO_4^{2-}
2. Berechnen des kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Anzahl der Ionenladungen	6
3. Feststellen, in welchem Zahlenverhältnis die Ionen in der Verbindung vorliegen	2 : 3
4. Aufstellen der Formel für die Verbindung	$Al_2(SO_4)_3$

① ② ③ ④

Eigenschaften von Salzen und Salzlösungen 29

24 ▼ Gleiche Massen verschiedener Salze werden jeweils mit dem gleichen Volumen kalten Wassers versetzt. Es wird versucht, die Salze zu lösen (/ Ch-SE Experiment 15, S. 28).

25 ▼ Salzlösungen (aus Experiment 14), die einen Teil noch ungelöstes Salz enthalten, werden erwärmt und geschüttelt (/ Ch-SE Experiment 16, S. 29).

26 ▼ Eine heiße, nahezu gesättigte Lösung von Kaliumnitrat (aus Experiment 25) wird abgekühlt.

27 ▼ Lösungen von Natriumchlorid, Kupfer(II)-sulfat und Kaliumnitrat werden auf elektrisches Leitvermögen geprüft (/ Abb. 17, S. 26).

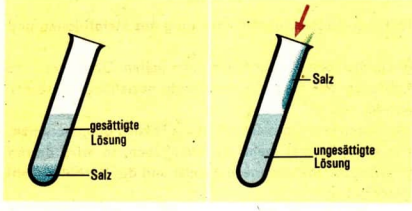


Abb. 36 Salzlösungen gesättigt (links); ungesättigt (rechts)

① Bilde die Namen der durch folgende Formeln bezeichneten Salze: a) Na_2SO_4, b) $Ca(NO_3)_2$, c) KCl, d) Na_2SO_3, e) $FeCl_3$, f) $MgCl_2$!

② Stelle die Formeln für folgende Salze auf:
a) Kaliumkarbonat, b) Eisen(II)-sulfat, c) Natriumsulfit, d) Magnesiumchlorid, e) Kupfer(II)-chlorid (/ Schrittfolge, S. 62)!

③ Stelle die Formeln für a) Eisen(III)-nitrat, b) Kupfer(II)-karbonat, c) Natriumphosphat, d) Magnesiumphosphat auf (/ Schrittfolge, S. 62)!

④ Berechne, welchen Massen a) 3 mol Natriumkarbonat und b) 2 mol Kaliumnitrat entsprechen!

⑤ Bei der chemischen Reaktion von Blei(II)-oxid mit heißer verdünnter Salzsäure entsteht eine Lösung von Blei(II)-chlorid. Erst nach dem Abkühlen der Lösung auf Zimmertemperatur bildet sich ein Niederschlag des Salzes. Erkläre diese Erscheinung! (/ Tab. 12, S. 63)

⑥ In je einem Reagenzglas werden gleiche Massen Natriumchlorid und Kaliumchlorid mit gleichen Volumen Wasser von 20 °C versetzt. In beiden Fällen bleibt ungelöstes Salz zurück. Entscheide, bei welchem der beiden Salze es sinnvoll ist, den Rückstand durch Erwärmen zu lösen! (/ Tab. 12, S. 63)

Löslichkeit von Salzen

Werden gleiche Massen verschiedener Salze in gleichen Volumen kalten Wassers gelöst, so gehen unterschiedliche Massen der einzelnen Salze in Lösung (/ Experiment 24). Chloride und andere Salze lösen sich in Wasser unterschiedlich gut. Die **Löslichkeit** ist eine meßbare Eigenschaft der Salze. Bleibt beim Lösen eines Salzes in Wasser ein ungelöster Rückstand, so ist das ein Zeichen dafür, daß dem Wasser mehr Salz zugefügt wurde, als sich darin lösen kann. Die entstandene Lösung kann das überschüssige Salz nicht mehr aufnehmen. Eine solche Lösung wird als **gesättigt** bezeichnet. Salzlösungen, die bei weiterer Zugabe des betreffenden Salzes dieses lösen können, sind dagegen **ungesättigt** (Abb. 36).
Werden gesättigte Salzlösungen zusammen mit dem ungelösten Rückstand erwärmt, dann löst sich meist weiteres Salz (/ Experiment 25). Die Löslichkeit des Salzes steigt in solchen Fällen mit der Temperatur. Sie ist temperaturabhängig. Deshalb muß bei der Angabe der Löslichkeit eines Salzes jeweils die Temperatur mit angegeben werden (Tab. 12, S. 63).
⑤ ⑥

Tabelle 12 Löslichkeit einiger Chloride in 100 g Wasser in Abhängigkeit von der Temperatur

Namen der Chloride	Formeln der Chloride	Löslichkeit in g bei			
		0 °C	20 °C	50 °C	100 °C
Silberchlorid	AgCl	0,000 089	0,000 154	0,000 546	0,002 170
Blei(II)-chlorid	$PbCl_2$	0,675	0,97	1,7	3,31
Kaliumchlorid	KCl	28,15	34,35	43,1	56,2
Natriumchlorid	NaCl	35,5	35,85	36,72	39,2

■ Eine gesättigte Kaliumchloridlösung enthält bei 20 °C 34,35 g Kaliumchlorid in 100 g Wasser. Wird diese gesättigte Lösung auf 100 °C erhitzt, dann ist sie wieder ungesättigt, denn bei 100 °C können 100 g Wasser 56,2 g Kaliumchlorid aufnehmen.

► **Die Eigenschaft der Salze, sich in Wasser zu lösen, wird als Löslichkeit der Salze bezeichnet. Die Löslichkeit von Salzen in Wasser ist temperaturabhängig. Man unterscheidet gesättigte und ungesättigte Lösungen. Die Temperaturabhängigkeit ist bei unterschiedlichen Salzen verschieden.**

Wird eine bei 100 °C gesättigte Lösung eines Salzes auf 20 °C abgekühlt, so scheidet sich bei der niedrigeren Temperatur die nicht mehr lösliche Masse des Salzes wieder als fester Stoff ab. Der nicht mehr lösliche Anteil des Salzes **fällt aus** und bildet einen **Niederschlag** (/ Experiment 26, S. 62). ①

Dissoziation von Salzen

Da Salze aus Ionen aufgebaut sind, dissoziieren sie beim Lösen in Wasser. Das Experiment 27 bestätigt, daß Lösungen von Salzen elektrischen Strom leiten. Diese Lösungen enthalten frei bewegliche Metall-Ionen und frei bewegliche Säurerest-Ionen als Ladungsträger. Wie bei Säuren und Basen werden auch für die Dissoziation von Salzen Dissoziationsgleichungen aufgestellt. Für diese Dissoziationsgleichungen gilt die zur Entwicklung von Dissoziationsgleichungen eingeführte Schrittfolge (/ S. 44).

■ Kupfer(II)-sulfat dissoziiert in Kupfer(II)-Ionen und Sulfat-Ionen. Kupfer(II)-Ionen und Sulfat-Ionen liegen im Zahlenverhältnis 1 : 1 in der Lösung vor. ② ③ ④ ⑤ ⑥

$$CuSO_4 \rightleftarrows Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

► **Salze sind Verbindungen, deren wäßrige Lösungen frei bewegliche elektrisch positiv geladene Metall-Ionen und frei bewegliche elektrisch negativ geladene Säurerest-Ionen enthalten.**

Chemische Reaktionen von Baselösungen mit Säurelösungen 30

28 ▼ Eine durch Neutralisation von Natriumhydroxidlösung mit Schwefelsäure entstandene Lösung wird auf elektrisches Leitvermögen geprüft (/ Abb. 17, S. 26).

29 ▼ Kleine Volumen von Baselösungen werden mit verdünnten Säuren neutralisiert und Tropfen der entstehenden Lösungen auf Objektträgern eingedampft.

Eine Lösung, die durch Neutralisation einer Baselösung mit einer Säurelösung entstanden ist, leitet den elektrischen Strom (/ Experiment 28). In der Lösung liegen frei bewegliche Metall-Ionen und Säurerest-Ionen vor. Diese Ionen bedingen das elektrische Leitvermögen der entstandenen Lösung. Bei der Neutralisation von Hydroxidlösung mit Säurelösung ist eine Salzlösung entstanden.

■ Bei der Neutralisation von Natriumhydroxidlösung mit verdünnter Schwefelsäure entsteht eine Natriumsulfatlösung.

$$2\,NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$$

① Eine bei 50 °C gesättigte Lösung von Kaliumchlorid in 100 g Wasser wird auf 20 °C abgekühlt. Welche Masse muß der sich bildende Niederschlag haben? (/ Tab. 12, S. 63)

② Interpretiere folgende Dissoziationsgleichungen:

$K_2SO_3 \rightleftarrows 2\,K^+ + SO_3^{2-}$

$Mg(NO_3)_2 \rightleftarrows Mg^{2+} + 2\,NO_3^-$

③ In der chemischen Industrie fallen oft Gemische von Salzlösungen an. So kann eine Lösung beispielsweise gleichzeitig Kalium-Ionen, Magnesium-Ionen, Sulfat-Ionen und Chlorid-Ionen enthalten. Welche Salze können zum Entstehen dieser Lösung geführt haben? Entwickle die Dissoziationsgleichungen für diese Salze!

④ Benenne folgende Verbindungen und entwickle die Dissoziationsgleichungen: a) KCl, KNO_3, $NaNO_3$, $MgSO_4$, $CuSO_4$, b) $MgCl_2$, Na_2SO_4, $Ca(NO_3)_2$, K_2CO_3, c) K_2SO_4, Na_2SO_3, $Mg_3(PO_4)_2$, $Cu(NO_3)_2$!

⑤ Entwickle die Dissoziationsgleichungen für Magnesiumsulfat, Natriumphosphat, Eisen(III)-chlorid, Kalziumchlorid und Kalziumphosphat und interpretiere sie!

⑥ Entwickle die Dissoziationsgleichungen für
a) 4 mol Natriumchlorid, b) 2 mol Kaliumsulfat, c) 3 mol Aluminiumchlorid!

⑦ Lösungen von Kaliumchlorid, Magnesiumsulfat, Kalziumnitrat und Natriumphosphat sind durch Neutralisation dargestellt worden. Entwickle für jede chemische Reaktion die chemische Gleichung in ausführlicher Ionenschreibweise!

⑧ Welche Masse Kaliumnitrat muß sich aus einer Lösung nach Verdampfen des Wassers abscheiden, wenn 15 g Kaliumhydroxid in Lösung mit Salpetersäure reagieren?

⑨ Welche Masse Natriumhydroxid reagiert mit Phosphorsäure, wenn 1 kg Natriumphosphat hergestellt wird?

Die chemische Gleichung in ausführlicher Ionenschreibweise lautet:

$2\,Na^+ + 2\,OH^- + 2\,H^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow 2\,H_2O + 2\,Na^+ + SO_4^{2-}$

Wird die Lösung eingedampft, so ordnen sich die Ionen zu Ionenkristallen (/ Experiment 29, S. 64). ⑦ ⑧ ⑨

$2\,Na^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow Na_2SO_4$

▶ **Eine Salzlösung kann durch Neutralisation einer Baselösung mit einer Säurelösung dargestellt werden. Durch Verdampfen des Lösungsmittels Wasser erhält man das feste Salz.**

Chemische Reaktionen von Metalloxiden mit Säurelösungen

31

30 ▼ **Kupfer(II)-oxid wird mit verdünnter Schwefelsäure vermischt und erwärmt. Die entstehende Lösung wird durch Filtrieren vom Rückstand getrennt und ein Teil davon eingedampft (/ Ch-SE Experiment 17, S. 30).**

31 ▼ **Magnesiumoxid wird mit verdünnter Salpetersäure vermischt und erwärmt. Die entstehende Lösung wird filtriert. Ein Teil des Filtrats wird eingedampft.**

Bei der Neutralisation einer Baselösung mit einer Säurelösung bildet sich die Lösung eines Salzes. Die Metall-Ionen des Salzes stammen dabei aus der Base, die eine Metallverbindung ist, während die Säure die Säurerest-Ionen liefert. Lassen sich Salze oder ihre Lösungen auch auf andere Weise darstellen? Metalloxide sind wie Basen Metallverbindungen. ①

Vielleicht ist es möglich, durch Reaktion eines Metalloxids, zum Beispiel Kupfer(II)-oxid, mit einer Säurelösung ein Salz darzustellen?

Diese Vermutung muß durch Experimente überprüft werden!

■ Bei der Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit verdünnter Schwefelsäure bildet sich eine blaue Lösung. Sie enthält Kupfer(II)-Ionen und Sulfat-Ionen, die Ionen des Salzes Kupfer(II)-sulfat (↗ Experiment 30, S. 65).

$$CuO + H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + CuSO_4$$

Die chemische Gleichung in ausführlicher Ionenschreibweise lautet:

$$CuO + 2\,H^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow H_2O + Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

Durch dieses Experiment wird die Voraussage bestätigt, daß das Salz Kupfer(II)-sulfat durch chemische Reaktion des betreffenden Metalloxids mit einer Säure darstellbar ist. Bei der chemischen Reaktion von Magnesiumoxid mit Salpetersäure entsteht eine farblose Lösung, aus der sich beim Eindampfen Kristalle von Magnesiumnitrat abscheiden (↗ Experiment 31, S. 65). ② ③ ④

► **Eine Salzlösung kann durch chemische Reaktion eines Metalloxids mit einer Säurelösung dargestellt werden.**

Solche chemischen Reaktionen werden in der Industrie und im Handwerk genutzt, um bei der Metallverarbeitung störende Oxidschichten von metallischen Werkstücken, beispielsweise auf Eisen, Zink oder Kupfer, zu entfernen. Häufig wird dazu Salzsäure verwendet. Die entstehenden leicht löslichen Chloride lassen sich gut mit Wasser fortspülen. Lötwasser, das zum Reinigen zu lötender Stellen an Metallen dient, ist eine salzsäurehaltige Lösung von Zinkchlorid. ⑤

Chemische Reaktionen von Metallen mit Nichtmetallen 32

32 ▼ Erhitztes Natrium wird in der Apparatur nach Abbildung 37 unter dem Abzug vollständig mit Chlor umgesetzt.



Abb. 37 Apparatur zum Überleiten von Chlor über Natrium

① Bestimme mit Hilfe der Elektronegativitätswerte der Elemente, welche Art chemischer Bindung in Kupfer(II)-oxid, Zinkoxid, Aluminiumoxid beziehungsweise Magensiumoxid vorliegt!

② Entwickle die chemischen Gleichungen in Ionenschreibweise für die chemischen Reaktionen von Magnesiumoxid mit Salpetersäure und Salzsäure!

③ Nenne Gemeinsamkeiten zwischen den chemischen Reaktionen von Metalloxiden mit Säurelösungen und den chemischen Reaktionen von Base- mit Säurelösungen!

④ Durch Reaktion von Metalloxid mit Säure werden a) 100 g Zinknitrat, b) 100 g Magnesiumsulfat und c) 200 g Kalziumchlorid dargestellt. Berechne, welche Masse des entsprechenden Metalloxids benötigt wird!

⑤ Ein an der Oberfläche oxydierter Kupferdraht wird in verdünnte Salzsäure getaucht. Welche chemische Reaktion findet statt? Entwickle die chemische Gleichung!

33 ▼ Unter dem Abzug wird ein glühender Eisendraht in einen mit Chlor gefüllten Standzylinder gehalten (Abb. 38).

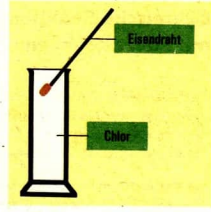


Abb. 38
Glühender Eisendraht in einem Standzylinder mit Chlor

Salze lassen sich in einigen Fällen durch unmittelbare chemische Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen darstellen.

■ Wird Chlorgas mit erhitztem Natrium zusammengebracht, so deuten helle Lichterscheinung und ein pulvriges, weißes Reaktionsprodukt darauf hin, daß eine chemische Reaktion stattgefunden hat. Natrium reagiert mit Chlor. Es bildet sich Natriumchlorid (/ Experiment 32, S. 66).

$2\ Na + Cl_2 \longrightarrow 2\ NaCl$

Natrium und Chlormoleküle sind aus Atomen aufgebaut. Natriumchlorid besteht aus Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen. Es handelt sich demnach um eine chemische Reaktion, bei der aus Atomen Ionen gebildet werden.

Natrium-Ionen bilden sich aus Natriumatomen durch **Elektronenabgabe** (/ S. 21).

$2\ Na \longrightarrow 2\ Na^+ + 2\ e^-$

Die Chloratome aus den Chlormolekülen werden durch **Elektronenaufnahme** zu Chlorid-Ionen (/ S. 21).

$$Cl_2 + 2\ e^- \longrightarrow 2 \left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \right]^-$$

Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme sind einander entgegengesetzte Vorgänge. Sie können bei chemischen Reaktionen stets nur gleichzeitig stattfinden. Es erfolgt nicht nur eine Umordnung von Teilchen, sondern eine Veränderung von Teilchen durch Elektronenübergang.

Eisen reagiert mit Chlor auch unter Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme. Das Reaktionsprodukt dieser chemischen Reaktion ist Eisen(III)-chlorid (/ Experiment 33, S. 67). Auf diese Weise können zum Beispiel Metalle mit Chlor oder Brom reagieren. Die Metallatome geben dabei jeweils Elektronen ab, und die Nichtmetallatome nehmen Elektronen auf. Die Anzahl der abgegebenen beziehungsweise aufgenommenen Elektronen entspricht jeweils der Wertigkeit, in der die Elemente in den Reaktionsprodukten auftreten. Häufig wird bei diesen chemischen Reaktionen Wärme abgegeben; zum Teil wird auch Licht ausgesendet. ① ② ③

Durch chemische Reaktionen einiger Metalle mit Nichtmetallen können Salze dargestellt werden. Dabei werden Atome der Ausgangsstoffe durch Elektronenabgabe beziehungsweise Elektronenaufnahme in Ionen umgewandelt.

Chemische Reaktionen einiger Metalle mit Säurelösungen

33

34 ▼ a) Magnesium, Zink und Eisen werden jeweils mit verdünnter Salzsäure übergossen. Entstehende Gase werden auf Brennbarkeit geprüft. Die Lösungen werden filtriert und Teile der Filtrate eingedampft.

b) Kupfer wird mit verdünnter Salzsäure übergossen (/ Ch-SE Experiment 18, S. 32).

35 ▼ In der Apparatur nach Abbildung 39 wird verdünnte Salzsäure auf Zink getropft. Das entstehende Gas wird pneumatisch aufgefangen (/ Ch-SE Experiment 19, S. 33).

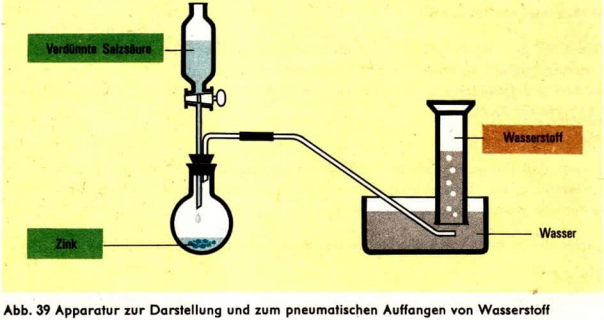


Abb. 39 Apparatur zur Darstellung und zum pneumatischen Auffangen von Wasserstoff

Salze beziehungsweise Salzlösungen lassen sich auf verschiedene Weise darstellen. Sowohl durch chemische Reaktion von Metallen und Nichtmetallen als auch bei der chemischen Reaktion von Baselösungen mit Säurelösungen und von Metalloxiden mit verdünnten Säuren entstehen Salze. Entscheidend ist dabei immer, daß in den Ausgangsstoffen Metall-Ionen und Säurerest-Ionen enthalten sind oder aus den Ausgangsstoffen entstehen können.

① Kalzium, Zink und Kupfer können mit Chlor oder Brom reagieren. Ermittle die Elektronegativitätswerte dieser Elemente (/ S. 32)! Gib an, welche Atome bei den chemischen Reaktionen Elektronen abgeben beziehungsweise aufnehmen!

② Eisen reagiert mit Chlor. Es entsteht Eisen(III)-chlorid. Entwickle die chemische Gleichung für die Reaktion! Leite daraus Gleichungen in Ionenschreibweise ab, die die Vorgänge der Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme widerspiegeln!

③ Brom reagiert mit Magnesium zu Magnesiumbromid $MgBr_2$. Entwickle für die chemische Reaktion die chemische Gleichung! Kennzeichne die Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme durch chemische Gleichungen in Elektronenschreibweise!

④ Es reagieren a) Magnesium, b) Zink mit verdünnter Schwefelsäure. Entwickle für die chemischen Reaktionen die chemischen Gleichungen in Ionenschreibweise! Leite chemische Gleichungen ab, die die Vorgänge der Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme kennzeichnen!

Auch Metalle müßten mit Säurelösungen Salze oder Salzlösungen bilden. Durch Experimente kann geprüft werden, ob diese Voraussage zutrifft.
Durch die Experimente 34 und 35 kann bewiesen werden, daß einige Metalle mit verdünnten Säuren unter Bildung von Salzlösungen und Wasserstoff reagieren. Diese Metalle werden als **unedle Metalle** bezeichnet. Zu den unedlen Metallen gehören zum Beispiel Magnesium, Zink und Eisen (/ Experiment 34a). Kupfer reagiert nicht (/ Experiment 34b). Silber, Gold und Platin, sogenannte Edelmetalle, reagieren ebenfalls nicht mit verdünnten Säuren. Die Voraussagen über das Verhalten von Metallen gegenüber verdünnten Säuren werden so nur zum Teil bestätigt.

▶ **Durch chemische Reaktion von unedlen Metallen mit verdünnten Säuren können Salzlösungen und Wasserstoff dargestellt werden.**

■ Magnesium reagiert mit verdünnter Schwefelsäure. Dabei entwickelt sich Wasserstoff. In der Lösung liegen nach der Reaktion die Ionen des Salzes Magnesiumsulfat vor.

$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$$

Die chemische Gleichung in ausführlicher Ionenschreibweise verdeutlicht, welche Veränderungen von Teilchen stattfinden.

$$Mg + 2\,H^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow Mg^{2+} + SO_4^{2-} + H_2$$

■ Wird verdünnte Salzsäure auf Zink getropft, so entstehen Zinkchloridlösung und Wasserstoff (/ Experiment 35).

$$Zn + 2\,H^+ + 2\,Cl^- \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,Cl^- + H_2$$

Zinkatome werden durch Elektronenabgabe zu Zink-Ionen, die elektrisch zweifach positiv geladen sind.

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$$

Die Wasserstoff-Ionen der Säurelösung nehmen dagegen Elektronen auf. Es bilden sich Wasserstoffmoleküle.

$$2\,H^+ + 2\,e^- \longrightarrow 2\,H\cdot; \quad 2\,H\cdot \longrightarrow H{:}H$$

Die Säurerest-Ionen, im Beispiel die Chlorid-Ionen, bleiben bei diesen chemischen Reaktionen unverändert. ④

Bei den chemischen Reaktionen anderer unedler Metalle mit verdünnten Säuren erfolgen ebenfalls Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme. Im Laboratorium werden chemische Reaktionen von unedlen Metallen mit verdünnten Säuren genutzt, um Wasserstoff darzustellen (/ Ch–SE Experiment 19, S. 33). ① ② ③

Bei der chemischen Reaktion von unedlen Metallen mit verdünnten Säuren werden Wasserstoff-Ionen durch Elektronenaufnahme entladen. Die dazu erforderlichen Elektronen stammen von den reagierenden Metallatomen.

Vergleich der Darstellung von Salzen und Salzlösungen

34

Alle bisher behandelten Salze sind aus Metall-Ionen und Säurerest-Ionen zusammengesetzt. Bei chemischen Reaktionen, die der Darstellung von Salzen oder Salzlösungen dienen sollen, liegen diese Ionenarten entweder in den Ausgangsstoffen beziehungsweise deren Lösungen vor, oder sie bilden sich während der chemischen Reaktion aus geeigneten Ausgangsstoffen.
In der folgenden Übersicht sind Wege zur Darstellung von Salzen beziehungsweise Salzlösungen zusammengestellt. ④ ⑤

Ausgangsstoffe				Reaktionsprodukte		
Base in Lösung	+ Säure in Lösung	⟶	Salz in Lösung	+ Wasser		
■ $Na^+ + OH^-$	+ $H^+ + Cl^-$	⟶	$Na^+ + Cl^-$	+ H_2O		
Metalloxid	+ Säure in Lösung	⟶	Salz in Lösung	+ Wasser		
■ MgO	+ $2\,H^+ + SO_4^{2-}$	⟶	$Mg^{2+} + SO_4^{2-}$	+ H_2O		
Metall	+ Nichtmetall	⟶	Salz			
■ Cu	+ Cl_2	⟶	$CuCl_2$			
Metall unedel	+ Säure in Lösung	⟶	Salz in Lösung	+ Wasserstoff		
■ Zn	+ $2\,H^+ + SO_4^{2-}$	⟶	$Zn^{2+} + SO_4^{2-}$	+ H_2		

Die chemischen Reaktionen, bei denen Basen und Säuren in Lösung beziehungsweise Metalloxide und Säurelösungen die Ausgangsstoffe bilden, sind dadurch einander ähnlich, daß Wasser als Reaktionsprodukt gebildet wird. Wasserstoff-Ionen vereinigen sich mit Hydroxid-Ionen beziehungsweise Oxid-Ionen zu Wassermolekülen. In den Lösungen liegen die Ionen von Salzen vor. Reagieren Metalle mit geeigneten Nichtmetallen oder unedle Metalle mit verdünnten Säuren, so finden Vorgänge der Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme statt.

① Lösungen von a) Magnesiumnitrat, b) Kalziumchlorid, c) Aluminiumsulfat lassen sich durch chemische Reaktionen der entsprechenden Metalle mit Säuren darstellen. Entwickle die chemischen Gleichungen in Ionenschreibweise! Leite chemische Gleichungen für die Vorgänge der Elektronenabgabe beziehungsweise Elektronenaufnahme ab!

② Berechne, welche Masse Zink verbraucht wird, wenn durch chemische Reaktionen von Zink mit verdünnter Schwefelsäure 20 g Zinksulfat entstehen!

③ Welche Masse reine Salpetersäure, Schwefelsäure beziehungsweise Phosphorsäure muß in verdünnter Lösung reagieren, wenn je 0,5 g Magnesium verbraucht werden sollen?

④ Stelle fest, bei welchen der in der Übersicht (/ S. 70) aufgezeigten Reaktionen zur Darstellung von Salzen alle erforderlichen Ionen bereits durch die Ausgangsstoffe bereitgestellt werden!

⑤ Stelle fest, bei welchen der in der Übersicht (/ S. 70) aufgezeigten chemischen Reaktionen zur Darstellung von Salzen Ionen aus Atomen gebildet werden!

Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 35

36

Auf eine bestimmte, durch Wägung ermittelte Masse von Zink oder Magnesium wirkt verdünnte Salzsäure ein. Das Volumen des entstehenden gasförmigen Reaktionsprodukts ist zu bestimmen (Abb. 40). Raumtemperatur und Luftdruck sind zu notieren.

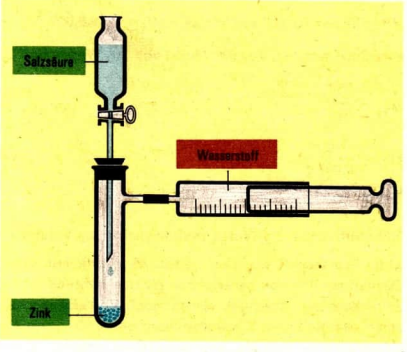


Abb. 40 Apparatur zur Bestimmung eines gasförmigen Reaktionsproduktes mit Hilfe eines Kolbenprobers

Die Reaktion eines unedlen Metalls mit einer Säure ist eine Möglichkeit, das Gas Wasserstoff im Labor darzustellen.

$$Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Werden zur Untersuchung einiger Eigenschaften dieses Gases im Chemieunterricht beispielsweise vier mit Wasserstoff gefüllte 200 cm³-Standzylinder benötigt, muß die benötigte Masse des Metalls berechnet werden. Ist der Gasentwickler zum Beispiel mit 1 g, 10 g oder 100 g Zink beziehungsweise Magnesium zu füllen, um das gewünschte Gasvolumen zu erhalten? Eine beliebig große Masse des Metalls einzusetzen, ist aus ökonomischen Gründen nicht vertretbar. Die notwendigen Berechnungen werden mit Hilfe von Größengleichungen vorgenommen. Die chemische Gleichung kennzeichnet die Stoffmengenverhältnisse, in denen die Stoffe miteinander reagieren. Wird beispielsweise 1 mol Zink eingesetzt, entsteht bei der Reaktion 1 mol Wasserstoff.

Einer bestimmten Stoffmenge entspricht eine bestimmte Masse.
Aus 65 g Zink lassen sich 2 g Wasserstoff darstellen.

$$Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

$$m_{Zn} = n_{Zn} M_{Zn} \qquad m_{H_2} = n_{H_2} M_{H_2}$$

$$m_{Zn} = 1\ \text{mol} \cdot 65\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} \qquad m_{H_2} = 1\ \text{mol} \cdot 2\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m_{Zn} = 65\ \text{g} \qquad m_{H_2} = 2\ \text{g}$$

M_{H_2} molare Masse von Wasserstoff
M_{Zn} molare Masse von Zink
n_{H_2} Stoffmenge von Wasserstoff
n_{Zn} Stoffmenge von Zink
m_{H_2} Masse von Wasserstoff
m_{Zn} Masse von Zink

Reichen 2 g Wasserstoff aus, um die vier 200 cm³-Standzylinder zu füllen?

Diese Frage kann beantwortet werden, wenn das **Volumen** als meßbare physikalische Größe neben der Masse in chemische Berechnungen einbezogen wird.

Mit Hilfe der Dichte von Wasserstoff $\left(\varrho_{H_2} = 0{,}089\ \frac{\text{g}}{\text{l}}\right)$ kann beispielsweise das Volumen berechnet werden, das der Masse von 2 g Wasserstoff entspricht.

$$V_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{\varrho_{H_2}}$$

$$V_{H_2} = \frac{2\ \text{g} \cdot \text{l}}{0{,}089\ \text{g}}$$

$$V_{H_2} \approx 22{,}5\ \text{l}$$

V_{H_2} Volumen von Wasserstoff
m_{H_2} Masse von Wasserstoff
ϱ_{H_2} Dichte von Wasserstoff

Einer Masse von 2 g Wasserstoff entspricht ein Volumen von etwa 22,5 l Wasserstoff.

22,5 l Wasserstoff entstehen, wenn 65 g Zink mit Salzsäure reagieren. Mit Hilfe der Dichten müßten von berechneten Massen umständlich die Volumen berechnet werden. Einfachere Berechnungen wären möglich, wenn es zwischen Stoffmenge und Volumen einen unmittelbaren Zusammenhang gäbe. ①
Noch notwendiger als beim Experimentieren im Chemieunterricht ist die Kenntnis der Volumenverhältnisse bei großtechnisch genutzten chemischen Reaktionen, an denen gasförmige Ausgangsstoffe oder Reaktionsprodukte beteiligt sind. Reaktoren, Rohrleitungen, Kessel, Kühl- und Waschtürme müssen vor ihrem Bau hinsichtlich ihrer Abmessungen berechnet und auch auf die Massen- und Volumenverhältnisse bei den chemisch-technischen Reaktionen abgestimmt werden. Neben der Kenntnis der Eigenschaften von Stoffen ist es für die Labor- und Produktionspraxis ebenso bedeutsam, Massen und Volumen von Stoffen genau berechnen zu können.
Um das Volumen in Berechnungen einzubeziehen, müssen die Zusammenhänge zwischen Stoffmenge, Masse und Volumen der Stoffe bekannt sein.
Jeder *Stoffmenge* entspricht eine bestimmte *Masse*.

■ 1 mol Wasserstoff entspricht der Masse von 2 g Wasserstoff.
1 mol Eisen entspricht der Masse von 56 g Eisen.
2 mol Eisen entsprechen der Masse von 112 g Eisen.

① Berechne die Masse von Zink, die benötigt wird, um 1 l Wasserstoff darzustellen!

② Berechne die Massen, die 3 mol Natriumkarbonat, 2 mol Magnesiumchlorid und 3 mol Eisen(II)-sulfat entsprechen!

③ Welchen Stoffmengen entsprechen 255 g Natriumnitrat, 80 g Kupfer(II)-sulfat, 133,5 g Aluminiumchlorid?

④ Welche Teilchenart liegt bei gasförmigen Stoffen meist vor?

⑤ Gib an, warum man beim Vergleichen des Volumens verschiedener Gase auf gleichen Druck und gleiche Temperatur achten muß!

Wird die Stoffmenge verdoppelt, so verdoppelt sich auch die dieser Stoffmenge entsprechende Masse des Stoffes. Es besteht Proportionalität zwischen der Stoffmenge n und der Masse m eines Stoffes. Der Proportionalitätsfaktor ist die *molare Masse M*. ② ③

$$m = n \cdot M$$

Besteht zwischen der Stoffmenge und dem Volumen eines Stoffes ein ähnlicher proportionaler Zusammenhang?

Für *Gase* erkannte der italienische Physiker *Amadeo Avogadro* bereits im Jahre 1811 einen solchen Zusammenhang. Avogadro stellte fest, daß gleiche Volumen aller Gase bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl von Teilchen enthalten *(Satz von Avogadro)* (Abb. 41). ④



Abb. 41 Beziehung zwischen Anzahl der Teilchen und dem Volumen verschiedener Gase

Seine Erkenntnisse konnten experimentell bestätigt werden.
Der Stoffmenge von einem Mol eines Gases entspricht unter den Bedingungen des Normzustandes (0 °C; 0,101 MPa) stets ein Volumen von angenähert 22,4 l. ⑤

Art des Gases	Stoffmenge	Anzahl von Teilchen	Volumen im Normzustand (0 °C; 0,101 MPa)
Sauerstoff	1 mol	etwa 600 Trilliarden Sauerstoffmoleküle	22,4 l
Kohlendioxid	1 mol	etwa 600 Trilliarden Kohlendioxidmoleküle	22,3 l
Wasserstoff	1 mol	etwa 600 Trilliarden Wasserstoffmoleküle	22,5 l

Wird die Stoffmenge des Gases verdoppelt oder verdreifacht, so verdoppelt oder verdreifacht sich auch das Volumen, das dieses Gas einnimmt. ① ②

Volumen eines Gases V	22,4 l	44,8 l	67,2 l
Stoffmenge eines Gases n	1 mol	2 mol	3 mol
Quotient aus Volumen und Stoffmenge $\frac{V}{n}$	$22{,}4\ \frac{l}{mol}$	$22{,}4\ \frac{l}{mol}$	$22{,}4\ \frac{l}{mol}$

Zwischen der Stoffmenge n und dem Volumen V eines Gases besteht direkte Proportionalität. Für Gase ist der Proportionalitätsfaktor stets eine konstante Größe von $22{,}4\ \frac{l}{mol}$. Diese Größe, der Quotient aus Volumen und Stoffmenge eines Gases, wird **molares Volumen der Gase** genannt.

Sauerstoff, Kohlendioxid und Wasserstoff haben das gleiche molare Volumen von angenähert $22{,}4\ \frac{l}{mol}$. Dagegen hat jeder dieser Stoffe eine unterschiedliche molare Masse. ③

Bei Stoffen, die nicht gasförmig sind, unterscheiden sich auch die molaren Volumen voneinander.

Stoff	Stoffmenge n	Volumen V	Quotient aus Volumen und Stoffmenge $\frac{V}{n}$ (molares Volumen V_m)
Eisen	1 mol 2 mol	7,1 cm^3 14,2 cm^3	$7{,}1\ \frac{cm^3}{mol}$
Aluminium	1 mol 2 mol	10 cm^3 20 cm^3	$10\ \frac{cm^3}{mol}$

Das molare Volumen eines Stoffes V_m ist der Quotient aus dem Volumen V dieses Stoffes und seiner Stoffmenge n.

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Bei Gasen beträgt das molare Volumen unter den Bedingungen des Normzustandes stets angenähert $22{,}4\ \frac{l}{mol}$.

① Berechne die Volumen, die den Stoffmengen von 4 mol Wasserstoff sowie 0,1 mol Wasserstoff entsprechen!

② Wie groß ist die Anzahl der Moleküle in 1 mol, 0,5 mol und 2 mol Wasserstoff? Welchen Volumen entsprechen diese Stoffmengen unter den Bedingungen des Normzustandes?

③ Gib die molaren Massen für Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff und Kohlenmonoxid an!

④ Berechne die Volumen, die den Stoffmengen von 3 mol Eisen, 2 mol Stickstoff und 2 mol Kohlendioxid entsprechen!

⑤ Welche Stoffmengen entsprechen den Volumen von 44,8 l Kohlenmonoxid, 11,2 l Wasserstoff und 30 cm^3 Aluminium?

⑥ Begründe, warum in der Experimentieranleitung zum Experiment 36, Seite 71, die Aufforderung enthalten ist, Raumtemperatur und Luftdruck zu notieren!

⑦ Erläutere die Beziehungen, die zwischen den in der Abbildung 42 angegebenen physikalischen Größen bestehen!

⑧ Berechne für die Stoffmenge von 2 mol Kohlendioxid die entsprechende Masse und das Volumen! Ermittle die Dichte dieses Stoffes (/ Abb. 42)!

Ist das molare Volumen V_m eines Stoffes aus Tabellen bekannt, können die Volumen berechnet werden, die beliebigen Stoffmengen entsprechen. ④ ⑤

$$V = n \cdot V_m$$

Beim experimentellen Arbeiten mit Gasen ist zu berücksichtigen, daß das molare Volumen auf die Bedingungen des Normzustandes bezogen ist. Ein bei beliebiger Temperatur und beliebigem Druck gemessenes Gasvolumen muß mit Hilfe der Zustandsgleichung für ideale Gase umgerechnet werden (/ TuF, S. 92, und Experiment 36, S. 71). ⑥

Die Abbildung 42 zeigt die gesetzmäßigen Zusammenhänge zwischen Stoffmenge, Masse und Volumen, die grundlegend für chemische Berechnungen sind. ⑦ ⑧

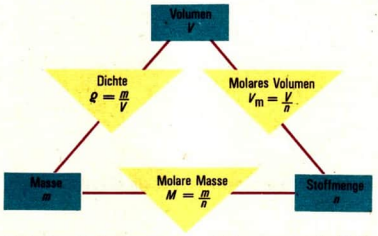


Abb. 42 Gesetzmäßige Zusammenhänge zwischen Stoffmenge, Masse und Volumen

Zwischen Stoffmengen und Massen sowie Volumen von Stoffen bestehen proportionale Zusammenhänge.

Volumenberechnung bei chemischen Reaktionen 36

Zwei an einer chemischen Reaktion beteiligte Stoffe reagieren stets in einem ganz bestimmten **Massenverhältnis** miteinander.

■ Bei der Reaktion von Magnesium mit Schwefelsäure

$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$$

besteht beispielsweise ein proportionaler Zusammenhang zwischen der eingesetzten Masse Magnesium und der entstehenden Masse Magnesiumsulfat.
Es gilt die Beziehung

$$m_{Mg} \sim m_{MgSO_4}$$

Gesucht: $\dfrac{m_{Mg}}{m_{MgSO_4}}$

Gegeben: $n_{Mg} = 1\ \text{mol}$; $M_{Mg} = 24\ \dfrac{g}{mol}$

$n_{MgSO_4} = 1\ \text{mol}$; $M_{MgSO_4} = 120\ \dfrac{g}{mol}$

(aus der Gleichung) (aus der Tabelle)

Es gelten die Beziehungen

$$m_{Mg} = n_{Mg} \cdot M_{Mg}$$

$$m_{MgSO_4} = n_{MgSO_4} \cdot M_{MgSO_4}$$

Daraus folgt:

$$\frac{m_{Mg}}{m_{MgSO_4}} = \frac{n_{Mg} \cdot M_{Mg}}{n_{MgSO_4} \cdot M_{MgSO_4}}$$

Nach dem Einsetzen der gegebenen Größen

$$\frac{m_{Mg}}{m_{MgSO_4}} = \frac{1\ \text{mol} \cdot 24\ \frac{g}{mol}}{1\ \text{mol} \cdot 120\ \frac{g}{mol}}$$

$$\frac{m_{Mg}}{m_{MgSO_4}} = \frac{1}{5}$$

ist zu erkennen, daß zwischen Magnesium und Magnesiumsulfat ein Massenverhältnis von 1:5 besteht. ① ② ③

Ein ähnlicher proportionaler Zusammenhang besteht zwischen der *Masse* eines Stoffes und dem *Volumen* eines anderen Stoffes bei einer chemischen Reaktion.

■ Zwischen der Masse an Magnesium und dem Volumen des entstehenden Wasserstoffs bei der Reaktion von Magnesium mit Schwefelsäure besteht ein proportionaler Zusammenhang.

① Welche Masse von Magnesium reagiert a) mit 49 g und b) mit 196 g Schwefelsäure? Benutze das Massenverhältnis zur Berechnung!

② Überprüfe folgende Aussage rechnerisch! Bei der Oxydation von Magnesium besteht zwischen Magnesium und Magnesiumoxid ein Massenverhältnis von 3 : 5.

③ Gegeben ist die chemische Gleichung: $4\,Cu + O_2 \longrightarrow 2\,Cu_2O$
Berechne, in welchem Massenverhältnis die folgenden Stoffe stehen:
a) Kupfer und Sauerstoff,
b) Kupfer und Kupfer(I)-oxid,
c) Sauerstoff und Kupfer(I)-oxid!

~~④~~ Welche Masse von Magnesium muß zur Darstellung von 0,5 l Wasserstoff mit Schwefelsäure reagieren?

~~⑤~~ Berechne das Volumen von Sauerstoff, das zur vollständigen Oxydation von 6 g Magnesium gebraucht wird!

~~⑥~~ Berechne das Volumen von Sauerstoff, das sich mit 0;05 l Wasserstoff vollständig zu Wasser umsetzt!

$m_{Mg} \sim V_{H_2}$

Gesucht: $\frac{m_{Mg}}{V_{H_2}}$

Gegeben: $n_{Mg} = 1\ mol$; $M_{Mg} = 24\,\frac{g}{mol}$

$n_{H_2} = 1\ mol$; $V_m = 22{,}4\,\frac{l}{mol}$

(aus der Gleichung) (aus der Tabelle)

Es gelten die Beziehungen

$m_{Mg} = n_{Mg} \cdot M_{Mg}$

$V_{H_2} = n_{H_2} \cdot V_m$

Daraus folgt:

$$\frac{m_{Mg}}{V_{H_2}} = \frac{n_{Mg} \cdot M_{Mg}}{n_{H_2} \cdot V_m}$$

Nach Einsetzen der gegebenen Größen

$$\frac{m_{Mg}}{V_{H_2}} = \frac{1\ mol \cdot 24\,\frac{g}{mol}}{1\ mol \cdot 22{,}4\,\frac{l}{mol}}$$

ist zu erkennen, daß aus 24 g Magnesium 22,4 l Wasserstoff entstehen. Die Zahlenwerte in diesem **Masse-Volumen-Verhältnis** verhalten sich angenähert wie 1 : 1.
Die **Schrittfolge zur Volumenberechnung** gleicht der zur Masseberechnung auf der Seite 78. ④ ⑤ ⑥

Schrittfolge zur Masseberechnung von Stoffen bei chemischen Reaktionen

Schritte	■ Welche Masse Zink muß eingesetzt werden, um 1 l Wasserstoff darzustellen?
1. Entwickeln der chemischen Gleichung für die Reaktion	$Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$
2. Zusammenstellen der in der Aufgabe gesuchten und der gegebenen Größen	*Gesucht:* m_{Zn} *Gegeben:* $V_{H_2} = 1\ l$
3. Aufstellen des Verhältnisses zwischen der gesuchten und der gegebenen Größe (Größengleichung)	$\frac{m_{Zn}}{V_{H_2}} = \frac{n_{Zn} \cdot M_{Zn}}{n_{H_2} \cdot V_m}$
4. Einsetzen der Zahlenwerte und Einheiten der Größen in die Größengleichung	$\frac{m_{Zn}}{1\ l} = \frac{1\ mol \cdot 65\,\frac{g}{mol}}{1\ mol \cdot 22{,}4\,\frac{l}{mol}}$
5. Vereinfachen und Umformen der Größengleichung nach der gesuchten Größe	$m_{Zn} = \frac{65\ g \cdot 1\ l}{22{,}4\ l}$
6. Abschätzen des Ergebnisses (Überschlag)	$(m_{Zn} \approx 3\ g)$
7. Berechnen und Formulieren des Ergebnisses (Antwortsatz)	$m_{Zn} = 2{,}9\ g$ Mindestens 2,9 g Zink müssen mit Salzsäure reagieren, um 1 l Wasserstoff zu erhalten.

Stoffmengen-, Massen- und Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 37

Im Labor eines Großbetriebes wird Abwasser auf seine Zusammensetzung untersucht. Das Abwasser ist sauer. Damit Umweltschäden vermieden werden, muß das Abwasser neutralisiert werden, bevor es in die Kläranlagen geleitet werden kann. Es genügt nicht, die im Abwasser vorhandenen Wasserstoff-Ionen nur nachzuweisen. Die Stoffmenge der Wasserstoff-Ionen ist zu ermitteln, damit sie durch die entsprechende Stoffmenge von Hydroxid-Ionen aus einer basischen Lösung neutralisiert werden kann. ①

① Im Labor eines Industriebetriebes werden in einer Probe schwefelsauren Abwassers 6 g Schwefelsäure ermittelt. Welche Masse von Kalziumhydroxid wird zur Neutralisation der Abwasserprobe benötigt?
Welche Maßnahmen sind nach deiner Meinung einzuleiten, um das anfallende Abwasser für die Umwelt unschädlich zu machen?

② Nenne weitere Beispiele, die die Wichtigkeit quantitativer Betrachtungen in der Chemie sowie in anderen naturwissenschaftlichen und technischen Bereichen verdeutlichen!

③ Zur Reduktion von Eisen(III)-oxid wird in der Technik Kohlenmonoxid verwendet.
Berechne a) die Masse von Eisen(III)-oxid, die zur Herstellung von 10 t Eisen benötigt wird und b) das Volumen von Kohlenmonoxid, das zur Herstellung von 10 t Eisen benötigt wird!

④ Welche Masse reine Schwefelsäure wird zur Neutralisation von 50 g Kaliumhydroxid in Lösung benötigt?

⑤ Zeige gesetzmäßige Abhängigkeiten zwischen meßbaren Größen auf, indem du einander zugeordnete Wertepaare a) bei der Reaktion von Natriumhydroxid mit Salpetersäure
$NaOH + HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$,
b) bei der Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser angibst!

Auf dem Prüfstand eines Kraftfahrzeug-Instandsetzungsbetriebes wird die Zusammensetzung der Abgase eines PKW-Motors ermittelt. Es wird geprüft, ob der Anteil an Kohlenmonoxid, der bei der unvollständigen Verbrennung des Kraftstoffs entsteht, noch in den vorgeschriebenen Grenzen liegt. Ist das nicht der Fall, muß die Einstellung des Vergasers geändert werden.
Die beiden Beispiele zeigen, daß es für die Praxis von großer Bedeutung ist, Massen und Volumen von Stoffen genau zu bestimmen. ② ③ ④
Mit den vorangegangenen quantitativen Betrachtungen ist es möglich, die chemische Reaktion umfassender zu beschreiben. Eine **chemische Reaktion** ist:

1. eine *Stoffumwandlung*,
   bei der aus Ausgangsstoffen *neue Stoffe mit anderen Eigenschaften* entstehen (qualitativ),
2. eine *Stoffumwandlung*,
   bei der *Stoffe in bestimmten Stoffmengenverhältnissen und* proportional dazu *in bestimmten Massen- und Volumenverhältnissen* miteinander reagieren (quantitativ).

Die Kenntnis der proportionalen Zusammenhänge zwischen Stoffmengen, Massen und Volumen von Stoffen, die an chemischen Reaktionen beteiligt sind, ermöglicht das genaue vorherige Berechnen des Stoffumsatzes bei chemischen Reaktionen. ⑤



▶ **Bei allen chemischen Reaktionen reagieren Stoffe in bestimmten Stoffmengenverhältnissen und proportional dazu in bestimmten Massen- und Volumenverhältnissen miteinander. Die gesetzmäßigen Abhängigkeiten ermöglichen die Berechnung von Stoffmengen, Massen und Volumen auch vor dem zu beobachtenden Ablauf einer chemischen Reaktion.**

Vergleich von Säuren, Basen und Salzen 38

37 ▼ **Natriumhydroxidlösung wird in einem Erlenmeyerkolben mit einigen Tropfen Unitestlösung versetzt. Mit Hilfe einer Pipette wird tropfenweise und unter Umrühren verdünnte Salpetersäure zugegeben, bis die Lösung neutral ist.**

38 ▼ **Proben von Magnesium und Zink werden in je einem Reagenzglas mit verdünnter Salpetersäure versetzt.**

Säuren, Basen und Salze sind Klassen chemischer Stoffe. Säuren sind Stoffe, in deren Molekülen polare Atombindungen zwischen Wasserstoffatomen und anderen Nichtmetallatomen vorliegen. Basen und Salze sind feste, kristalline Stoffe, die aus Ionen aufgebaut sind. Allen Säuren, Basen und Salzen ist gemeinsam, daß sie beim Lösen in Wasser dissoziieren. Dabei werden bindende Kräfte in den Säuremolekülen beziehungsweise in den Kristallen der Basen und Salze durch Einwirkung der Wassermoleküle aufgehoben. Während bei Basen und Salzen bereits in den Kristallen Ionen vorliegen, bilden sich aus den Säuremolekülen erst beim Lösen in Wasser Ionen (Tab. 13).

Tabelle 13 Ionen in den wäßrigen Lösungen von Säuren, Basen und Salzen

Stoffklasse	Ionen in der wäßrigen Lösung	
	elektrisch positiv geladene Ionen	elektrisch negativ geladene Ionen
Säuren	Wasserstoff-Ionen H^+	Säurerest-Ionen Cl^-; SO_4^{2-}
Basen	Metall-Ionen Na^+; Ca^{2+}	Hydroxid-Ionen OH^-
Salze	Metall-Ionen K^+; Fe^{3+}	Säurerest-Ionen NO_3^-; PO_4^{3-}

Der Vorgang der Dissoziation wird in der chemischen Zeichensprache durch Dissoziationsgleichungen gekennzeichnet, die mit Hilfe einer Schrittfolge (/ S. 44) aufgestellt werden können. ① ② ③

Da die wäßrigen Lösungen von Säuren, Basen und Salzen frei bewegliche Ionen als Ladungsträger enthalten, können sie den elektrischen Strom leiten. Immer wieder wird davor gewarnt, elektrische Geräte oder Leitungen mit nassen Händen zu berühren. Warum? Natürliches Wasser enthält immer gelöste Salze! Es leitet den elektrischen Strom. Von defekten und unsachgemäß angeschlossenen elektrischen Geräten kann der elektrische Strom über die nassen Hände in den Körper fließen. Schwere gesundheitliche Schäden können die Folge sein!

Lösungen von Säuren sind dadurch gekennzeichnet, daß sie Wasserstoff-Ionen enthalten. Diese bedingen die Rotfärbung des Unitestindikators in Säurelösungen. Für

① Entwickle die Dissoziationsgleichungen für Schwefelsäure und Kaliumhydroxid!

② Entwickle die Dissoziationsgleichungen für Kaliumchlorid, Kaliumhydroxid und Aluminiumhydroxid!

③ Entwickle die Dissoziationsgleichungen für Eisen(II)-chlorid, Eisen(III)-sulfat und Kaliumnitrat!

④ Welche Masse Natriumnitrat entsteht, wenn 10 g Natriumhydroxid mit Salpetersäure reagieren?

⑤ Welche Masse reine Salpetersäure ist erforderlich, um 150 g Natriumnitrat darzustellen?

⑥ Welches Volumen Wasserstoff wird gebildet, wenn 1 g Magnesium mit Salpetersäure reagiert?

⑦ Es werden 0,7 g Magnesium mit verdünnter Säure zur Reaktion gebracht. Welches Volumen Wasserstoff entsteht? Begründe, warum es für die Lösung dieser Aufgabe nicht notwendig ist, die Säure zu kennen!

Baselösungen sind Hydroxid-Ionen charakteristisch. Sie bedingen die Blaufärbung von Unitestindikator in Baselösungen.
Wird eine Säurelösung mit einer Baselösung zusammengebracht, so vereinigen sich Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen zu Wassermolekülen. Die entstehende Lösung ist neutral, der Unitestindikator färbt sich gelbgrün.

■ Reagiert Natriumhydroxidlösung mit verdünnter Salpetersäure, so entstehen Wasser und eine Lösung, die Natrium-Ionen und Nitrat-Ionen im Zahlenverhältnis 1:1 enthält. Aus Natriumhydroxidlösung und verdünnter Salpetersäure hat sich die Lösung des Salzes Natriumnitrat (↗ Experiment 37) gebildet.

$$NaOH + HNO_3 \longrightarrow H_2O + NaNO_3$$

Quantitativ betrachtet sagt diese chemische Gleichung aus, daß sich bei der chemischen Reaktion von 1 mol Natriumhydroxid und 1 mol Salpetersäure als Reaktionsprodukte 1 mol Wasser und 1 mol Natriumnitrat bilden. Außerdem ist aus der chemischen Gleichung zu erkennen, daß die entstehende Lösung nur dann neutral ist, wenn die Teilchen des Natriumhydroxids und der Salpetersäure im Zahlenverhältnis 1:1 zusammengebracht werden. Mit Hilfe der chemischen Gleichung kann berechnet werden, welche Massen der Ausgangsstoffe eingesetzt werden müssen, um bestimmte Massen der Reaktionsprodukte zu erhalten. ④ ⑤
Salze beziehungsweise Lösungen von Salzen können auch dargestellt werden, indem verschiedene Metalle mit Nichtmetallen, Metalloxide mit Säuren oder unedle Metalle mit verdünnten Säuren reagieren.

■ Wenn Magnesium mit verdünnter Salpetersäure reagiert, entstehen eine Lösung des Salzes Magnesiumnitrat und gasförmiger Wasserstoff (↗ Experiment 38).

$$Mg + 2\,HNO_3 \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,NO_3^- + H_2$$

1 mol Magnesium und 2 mol Salpetersäure reagieren in Lösung unter Bildung von 148,3 g Magnesiumnitrat, die dissoziiert in der Lösung vorliegen, und 2 g Wasserstoff. Da Gase selten gewogen werden, ist es besser, das Volumen des entstehenden Wasserstoffs anzugeben.

■ 1 mol eines jeden Gases nimmt bei Normbedingungen das Volumen von 22,4 l ein. Wenn 24,3 g Magnesium mit Salpetersäure reagieren, entstehen 22,4 l Wasserstoff. Das ist das Volumen, das 2 g Wasserstoff, das heißt 1 mol Wasserstoff, unter den Bedingungen des Normzustandes einnehmen. ⑥ ⑦

Sowohl bei der chemischen Reaktion von Natriumhydroxid mit Salpetersäure als auch bei der chemischen Reaktion von Magnesium mit Salpetersäure wird Wärmeenergie abgegeben. Die Teilchen der Ausgangsstoffe werden in die Teilchen der Reaktionsprodukte umgewandelt.

Die chemische Reaktion von Magnesium mit verdünnter Salpetersäure kann auch teilchenmäßig betrachtet werden. Dafür wird die chemische Gleichung für die chemische Reaktion unter Berücksichtigung der ausführlichen Ionenschreibweise entwickelt.

■ $Mg + 2\,H^+ + 2\,NO_3^- \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,NO_3^- + H_2$

Aus Magnesiumatomen entstehen unter Elektronenabgabe elektrisch zweifach positiv geladene Magnesium-Ionen.

$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,e^-$

Aus Wasserstoff-Ionen bilden sich unter Elektronenaufnahme Wasserstoffmoleküle.

$2\,H^+ + 2\,e^- \longrightarrow 2\,H;\quad 2\,H \longrightarrow H_2$

Aufgaben zur Festigung 39

1. Stelle die Formeln für Aluminiumnitrat, Magnesiumkarbonat, Bariumnitrat und Kaliumphosphat auf!
2. Benenne folgende Salze und entwickle die Dissoziationsgleichungen der Salze: Na_2CO_3, $Fe_2(SO_4)_3$, $CuCl_2$, K_2SO_3!
3. Ergänze folgende Tabelle!

Name des Salzes	Dissoziationsgleichung
	$\longrightarrow Zn^{2+} + 2\,NO_3^-$
Kupfer(II)-sulfat	$\longrightarrow$ +
	$FeCl_3 \longrightarrow$
Aluminiumnitrat	$\longrightarrow$ +
	$K_3PO_4 \longrightarrow$ +

4. Ordne die durch folgende Formeln gekennzeichneten Verbindungen entsprechenden Stoffklassen zu! Bilde die Namen folgender Verbindungen und entwickle die Dissoziationsgleichungen: $MgSO_4$, $Ca(OH)_2$, $Fe(NO_3)_3$, H_3PO_4, $CaCO_3$, H_2SO_3, NaOH!
5. Entwickle für die chemischen Reaktionen, durch die aus den entsprechenden Basen und Säuren Kaliumnitrat, Bariumchlorid und Magnesiumsulfat entstehen, die chemischen Gleichungen in ausführlicher Ionenschreibweise!
   Begründe, wieso bei allen angegebenen chemischen Reaktionen der gleiche Vorgang stattfindet!
6. Zur Neutralisation von 10 g Kaliumhydroxid werden 11,25 g Salpetersäure benötigt.
   a) Überprüfe diese Feststellung und erläutere, wie du bei der Berechnung der Masse von Salpetersäure vorgehst!

b) Berechne die Masse von Kaliumnitrat, die man nach dem vorsichtigen Eindampfen der entstehenden Salzlösung erhält!

7. Wenn bei einem Experiment Natrium in einem Becher bei Zimmertemperatur auf konzentrierte Salzsäure gebracht wird, treten mehrere Erscheinungen auf. Das Natrium schmilzt (Schmelztemperatur 97,8°C), fährt von Gasblasen umgeben zischend auf der Flüssigkeitsoberfläche herum, und es bildet sich ein Niederschlag von feinen Natriumchloridkristallen. Erkläre die genannten Erscheinungen!
8. Schreibe die Stoffmengen und Massen beziehungsweise Volumen (bei Gasen) für alle Stoffe der chemischen Reaktion von Magnesium mit Salpetersäure unter die chemische Gleichung!

	$Mg + \ldots.$	$\longrightarrow$	$Mg(NO_3)_2 + \ldots$
Stoffmengenumsatz:	... 2 mol	....	...
Massen- beziehungsweise Volumenumsatz:	... 126 g	....	...

9. Gib je zwei Möglichkeiten für die Darstellung von Zinkchlorid beziehungsweise Magnesiumchlorid an! Entwickle die entsprechenden chemischen Gleichungen!
10. Gib durch chemische Gleichungen in Ionenschreibweise drei Möglichkeiten für die Darstellung von Magnesiumnitratlösung an!

Systematisierung

Im täglichen Leben, im Haushalt, in Industrie und Landwirtschaft, überall begegnen dir Stoffe und chemische Reaktionen. Sie sind Bestandteil unseres Lebens und unserer Umwelt. Du hast bereits über Stoffe und ihre chemischen Reaktionen einige Kenntnisse erworben. Es ist nun notwendig, zusammenzufassen und Zusammenhänge deutlich zu machen.

Stoffe 40

Einteilung von Stoffen

Bei den Experimenten wurden viele Stoffe eingesetzt, zum Beispiel Schwefelsäure, Aluminiumoxid, Magnesium, Salpetersäure, Natriumhydroxidlösung, Eisen, Kupfer, Kohlenstoff und Schwefel. In den Chemikalienschränken jedes Labors haben diese Stoffe einen bestimmten Platz. Damit ein Chemiker, ein Chemielehrer oder ein Laborant diese Stoffe griffbereit hat, ist es notwendig, die Stoffe nach einem bestimmten System zu ordnen. Wie könnten diese Stoffe geordnet werden? Es gibt verschiedene Gesichtspunkte, nach denen Chemikalien geordnet werden. Zweckmäßigkeit und Sicherheit vor Unfallgefahren beim Arbeiten spielen eine wichtige Rolle. Um Übersichtlichkeit zu erreichen, ist es zweckmäßig, bestimmte **Klassen von Stoffen** zu bilden. ① ②

In mineralogischen und naturkundlichen Museen sind Minerale und Gesteine, die natürlichen Bestandteile der Erdkruste, ausgestellt. Sie sind häufig nach ihrer *Zusammensetzung* geordnet. Die Mineralfunde werden zum Beispiel nach Elementen, Oxiden und Hydroxiden, Sulfaten, Nitraten und Karbonaten sowie anderen Klassen von Stoffen sortiert und als vielfältig geformte, oft farbenprächtige Kristalle gezeigt. Die in der Natur gefundenen Arten von Kristallen sehen zum Teil aus, als wären sie geschliffen; so regelmäßige geometrische Formen sind an ihnen zu erkennen. Diese geometrischen Formen haben ihre Begründung im Bau der Stoffe. Eine *Einteilung fester kristalliner Stoffe nach ihrem Bau* ist eine weitere Möglichkeit, Klassen von Stoffen zu bilden. ③

Kristalle unterscheiden sich voneinander durch die Art der Teilchen, aus denen sie aufgebaut sind, sowie durch die Art der chemischen Bindung, die zwischen den Teilchen besteht. Feste kristalline Stoffe können als **Ionenkristalle, Atomkristalle** und



Abb. 43 Modell eines Molekülkristalls

① Nenne dir bekannte Klassen von Stoffen!

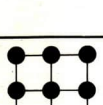
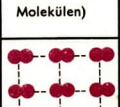
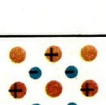
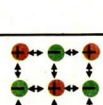
② Unterbreite einen Vorschlag zur zweckmäßigen Ordnung einer Chemikaliensammlung!

③ Erläutere eine Einteilung von Stoffen nach ihrer Zusammensetzung! (/ ChiÜb, S. 7)

④ Gib die Symbole oder Formeln der als Beispiele in der Tabelle 14 angeführten Stoffe an!

⑤ Erläutere die Abbildungen zur schematischen Darstellung des Baus der Kristalle in Tabelle 14!

Tabelle 14 Einteilung fester kristalliner Stoffe und Zusammenhänge zum Bau dieser Stoffe

Art des Kristalls	Atomkristall	Molekülkristall	Metallkristall	Ionenkristall
Beispiele fester kristalliner Stoffe	Diamant, Silizium, Bor	Wasser, fest (Eis) Kohlendioxid, fest Jod Schwefel Zucker	Metalle wie Natrium, Magnesium, Aluminium, Eisen und Kupfer	Natriumchlorid, Kaliumchlorid und Magnesiumchlorid als Salze, Kalziumoxid und Magnesiumoxid als Oxide, Natriumhydroxid als Hydroxid
Teilchen, aus denen die Kristalle aufgebaut sind	Atome	Moleküle	Atome, Ionen, Elektronen	Ionen
Chemische Bindung	Atombindung	Atombindung innerhalb der Moleküle (schwache Anziehungskräfte zwischen den Molekülen)	Metallbindung	Ionenbeziehung
Schematische Darstellung des Baus der Kristalle				

④ ⑤

Metallkristalle, aber auch als Molekülkristalle vorliegen (Tab. 14). Eis, festes Kohlendioxid („Kohlensäureschnee", Trockeneis) und Jod sind Stoffe, die als **Molekülkristalle** vorliegen (Abb. 43). Die Molekülkristalle sind aus Molekülen des jeweiligen Stoffes aufgebaut. Im Kristall wirken *zwischen* den Molekülen relativ schwache Anziehungskräfte. Durch Wärmezufuhr werden die Anziehungskräfte zwischen den

Molekülen im Molekülkristall leicht überwunden. Die Molekülkristalle werden zerstört, die Moleküle sind dann nicht mehr regelmäßig angeordnet. Im flüssigen und im gasförmigen Aggregatzustand der Stoffe sind die Moleküle gegeneinander beweglich (Abb. 44). Deshalb haben Molekülkristalle gewöhnlich eine geringe Festigkeit und eine niedrige Schmelztemperatur. Es gibt auch Stoffe, zum Beispiel Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff, deren Molekülkristalle schon weit unterhalb der Temperatur von 0 °C zerfallen sind und die deshalb als Gase mit frei beweglichen Molekülen auftreten. ①

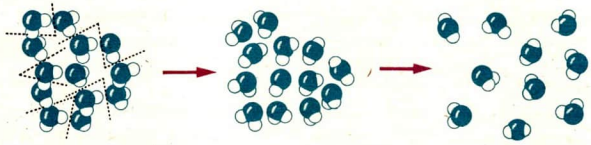


Abb. 44 Modelle zum Bau von Wasser in drei Aggregatzuständen (fest, flüssig, gasförmig)

Chemische Zeichen für Stoffe

Stoffe werden in der chemischen Zeichensprache durch **Symbole** und **Formeln** gekennzeichnet. Symbole oder Formeln für Stoffe geben an, welche Elemente am Bau der Stoffe beteiligt sind und in welchem Zahlenverhältnis die Atome verschiedener Elemente in den Stoffen vorliegen. In den chemischen Zeichen spiegelt sich der komplizierte Bau der Stoffe nicht wider (Tab. 15). ② ③

Tabelle 15 Symbole und Formeln für Stoffe

Name des Stoffes	Chemisches Zeichen des Stoffes		Vorliegen des Stoffes unter Bedingungen des Normzustandes
Wasserstoff Chlorwasserstoff	H_2 HCl	Formeln	Moleküle
Helium Neon	He Ne	Symbole	freie Atome
Eisen Magnesium	Fe Mg	Symbole	Metallkristalle
Kohlenstoff Silizium	C Si	Symbole	Atomkristalle
Natriumchlorid Magnesiumoxid	NaCl MgO	Formeln	Ionenkristalle
Jod Wasser, fest (Eis)	I_2 H_2O	Formeln	Molekülkristalle

① Erläutere die Änderung des Aggregatzustandes von Wasser anhand der Abbildung 44! Kennzeichne die Teilchen und die Wechselwirkungen zwischen ihnen!

② Vergleiche Stoffe, die durch Symbole gekennzeichnet werden, bezüglich ihres Baues!

③ Wodurch unterscheiden sich die durch Formeln gekennzeichneten Stoffe Wasserstoff, Natriumchlorid und Wasser voneinander?

④ Die Atome der Elemente Sauerstoff, Schwefel und Kalium haben die Protonenanzahlen 8, 16 und 19. Gib die Anzahl der Elektronen und ihre Anordnung in der Atomhülle an!

⑤ Nenne Beispiele für ein-, zwei- und dreifach elektrisch positiv geladene und elektrisch negativ geladene Ionen! Beziehe in die Überlegungen zu elektrisch negativ geladenen Ionen auch zusammengesetzte Ionen mit ein!

⑥ Kombiniere die chemischen Zeichen folgender Ionen zu Formeln für Salze: Na^+, Ca^{2+}, Al^{3+}, Cl^-, NO_3^-, SO_4^{2-}! Benenne die Stoffe!

⑦ Nenne Stoffe, die aus Molekülen aufgebaut sind!

⑧ Beschreibe die chemische Bindung a) in Kaliumchlorid, b) in Chlor und c) in Kalium!

⑨ Schätze mit Hilfe der Differenz der Elektronegativitätswerte die Polarität der chemischen Bindung in folgenden Verbindungen ab: a) Fluorwasserstoff, b) Kaliumjodid, c) Natriumbromid!

Teilchen und chemische Bindungen in Stoffen 41

Alle Stoffe sind aus Teilchen aufgebaut. Solche Teilchen sind **Atome, Ionen** oder **Moleküle.** ④ ⑤ ⑥ ⑦
Ein wichtiges Merkmal für den Bau von Stoffen ist die Art der **chemischen Bindung,** die zwischen den Teilchen des jeweiligen Stoffes besteht. **Atombindung, Ionenbeziehung** und **Metallbindung** werden unterschieden (Tab. 16).

Tabelle 16 Merkmale der Arten der chemischen Bindung

Art der chemischen Bindung	Atombindung	Ionenbeziehung	Metallbindung
Merkmale der chemischen Bindung	gemeinsame Elektronenpaare; Anziehung zwischen den Atomen gerichtet	Anziehung zwischen elektrisch entgegengesetzt geladenen Ionen; wirkt nach allen Richtungen des Raumes	Anziehung zwischen elektrisch positiv geladenen Metallionen und frei beweglichen Elektronen
Beteiligte Teilchen	Atome	Ionen	Ionen, Elektronen

Die Polarität der chemischen Bindung läßt sich auf Grund der Differenz der Elektronegativitätswerte abschätzen. ⑧ ⑨

Chemische Zeichen werden auch zur Kennzeichnung von Teilchen benutzt. Mit Hilfe chemischer Zeichen können die nicht beobachtbaren Veränderungen der aus Teilchen aufgebauten Stoffe verdeutlicht werden (Tab. 17).

Tabelle 17 Kennzeichnung der Teilchen durch chemische Zeichen

Art des Teilchens	Chemisches Zeichen	
	■ Wasserstoff	■ Chlor
Atom	H	Cl
Ion	H^+	Cl^-
Molekül	H_2	Cl_2

Zur Kennzeichnung der Atombindung wird auch die **Elektronenschreibweise** angewendet, zum Beispiel $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$ oder $|\,\overline{Cl}\text{–}\overline{Cl}\,|$. Bei ihr werden die Außenelektronen der Atome am Symbol des Elements besonders hervorgehoben. ①

Chemische Reaktionen 42

Merkmale der chemischen Reaktion

39 ▼ **Vorsicht!** Magnesium wird mit verdünnter Schwefelsäure versetzt. Die Temperatur im Reaktionsgefäß wird festgestellt (/ Ch-SE, Experiment 20, S. 35).

40 ▼ **Vorsicht!** Wasserstoff wird an der Luft verbrannt.

Stoffumwandlung. Bei chemischen Reaktionen entstehen aus Ausgangsstoffen Reaktionsprodukte. Die Reaktionsprodukte sind im Vergleich zu den Ausgangsstoffen neue Stoffe mit zum Teil anderen Eigenschaften (/ Experiment 39). ②
Die Umwandlung der Stoffe kann an *qualitativen und quantitativen* Veränderungen festgestellt werden.

Qualitative Veränderung

Ausgangsstoffe	⟶	Reaktionsprodukte
■ silberglänzendes Metall (Magnesium) und farblose Flüssigkeit, die einen Indikatorfarbumschlag bewirkt (Schwefelsäure)		farbloses, brennbares Gas (Wasserstoff) und farblose Flüssigkeit, die beim Eindampfen einen kristallinen Stoff hinterläßt (Magnesiumsulfat) ③

① Erläutere die Aussage der chemischen Zeichen Cl_2, H_2O, $H-\overline{\underline{Cl}}|$, $|\overline{\underline{Br}}-\overline{\underline{Br}}|$!

② Entwickle für die chemische Reaktion im Experiment 39 eine chemische Gleichung!

③ Beschreibe an einer ausgewählten chemischen Reaktion die qualitativen Veränderungen der an der chemischen Reaktion beteiligten Stoffe!

④ Weise anhand der chemischen Gleichung für die Reaktion von Natriumhydroxidlösung mit Schwefelsäure nach, daß auch für diese chemische Reaktion das Gesetz von der Erhaltung der Masse gilt!

⑤ Bestimme für die im Experiment 39, Seite 88, abgelaufene chemische Reaktion das Massenverhältnis zwischen Magnesium und Schwefelsäure!

⑥ Berechne für die Verbrennung von Kohlenstoff
a) die Masse von Kohlenstoff in Tonnen, aus der 4480 m^3 Kohlendioxid entstehen!
b) das Volumen von Sauerstoff, das zur Verbrennung von 60 kg Kohlenstoff benötigt wird!

⑦ Welcher Masse entspricht eine Stoffmenge von 3,5 mol Magnesium?

⑧ Gegeben ist der Ausdruck 2 MgO.
a) Welche Stoffmenge wird gekennzeichnet?
b) Welcher Masse entspricht diese Stoffmenge?

⑨ Berechne die Massen, denen folgende Stoffmengen entsprechen
a) 4 Fe, b) 3 O_2, c) 2 Fe_2O_3!

Quantitative Veränderung

Die Gesamtmasse der an einer chemischen Reaktion beteiligten Stoffe ändert sich nicht. Die Masse der Ausgangsstoffe ist gleich der Masse der Reaktionsprodukte (Gesetz von der Erhaltung der Masse).

Zwei an einer chemischen Reaktion beteiligte Stoffe reagieren stets in einem bestimmten *Stoffmengenverhältnis* und entsprechend dazu in einem bestimmten *Massen-* oder *Volumenverhältnis* miteinander.

■ Massenverhältnis von Magnesiumsulfat zu Magnesium

$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$$

$$\frac{m_{MgSO_4}}{m_{Mg}} = \frac{n_{MgSO_4} \cdot M_{MgSO_4}}{n_{Mg} \cdot M_{Mg}}$$

$$\frac{m_{MgSO_4}}{m_{Mg}} = \frac{1\ \text{mol} \cdot 120\,\frac{g}{\text{mol}}}{1\ \text{mol} \cdot 24\,\frac{g}{\text{mol}}}$$

$$\frac{m_{MgSO_4}}{m_{Mg}} = \frac{5}{1}$$

Zwischen Magnesiumsulfat und Magnesium besteht ein Massenverhältnis von 5:1.

Die gesetzmäßigen Zusammenhänge zwischen Stoffmengen, Massen und Volumen der Stoffe sind grundlegend für chemische Berechnungen.
④ ⑤ ⑥ ⑦ ⑧ ⑨

$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$

Gesucht: m_{MgSO_4} *Gegeben:* $m_{Mg} = 2\ g$	*Gesucht:* V_{H_2} *Gegeben:* $m_{Mg} = 2\ g$
$\frac{m_{MgSO_4}}{m_{Mg}} = \frac{n_{MgSO_4} \cdot M_{MgSO_4}}{n_{Mg} \cdot M_{Mg}}$	$\frac{V_{H_2}}{m_{Mg}} = \frac{n_{H_2} \cdot V_m}{n_{Mg} \cdot M_{Mg}}$
$\frac{m_{MgSO_4}}{2\ g} = \frac{1\ mol \cdot 120\ \frac{g}{mol}}{1\ mol \cdot 24\ \frac{g}{mol}}$ $m_{MgSO_4} = \frac{120\ g \cdot 2\ g}{24\ g}$ $m_{MgSO_4} = 10\ g$	$\frac{V_{H_2}}{2\ g} = \frac{1\ mol \cdot 22{,}4\ \frac{l}{mol}}{1\ mol \cdot 24\ \frac{g}{mol}}$ $V_{H_2} = \frac{22{,}4\ l \cdot 2\ g}{24\ g}$ $V_{H_2} = 1{,}87\ l$

Energieumwandlung. Jede chemische Reaktion ist mit Energieumwandlungen verbunden.

Die chemische Energie der Ausgangsstoffe kann bei einer chemischen Reaktion größer als die chemische Energie der Reaktionsprodukte sein (/ Experiment 39, S. 88). Ein Teil der chemischen Energie der Ausgangsstoffe wird bei der chemischen Reaktion in thermische Energie der Umgebung (Geräte, Luft) umgewandelt. Bei dieser chemischen Reaktion wird Wärme abgegeben.

Ein Teil der chemischen Energie der Ausgangsstoffe wird also in eine andere Energieart umgewandelt.

Die chemische Energie der Ausgangsstoffe kann bei einer chemischen Reaktion auch kleiner sein als die chemische Energie der Reaktionsprodukte. Zugeführte Wärme wird dann als chemische Energie in den Reaktionsprodukten gespeichert.

Auch bei diesen chemischen Reaktionen wird Energie umgewandelt. ① ②

Veränderung von Teilchen. Die beobachtbare Stoff- und Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen ist Ausdruck einer Veränderung der Teilchen der Stoffe. Die Teilchen der Ausgangsstoffe wandeln sich in die Teilchen der Reaktionsprodukte um.

Bei der Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff (Experiment 40, S. 88) bilden sich aus Wasserstoff- und Sauerstoffmolekülen Wassermoleküle. Im Wasserstoff- beziehungsweise Sauerstoffmolekül sind jeweils zwei Atome des gleichen Elements miteinander verbunden; die Wassermoleküle bestehen aus je zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom. ③

Es gibt auch chemische Reaktionen, bei denen sich die Art der Teilchen verändert.

Bei der Reaktion von Zink mit Salzsäure (/ Experiment 35, S. 68) bilden sich aus Zinkatomen und Wasserstoff-Ionen Zink-Ionen und Wasserstoffmoleküle. ④

① Nenne Möglichkeiten für die Umwandlung der Energie der Stoffe in andere Energiearten, und erläutere ihre praktische Bedeutung!

② Erläutere die Stoff- und Energieumwandlungen bei der Reaktion von Magnesium mit Schwefelsäure im Experiment 39!

③ Beschreibe die Veränderung der Teilchen bei der Reaktion von Wasserstoff mit Chlor!

④ Entwickle und interpretiere die chemische Gleichung in Ionenschreibweise für die Reaktion von Zink mit Salzsäure!

⑤ Beschreibe den Umbau chemischer Bindungen bei der Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff!

⑥ Welche Art der chemischen Bindung liegt in den an der Reaktion von Zink mit Salzsäure beteiligten Stoffen vor und nach der Reaktion vor?

⑦ Ermittle für die chemische Reaktion zur Bildung von Wasserdampf aus Wasserstoff und Sauerstoff für die Stoffe Wasserstoff und Sauerstoff a) das Stoffmengenverhältnis, b) das Massenverhältnis, c) das Volumenverhältnis!

⑧ Was drückt die chemische Gleichung $Fe_2O_3 + 3\,CO \longrightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$ aus?

⑨ Entwickle und interpretiere die chemische Gleichung in verkürzter Ionenschreibweise für die Reaktion a) von Magnesium mit Salzsäure, b) von Zink mit Schwefelsäure, c) von Natriumhydroxidlösung mit Schwefelsäure, d) von Natriumhydroxidlösung mit Salzsäure!

Umbau chemischer Bindungen. Betrachtet man die chemischen Bindungen in den Stoffen vor der Reaktion (chemische Bindungen in den Ausgangsstoffen) und nach der Reaktion (chemische Bindungen in den Reaktionsprodukten), so stellt man veränderte chemische Bindungen fest. Es muß also ein Umbau chemischer Bindungen erfolgt sein.

■ Bei der chemischen Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser (Experiment 40, S. 88) werden chemische Bindungen in Wasserstoffmolekülen und in Sauerstoffmolekülen aufgespalten und in Wassermolekülen neu ausgebildet. ⑤

Bei der Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser verändert sich nicht die Art der chemischen Bindung. Es gibt aber auch chemische Reaktionen, bei denen sich die Art der chemischen Bindung zwischen den Teilchen verändert.

■ Bei der Reaktion von Zink mit Salzsäure (↗ Experiment 35, S. 68) bilden sich Zinkchlorid und Wasserstoff. ⑥ ⑦

▶ **Der Umbau chemischer Bindungen (Aufspaltung und Neuausbildung chemischer Bindungen) ist ein wesentliches Merkmal der chemischen Reaktion.**

Faßt man die Merkmale der chemischen Reaktion zusammen, läßt sich feststellen:

▶ **Jede chemische Reaktion ist gekennzeichnet durch Stoffumwandlung, Energieumwandlung, Veränderung von Teilchen und Umbau chemischer Bindungen.**

Chemische Gleichungen für chemische Reaktionen

Eine Reaktion wird durch die **chemische Gleichung** gekennzeichnet. ⑧ ⑨
Symbole und Formeln der Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte sind Bestandteile

der chemischen Gleichung. Der chemischen Gleichung kann man die an der chemischen Reaktion beteiligten *Stoffe* sowie die *Stoffmengenverhältnisse* entnehmen.

■ $Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$
$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl$

Diese Form der chemischen Gleichung wird benutzt, um *Massen-* und *Volumenverhältnisse* auf Grund der Kenntnis der Stoffmengen zu berechnen.

Die **chemische Gleichung in Ionenschreibweise** gibt nähere Auskunft über die Veränderung von Teilchen bei chemischen Reaktionen, insbesondere über die Umwandlung von Atomen in Ionen beziehungsweise von Ionen in Atome oder Moleküle (Tab. 18).

Tabelle 18 Chemische Gleichung in Ionenschreibweise

Chemische Gleichung	■ Reaktion von Magnesium mit Schwefelsäure
in ausführlicher Ionenschreibweise	$Mg + 2H^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow Mg^{2+} + SO_4^{2-} + H_2$
in verkürzter Ionenschreibweise	$Mg + 2H^+ \longrightarrow Mg^{2+} + H_2$

Die **chemische Gleichung in Elektronenschreibweise** ermöglicht das Kennzeichnen des Umbaus der chemischen Bindungen.

■ $H{-}H + |\overline{Cl}{-}\overline{Cl}| \longrightarrow 2\,H{-}\overline{Cl}|$

Ähnlich wie für eine chemische Reaktion eine chemische Gleichung entwickelt wird, schreibt man für eine Dissoziation eine **Dissoziationsgleichung.** ①

■ $HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$
$NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-$
$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$

Einige Arten chemischer Reaktionen 43

41 ▼ **Vorsicht!** Kalziumhydroxidlösung ist mit einem Indikator zu versetzen. Bis zum Farbumschlag wird tropfenweise verdünnte Schwefelsäure zugegeben.

Bei allen chemischen Reaktionen wandeln sich die Stoffe um, treten Energieumwandlungen auf, verändern sich die Teilchen und werden Bindungen umgebaut. ②

Die Vielzahl chemischer Reaktionen ordnet man in bestimmte **Arten chemischer Reaktionen**, die jeweils ein gemeinsames charakteristisches Merkmal haben. Solche Arten chemischer Reaktionen sind zum Beispiel die **Redoxreaktion** und die **Neutralisation** (Tab. 19). ③

Es gibt auch andere Reaktionen, die nicht diesen Arten zugeordnet werden können. ④ ⑤ ⑥

① Entwickle und interpretiere die Dissoziationsgleichung für die Dissoziation von a) Schwefelsäure, b) Kalziumhydroxid, c) Kaliumnitrat, d) Natriumsulfat!

② Beschreibe am Beispiel der chemischen Reaktion von Eisen mit Chlor die Merkmale der chemischen Reaktion!

③ Erläutere an je einem selbstgewählten Beispiel wichtige Merkmale von Redoxreaktion und Neutralisation!

④ Ordne folgende chemische Reaktionen der Redoxreaktion beziehungsweise der Neutralisation zu: a) Reaktion von Natriumhydroxidlösung mit Salzsäure, b) Reaktion von Kohlendioxid mit Kohlenstoff, c) Reaktion von Wasserdampf mit Magnesium, d) Reaktion von Kaliumhydroxidlösung mit Salpetersäure! Geh von den chemischen Gleichungen aus, und begründe die Zuordnung!

⑤ Bestimme die Art der chemischen Reaktion

a) $2\ CuO + C \longrightarrow 2\ Cu + CO_2$

b) $3\ Ca(OH)_2 + 2\ H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$!

⑥ Berechne die Masse von Wasser, die bei der Neutralisation von 1 mol Natriumhydroxid mit Schwefelsäure entsteht! Geh bei der Berechnung so vor, wie du es von Massen- und Volumenberechnungen gewohnt bist! Beachte aber, daß vom gegebenen Stoff die Stoffmenge gegeben ist!

⑦ Nenne volkswirtschaftlich bedeutsame chemische Reaktionen! Kennzeichne davon die Redoxreaktionen beziehungsweise die Neutralisationen!

⑧ Erläutere die chemischen Reaktionen a) beim Herstellen von Roheisen, b) beim aluminothermischen Schweißen als Redoxreaktionen!

⑨ Beschreibe die Bildung von Eisen und Kohlendioxid aus Eisen(III)-oxid und Kohlenmonoxid a) als chemische Reaktion, b) als Redoxreaktion! Beachte die Merkmale der chemischen Reaktion!

Tabelle 19 Arten chemischer Reaktionen

Art der Reaktion	Kennzeichnendes Merkmal dieser chemischen Reaktion	Beispiel für die volkswirtschaftliche Bedeutung
Redoxreaktion	gleichzeitiges Ablaufen von Oxydation und Reduktion	Reaktion von Eisen(III)-oxid mit Kohlenmonoxid (Herstellung von Roheisen), Reaktion von Eisen(II,III)-oxid mit Aluminium (Aluminothermisches Schweißen)
Neutralisation	Vereinigen von Wasserstoff-Ionen mit Hydroxid-Ionen zu Wassermolekülen	Reaktion einer Wasserstoff-Ionen enthaltenden Lösung mit einer Lösung, die Hydroxid-Ionen enthält (Neutralisation eines sauren oder eines basischen Industrieabwassers)

⑦ ⑧ ⑨

Redoxreaktion und Neutralisation sind Arten chemischer Reaktionen.

Aufgaben zur Festigung

1. Erläutere die Einteilung fester kristalliner Stoffe! Gib zu den Klassen der Stoffe Beispiele an!
2. Welche Aussagen kannst du über folgende Angaben: a) H_2, b) NaCl, c) $3\ H_2O$, d) 2 mol O_2 machen? Achte auf die Angaben vor den chemischen Zeichen, und berechne die Massen beziehungsweise das entsprechende Volumen!
3. Beschreibe den Bau folgender Stoffe: a) Wasserstoff, b) Kohlenstoff, c) Magnesium, d) Natriumchlorid, e) Chlorwasserstoff!
4. Stelle in einer Übersicht chemische Reaktionen zusammen, bei denen Säuren, Basen oder Salze beziehungsweise deren Lösungen gebildet werden!
   a) Entwickle die chemische Gleichung für je eine selbstgewählte chemische Reaktion!
   b) Erläutere diese Reaktionen mit deinen Kenntnissen über Merkmale der chemischen Reaktion!
5. Erkläre das Auftreten neuer Stoffeigenschaften bei den Reaktionsprodukten im Vergleich zu denen der Ausgangsstoffe mit Hilfe der Kenntnisse über die Teilchen und die chemische Bindung! Wähle eine einfache chemische Reaktion, die experimentell untersucht worden ist!
6. Welche qualitativen und quantitativen Angaben über die chemischen Reaktionen sind den chemischen Gleichungen zu entnehmen?
   a) $3\ Fe_3O_4 + 8\ Al \longrightarrow 9\ Fe + 4\ Al_2O_3$
   b) $2\ Na + Cl_2 \longrightarrow 2\ NaCl$
7. Welche Aussagen sind aus folgenden chemischen Gleichungen zu entnehmen?
   a) $H^+ + Cl^- + K^+ + OH^- \longrightarrow H_2O + K^+ + Cl^-$
   b) $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$
8. Entwickle die chemische Gleichung in verkürzter Ionenschreibweise für die Reaktion von a) Kalziumhydroxid mit Salpetersäure, b) Eisen mit Salzsäure!
9. Bestimme das Volumen von 28 g Stickstoff und 44 g Kohlendioxid unter den Bedingungen des Normzustandes!
10. Welche Masse eines Stoffes muß in Wasser gelöst werden, damit genau ein Mol dieses Stoffes in einem Liter der wäßrigen Lösung enthalten ist? Berechne diese Massen für a) Natriumhydroxid, b) Chlorwasserstoff, c) Natriumkarbonat!
11. Welches Volumen von Kohlenmonoxid für die chemische Reaktion wird benötigt, wenn man aus Eisen(III)-oxid 448 t Eisen herstellen will?
12. Berechne die Masse von Chlorwasserstoff, die für die Neutralisation von 1,48 g Kalziumhydroxid benötigt wird!

Periodensystem der Elemente

Wir kennen heute über 100 chemische Elemente. Von ihnen leiten sich über zwei Millionen chemische Verbindungen ab. Alle bisher entdeckten chemischen Elemente sind im Periodensystem der Elemente (/ S. 104) gesetzmäßig angeordnet. Wichtige Angaben für jedes Element lassen sich aus dem Periodensystem der Elemente unmittelbar ablesen. Andere Aussagen über ein Element können auf Grund der Stellung des Elements im Periodensystem wissenschaftlich begründet abgeleitet werden. So ist das Periodensystem der Elemente nicht nur eine Tabelle, in der alle bekannten Elemente aufgeführt sind, sondern es ist seit über 100 Jahren ein grundlegendes Arbeitsmittel für die Wissenschaft Chemie. Es wurde von Dmitri Iwanowitsch Mendelejew und Lothar Meyer in voneinander unabhängiger Arbeit aufgestellt, als erst etwa 60 Prozent der heute bekannten Elemente entdeckt waren. Durch weitere Forschungen wurde und wird das Periodensystem der Elemente vervollständigt.

Aufbau des Periodensystems der Elemente 45

Im Periodensystem der Elemente findet sich für jedes chemische Element ein Feld, in dem der Name und das Symbol des Elementes angegeben sind. Außerdem ist in dem Feld für jedes Element eine **Ordnungszahl** enthalten, die den Platz des Elementes im Periodensystem kennzeichnet. Darüber hinaus werden die relative Atommasse und der Elektronegativitätswert des Elementes aufgeführt (Abb. 45).
① ② / S. 97



Abb. 45 Übersicht über die Angaben zu einem Element im Periodensystem der Elemente

Das Auffinden eines Elementes im Periodensystem wird dadurch erleichtert, daß die Elemente in numerierten waagerechten Reihen geordnet sind, die als **Perioden** bezeichnet werden. Das Periodensystem der Elemente umfaßt 7 Perioden. In jeder Periode steigen die Ordnungszahlen von links nach rechts jeweils um 1 von Element zu Element an.
Außerdem sind die Elemente im Periodensystem in 8 Gruppen senkrecht geordnet, bei denen **Hauptgruppen** und **Nebengruppen** unterschieden werden. Damit kann jedes Element durch seine Ordnungszahl und durch die Zugehörigkeit zu einer bestimmten Periode und Gruppe gekennzeichnet werden.

■ Das Element Kalzium (Calcium) ist das Element mit der Ordnungszahl 20, das in der 4. Periode und der II. Hauptgruppe steht. ③ ④ ⑤ / S. 97

Von den insgesamt bekannten Elementen sind 44 Elemente **Hauptgruppenelemente.** In der 4. bis 7. Periode stehen sowohl Hauptgruppenelemente als auch **Nebengruppenelemente.** ⑥

▶ **Im Periodensystem der Elemente ist jedes Element durch die Ordnungszahl sowie durch seine Stellung in einer bestimmten Periode und in einer bestimmten Gruppe gekennzeichnet.**

Für das Periodensystem der Elemente gibt es unterschiedliche Darstellungsformen. Bei der Darstellung im Lehrbuch (/ S. 104 f.) ist die Besetzung der 2. und 3. Periode die Grundlage. Jede dieser Perioden umfaßt 8 Hauptgruppenelemente und keine Nebengruppenelemente. Deshalb heißen diese Perioden kurze Perioden. Die danach benannte Darstellungsform ist das **Kurzperiodensystem.** Eine andere Form ist das **Langperiodensystem** (/ TuF).
Für besondere Angaben werden in diesem Buch auch Tabellen verwendet, die nur Hauptgruppenelemente enthalten. Sie sind als Ausschnitte aus dem Periodensystem der Elemente zu verstehen (/ Abb. 49, S. 103).

Periodensystem der Elemente und Atombau 46

Die von *Mendelejew* und *Meyer* getroffene Anordnung der Elemente im Periodensystem läßt sich heute durch Erkenntnisse über den Bau der Atome erklären. ⑦ ⑧
Die Ordnungszahl eines Elementes stimmt stets mit der **Anzahl der Protonen** im Kern eines Atoms dieses Elementes überein. Durch die Anzahl der Protonen im Kern eines Atoms wird die Stellung des entsprechenden Elementes im Periodensystem bestimmt. Da in jedem Atom die Anzahl der Elektronen gleich der Anzahl der Protonen ist, stimmt die Ordnungszahl eines Elementes auch stets mit der Anzahl der Elektronen in einem Atom dieses Elementes überein. ⑨

▶ **Die Anzahl der Protonen in einem Atom eines Elementes bestimmt dessen Ordnungszahl.**
Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen ≙ Ordnungszahl.

Die Anordnung der Elemente in Perioden ist gleichfalls durch den Bau ihrer Atome begründet.

■ Bei den Atomen der Elemente mit den Ordnungszahlen 3 bis 10, die die 2. Periode bilden, befinden sich die 1 bis 8 Außenelektronen in der 2. Elektronenschale. Die Außenelektronen der Atome der Elemente in der 3. Periode mit den Ordnungszahlen 11 bis 18 sind jeweils in der 3. Elektronenschale angeordnet.

Die Zugehörigkeit eines Elementes zu einer bestimmten Periode ist demnach dadurch bedingt, zu welcher Elektronenschale die Außenelektronen der Atome dieses Elementes gehören.

▶ **Elemente, deren Atome dieselbe Anzahl besetzter Elektronenschalen haben, stehen in derselben Periode.**
Anzahl besetzter Elektronenschalen = Nummer der äußeren Elektronenschale ≙ Nummer der Periode.

① Suche im Periodensystem die Elemente Zinn, Silber und Chlor auf, und gib an, was über diese Elemente abzulesen ist!

② Suche im Periodensystem die Elemente mit den Ordnungszahlen 6, 8, 13 und 82 auf! Gib an, um welche Elemente es sich handelt und was über sie abzulesen ist!

✗ Kennzeichne die Stellung der Elemente Magnesium, Schwefel und Kalium im Periodensystem der Elemente!

④ Gib an, in jeweils welcher Gruppe und Periode die Elemente Wasserstoff, Kohlenstoff, Phosphor und Chrom stehen! Lies für diese Elemente die im Periodensystem ausgewiesenen Angaben ab!

⑤ Lies aus dem Periodensystem die Angaben über das Element ab, das in der VII. Hauptgruppe in der 4. Periode steht!

⑥ Ordne die Elemente der 4. Periode in einer Reihe nach steigender Ordnungszahl! Kennzeichne nun die Stellung von Haupt- und Nebengruppenelementen in dieser Reihe! Benutze die Tabelle „Periodensystem der Elemente", Seite 104 · · · 105!

⑦ Vergleiche für die Elemente Silizium, Schwefel, Argon und Kalium die Ordnungszahl mit der Anzahl der Protonen in einem Atom!

⑧ Vergleiche für die Elemente Magnesium, Phosphor und Zink die Ordnungszahl mit der Anzahl der Elektronen in einem Atom dieser Elemente!

✗ Bestimme für die Elemente mit den Ordnungszahlen 17, 25 und 35 die Anzahl der Protonen und die Anzahl der Elektronen in ihren Atomen!

Eine neue Periode beginnt immer dann, wenn ein Element auftritt, dessen Atom mit einem Außenelektron den Aufbau einer neuen Elektronenschale beginnt. Von Periode zu Periode ergibt sich eine regelmäßige Wiederkehr von Elementen, deren Atome die gleiche Anzahl von Außenelektronen besitzen. Die Anzahl der Außenelektronen ändert sich bei den nach steigender Ordnungszahl geordneten Elementen **periodisch**[1] (Abb. 46).

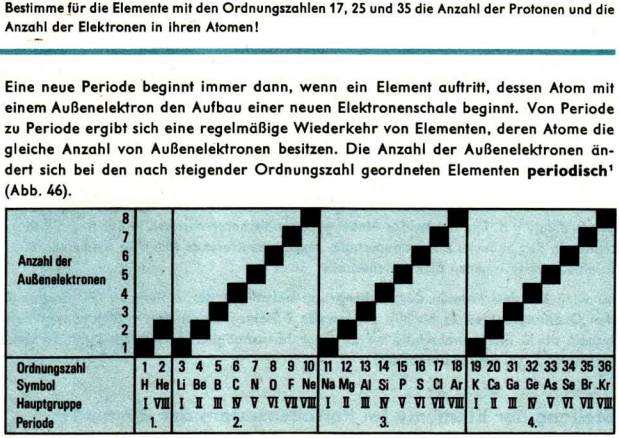


Abb. 46 Anzahl der Außenelektronen der Atome der Hauptgruppenelemente der 1. bis 4. Periode

Betrachtet man den Atombau der Elemente einer Hauptgruppe, so kann man feststellen, daß die Anzahl der Außenelektronen mit der Gruppennummer übereinstimmt (Tab. 20).

[1] periodikos (griechisch) = regelmäßig wiederkehrend

Tabelle 20 Zusammenhang zwischen dem Bau der Atome und der Stellung der Hauptgruppenelemente des Periodensystems

Zusammenhang zwischen		■ Schwefel	
Atombau	Stellung des Elementes im Periodensystem	Atombau	Stellung des Elementes im Periodensystem
Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen ≙	Ordnungszahl	16 Protonen 16 Elektronen	Ordnungszahl 16
Anzahl der besetzten Elektronenschalen = Nummer der äußeren Elektronenschale ≙	Nummer der Periode	3 besetzte Elektronenschalen 3. Elektronenschale	3. Periode
Anzahl der Außenelektronen ≙	Nummer der Hauptgruppe	6 Außenelektronen	VI. Hauptgruppe

■ Die Elemente Kohlenstoff, Silizium, Germanium, Zinn und Blei haben Atome mit 4 Außenelektronen und stehen dementsprechend in der IV. Hauptgruppe. ① ② ③

▶ **Hauptgruppenelemente, die Atome mit der gleichen Anzahl Außenelektronen besitzen, stehen in derselben Hauptgruppe. Bei Hauptgruppenelementen entspricht die Gruppennummer der Anzahl der Außenelektronen.**

In der 4. Periode treten neben Hauptgruppenelementen erstmalig auch Nebengruppenelemente auf. Die Atome der Nebengruppenelemente besitzen in der Regel 2 Elektronen in der äußeren Elektronenschale. Jedes hinzutretende Elektron hat seinen Platz in einer weiter inneren Elektronenschale.

■ So wird bei den Atomen der Nebengruppenelemente der 4. Periode (Elemente mit den Ordnungszahlen 21 bis 30), die jeweils 2 Elektronen in der 4. Elektronenschale haben, die 3. Elektronenschale bis zu ihrer höchstmöglichen Besetzung mit 18 Elektronen (/ S. 18) weiter aufgebaut.

Stellung der Elemente im Periodensystem der Elemente und einige Eigenschaften der Elemente

Wertigkeit der Elemente

Dmitri Iwanowitsch Mendelejew und *Lothar Meyer* erkannten die Wertigkeit der Elemente als eine besonders wichtige Eigenschaft. Für die Wertigkeiten der Hauptgruppenelemente gelten eindeutige gesetzmäßige Zusammenhänge. Dabei wird zwischen der Wertigkeit gegenüber dem Element Sauerstoff und gegenüber dem Element Wasserstoff unterschieden. ④ ⑤

① Bestimme für das Element a) Silizium, das in der 3. Periode und b) Kupfer, das in der 4. Periode steht, die Anzahl der besetzten Elektronenschalen und die Nummer der äußeren Elektronenschale für die Atome dieser Elemente!

Gib für die Elemente, deren Atome 3 beziehungsweise 6 Außenelektronen haben, die Nummer der Hauptgruppe an! Nenne diese Elemente!

Nenne die Elemente der VII. Hauptgruppe, und gib an, welche Anzahl Außenelektronen ihre Atome besitzen!

④ Gib an, was unter der Wertigkeit eines Elementes zu verstehen ist!

Ermittle für die Elemente Kohlenstoff, Phosphor und Aluminium aus der Zusammensetzung der Oxide Kohlendioxid CO_2, Diphosphorpentoxid P_2O_5 und Aluminiumoxid Al_2O_3 die Wertigkeit gegenüber dem Element Sauerstoff!

Ermittle mit Hilfe der Hauptgruppennummer die höchste Wertigkeit, in der die Elemente Silizium, Stickstoff und Schwefel gegenüber dem Element Sauerstoff auftreten können! Prüfe, ob in den Oxiden Siliziumdioxid SiO_2, Stickstoffdioxid NO_2 und Schwefeldioxid SO_2 die genannten Elemente die höchstmögliche Wertigkeit gegenüber dem Element Sauerstoff erreichen!

Vergleiche mit Hilfe der Tabelle 21 und der Übersicht zum Atombau der Elemente (/ Anfang und Ende des Buches) die höchste Wertigkeit der Elemente der II., III. und V. Hauptgruppe gegenüber dem Element Sauerstoff mit der Anzahl der Außenelektronen der entsprechenden Atome!

Es gibt Hauptgruppenelemente, die in unterschiedlicher Wertigkeit in ihren Sauerstoffverbindungen auftreten.

■ Das Element Schwefel ist im Schwefeldioxid SO_2 vierwertig, im Schwefeltrioxid SO_3 dagegen sechswertig. Die höchste Wertigkeit des Elementes Schwefel gegenüber dem Element Sauerstoff ist VI.

Aus Tabelle 21 geht hervor, daß die höchste Wertigkeit der Hauptgruppenelemente der 3. Periode gegenüber dem Element Sauerstoff von I bis VII ansteigt und gleich der Gruppennummer ist. Diese Beziehung gilt auch für die anderen Perioden. ⑧ ⑦

Tabelle 21 Hauptgruppennummer und höchste Wertigkeit der Elemente der 3. Periode gegenüber dem Element Sauerstoff

Nummer der Hauptgruppe		I	II	III	IV	V	VI	VII
Oxide der Elemente der 3. Periode	Formel	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
	Name	Natriumoxid	Magnesiumoxid	Aluminiumoxid	Siliziumdioxid	Diphosphorpentoxid	Schwefeltrioxid	Dichlorheptoxid
Höchste Wertigkeit gegenüber dem Element Sauerstoff		I	II	III	IV	V	VI	VII

Bei den Hauptgruppenelementen ändert sich die höchste Wertigkeit gegenüber dem Element Sauerstoff periodisch in Abhängigkeit von der Anzahl der Außenelektronen ihrer Atome (Abb. 47).

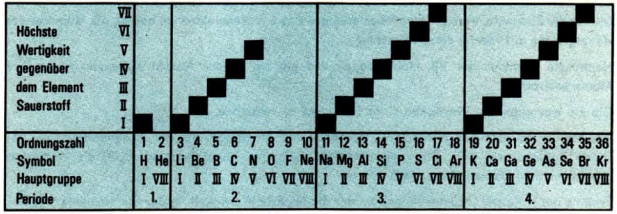


Abb. 47 Höchste Wertigkeit der Hauptgruppenelemente der 1. bis 4. Periode gegenüber dem Element Sauerstoff

Die höchste Wertigkeit der Elemente der I. bis VII. Hauptgruppe gegenüber dem Element Sauerstoff entspricht der Gruppennummer. Sie ist durch die Anzahl der Außenelektronen der Atome dieser Elemente bedingt.

Tabelle 22 zeigt, daß die Wertigkeit der Elemente der 2. Periode gegenüber dem Element Wasserstoff von der I. bis zur IV. Hauptgruppe von I bis IV ansteigt und damit der Gruppennummer entspricht.
Die Wertigkeit der Elemente der V. bis VII. Hauptgruppe derselben Periode gegenüber dem Element Wasserstoff fällt dagegen von III bis I. Somit entspricht die Wertigkeit dieser Elemente gegenüber dem Element Wasserstoff der Differenz zwischen der Zahl 8 und der Gruppennummer.

①

Tabelle 22 Hauptgruppennummer und Wertigkeit der Elemente der 2. Periode gegenüber dem Element Wasserstoff

Nummer der Hauptgruppe		I	II	III	IV	V	VI	VII
Wasserstoffverbindungen der Elemente der 2. Periode	Formel	LiH	BeH_2	BH_3	CH_4	NH_3	OH_2 (H_2O)	FH (HF)
	Name	Lithiumhydrid	Berylliumhydrid	Borwasserstoff	Methan	Ammoniak	Wasser	Fluorwasserstoff
Wertigkeit gegenüber dem Element Wasserstoff		I	II	III	IV	III	II	I

① Bestimme für die Elemente Arsen, Schwefel und Kohlenstoff die Wertigkeit gegenüber dem Element Wasserstoff a) aus der Zusammensetzung von Arsenwasserstoff AsH_3, von Schwefelwasserstoff H_2S und von Methan CH_4; b) mit Hilfe der Hauptgruppennummer der Elemente!

② Welche einfachen Ionen der Elemente Natrium, Kalium und Kalzium können bei chemischen Reaktionen aus den entsprechenden Atomen gebildet werden?

③ Welche einfachen Ionen der Elemente Schwefel, Fluor und Chlor können bei chemischen Reaktionen aus den entsprechenden Atomen gebildet werden?

▶ **Die Wertigkeit der Elemente gegenüber dem Element Wasserstoff entspricht in den Hauptgruppen I bis IV der Gruppennummer. In den Hauptgruppen V bis VII ergibt sie sich aus der Differenz zwischen der Zahl 8 und der Gruppennummer.**

Diese Gesetzmäßigkeit tritt in allen Perioden auf. Also ändert sich auch die Wertigkeit der Hauptgruppenelemente gegenüber dem Element Wasserstoff mit steigender Ordnungszahl periodisch (Abb. 48).

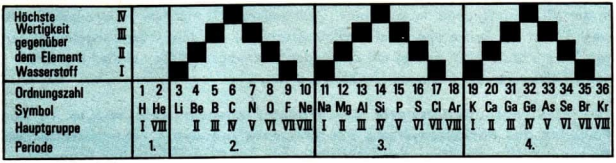


Abb. 48 Wertigkeit der Hauptgruppenelemente der 1. bis 4. Periode gegenüber dem Element Wasserstoff

Ionen der Elemente

Zu den Elementen, bei denen elektrisch positiv geladene Ionen vorliegen können, gehören alle Elemente der I. und II. Hauptgruppe und die Elemente der III. Hauptgruppe mit Ausnahme des Elementes Bor. Hinzu kommen unter anderem auch die Elemente Zinn und Blei aus der IV. Hauptgruppe. Diese Elemente haben alle relativ niedrige Elektronegativitätswerte. Es sind meist solche Elemente, die im Periodensystem der Elemente am Anfang einer Periode stehen. Hauptgruppenelemente, bei denen bevorzugt elektrisch negativ geladene einfache Ionen vorliegen können, stehen am Ende der Perioden vor den Edelgasen. Sie sind besonders in der VII., VI. und V. Hauptgruppe zu finden und haben hohe Elektronegativitätswerte. ② ③

▶ **Im Periodensystem der Elemente stehen am Anfang jeder Periode Hauptgruppenelemente, bei denen elektrisch positiv geladene Ionen vorliegen können. Am Ende jeder Periode stehen vor dem Edelgas Hauptgruppenelemente, bei denen elektrisch negativ geladene einfache Ionen vorliegen können.**

Bei elektrisch positiv geladenen Ionen der Hauptgruppenelemente entspricht die Anzahl der Ladungen dieser Ionen der Nummer der Hauptgruppe, in der das Element steht. Sie entspricht auch der Wertigkeit dieses Elementes gegenüber dem Element

Sauerstoff. Bei elektrisch negativ geladenen einfachen Ionen der Hauptgruppenelemente entspricht die Anzahl der Ladungen dieser Ionen der Differenz zwischen der Zahl 8 und der Nummer der Hauptgruppe. Sie entspricht damit auch der Wertigkeit dieser Elemente gegenüber dem Element Wasserstoff. Von den Atomen des nächststehenden Edelgases unterscheiden sich diese einfachen Ionen durch die Anzahl der Protonen im Kern und durch die elektrische Ladung. ① ②

Elektronegativitätswerte der Elemente

Im Periodensystem der Elemente (↗ S. 104 ··· 105) sind die Elektronegativitätswerte der Elemente angegeben. In der 2. Periode steht das Element Lithium (Ordnungszahl 3) am Anfang, das den Elektronegativitätswert 1,0 hat. Für das Element Fluor (Ordnungszahl 9) ist der Elektronegativitätswert 4,0 festgesetzt. Wie in dieser Periode nehmen in allen folgenden Perioden die Elektronegativitätswerte der Hauptgruppenelemente mit steigender Ordnungszahl zu (↗ Abb. 23, S. 32).
In der I. Hauptgruppe fallen mit steigender Ordnungszahl vom Element Lithium (Ordnungszahl 3) mit dem Elektronegativitätswert 1,0 bis zum Element Franzium (Ordnungszahl 87) die Elektronegativitätswerte der Elemente auf den Wert 0,7. Auch in der VII. Hauptgruppe, in der Fluor (Ordnungszahl 9) mit dem Elektronegativitätswert 4,0 an der Spitze und Astat (Ordnungszahl 85) mit dem Elektronegativitätswert von 2,2 am Ende steht, gibt es mit steigender Ordnungszahl ein Abfallen der Elektronegativitätswerte der Elemente (↗ Abb. 23, S. 32). ③

▶ **Die Elektronegativitätswerte der Hauptgruppenelemente steigen in den Perioden des Periodensystems der Elemente mit den Ordnungszahlen an. Dagegen fallen die Elektronegativitätswerte der Elemente in den Hauptgruppen mit steigender Ordnungszahl (Ausnahme III. Hauptgruppe).**

Stellung der Elemente im Periodensystem der Elemente und einige Eigenschaften der Stoffe 48

Metalle und Nichtmetalle

Magnesium, Aluminium, Kupfer, Schwefel und Chlor sind Stoffe, die aus je einem Element bestehen. Diese Stoffe lassen sich in Metalle und Nichtmetalle einteilen.
Magnesium zeigt silbergrauen Glanz, Leitvermögen für elektrischen Strom und gutes Wärmeleitvermögen. Dieser Stoff hat also alle Eigenschaften eines Metalls. Zwischen den Teilchen dieses Stoffes liegt Metallbindung (↗ S. 36) vor. Da Magnesium mit verdünnten Säuren reagiert, gehört es zu den unedlen Metallen (↗ S. 69). Die Atome des Elementes Magnesium (Ordnungszahl 12) besitzen immer 12 Elektronen, von denen 2 Außenelektronen sind (II. Hauptgruppe), die bei der Bildung eines Magnesium-Ions abgegeben werden können. Der Bau der Magnesiumatome bedingt die Eigenschaften des Metalls Magnesium wesentlich. Auch Aluminium und Kupfer sind Metalle. ④
Alle Elemente der I. bis II. Hauptgruppe sowie die Elemente der III. Hauptgruppe, mit Ausnahme des Elementes Bor, treten als Stoffe auf, die zu den Metallen gehören. Auch die Elemente Zinn und Blei sind als Metalle bekannt, ebenso das Element Wismut. Alle Elemente der Nebengruppen treten stets als Metalle auf. ⑤

① Leite aus der Stellung der Elemente Aluminium, Lithium, Schwefel und Jod im Periodensystem der Elemente ab, welche einfachen Ionen bei diesen Elementen gebildet werden können und welche Ladung diese Ionen jeweils haben müssen!

② Vergleiche den Aufbau eines Kalium-Ions, eines Magnesium-Ions und eines Chlorid-Ions mit dem Aufbau eines Atoms des nächststehenden Edelgases!

③ Nenne drei chemische Verbindungen aus je einem Element der I. und der VII. Hauptgruppe! Beurteile die Polarität der chemischen Bindung zwischen den Teilchen dieser Stoffe! Bestimme die vorherrschende Art der chemischen Bindung und begründe deine Aussage!

④ Informiere dich über die Metallbindung (/ S. 36)!

⑤ Suche die Elemente Zinn, Blei und Wismut im Periodensystem der Elemente auf! Kennzeichne die Stellung dieser Elemente in Gruppe und Periode!

⑥ Prüfe mit Hilfe der Kenntnisse über das Periodensystem der Elemente und den Atombau, ob die Merkmale für Hauptgruppenelemente, die als Metalle auftreten, auch für Nebengruppenelemente zutreffen!

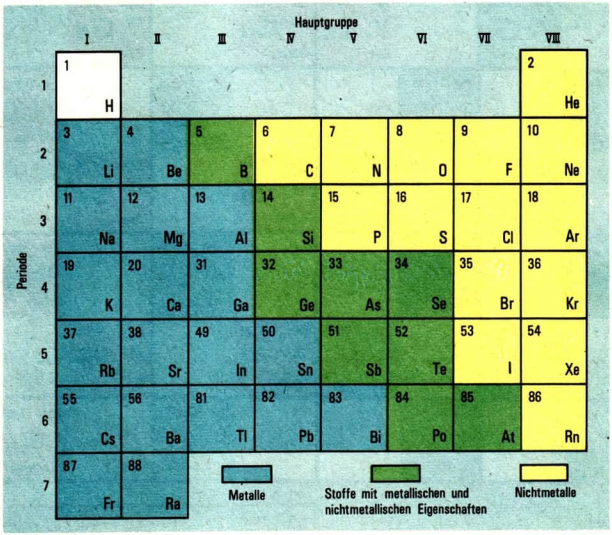


Abb. 49 Übersicht zu metallischen beziehungsweise nichtmetallischen Eigenschaften von elementaren Stoffen

Abbildung 49 zeigt, daß die Hauptgruppenelemente, die als Metalle auftreten, im linken unteren Teil der Tabelle ihren Platz haben. Es sind Elemente mit relativ kleiner Anzahl von Außenelektronen der Atome und niedrigen Elektronegativitätswerten. ⑥

Periodensystem der Elemente

Periode	I. Hauptgruppe	I. Nebengruppe	II. Hauptgruppe	II. Nebengruppe	III. Hauptgruppe	III. Nebengruppe	IV. Hauptgruppe	IV. Nebengruppe	V. Hauptgru
1	1 1,008 2,1 H Wasserstoff								
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 3,0 Stickstoff
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 Silizium		15 2,1 Phosphor
4	19 39,10 0,8 K Kalium		20 40,08 1,0 Ca Kalzium		21 44,96 1,3 Sc Skandium		22 47,90 1,5 Ti Titan		
		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 7 2,0 A Arsen
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 Zirkonium		
		47 107,87 1,9 Ag Silber		48 112,40 1,7 Cd Kadmium	49 114,82 1,7 In Indium		50 118,69 1,8 Sn Zinn		51 12 1,9 S Antimon
6	55 132,91 0,7 Cs Zäsium		56 137,34 0,9 Ba Barium		57* 138,91 1,1 La Lanthan		72 178,49 1,3 Hf Hafnium		
		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 20 1,9 Wismut
7	87 [223] 0,7 Fr Franzium		88 226,02 0,9 Ra Radium		89** [227] 1,1 Ac Aktinium		104 [260] Kur. (Ku) tschatowium		

Schlüssel

Eigenschaften der Oxide:
- basisch
- basisch/sauer
- sauer
- Edelgase

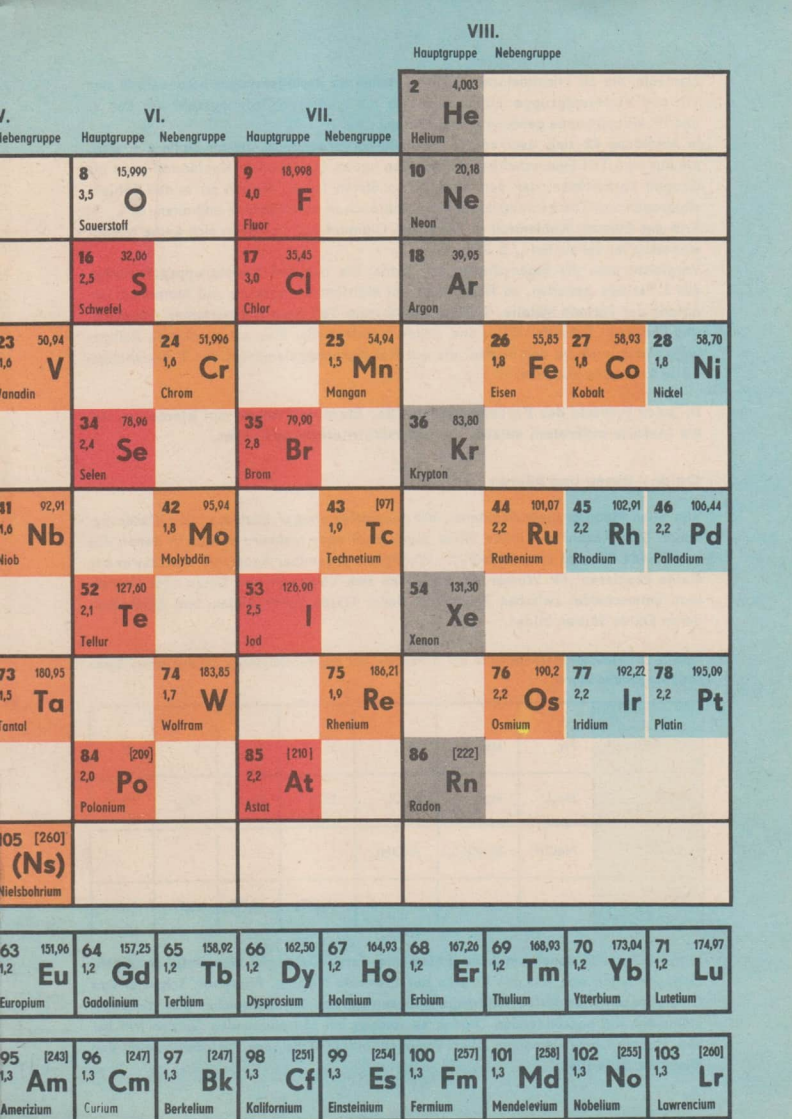
Beispiel: 7 N Stickstoff, 14,007 (Ordnungszahl, relative Atommasse), Elektronegativitätswert 3,0, Farbe, Name, Symbol

* Lanthanide

6	58 140,12 1,1 Ce Zer	59 140,91 1,1 Pr Praseodym	60 144,24 1,1 Nd Neodym	61 [145] 1,1 Pm Promethium	62 15 1,2 Sa Samarium

** Aktinide

7	90 232,04 1,3 Th Thorium	91 231,03 1,5 Pa Protaktinium	92 238,03 1,7 U Uran	93 237,05 1,3 Np Neptunium	94 [1,3 P Plutonium


VIII.
Hauptgruppe
Nebengruppe
V.
Nebengruppe
VI.
Hauptgruppe
Nebengruppe
VII.
Hauptgruppe
Nebengruppe
2 4,003 He Helium
8 15,999 3,5 O Sauerstoff
9 18,998 4,0 F Fluor
10 20,18 Ne Neon
16 32,06 2,5 S Schwefel
17 35,45 3,0 Cl Chlor
18 39,95 Ar Argon
23 50,94 1,6 V Vanadin
24 51,996 1,6 Cr Chrom
25 54,94 1,5 Mn Mangan
26 55,85 1,8 Fe Eisen
27 58,93 1,8 Co Kobalt
28 58,70 1,8 Ni Nickel
34 78,96 2,4 Se Selen
35 79,90 2,8 Br Brom
36 83,80 Kr Krypton
41 92,91 1,6 Nb Niob
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
52 127,60 2,1 Te Tellur
53 126,90 2,5 I Jod
54 131,30 Xe Xenon
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
84 [209] 2,0 Po Polonium
85 [210] 2,2 At Astat
86 [222] Rn Radon
105 [260] (Ns) Nielsbohrium
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
95 [243] 1,3 Am Amerizium
96 [247] 1,3 Cm Curium
97 [247] 1,3 Bk Berkelium
98 [251] 1,3 Cf Kalifornium
99 [254] 1,3 Es Einsteinium
100 [257] 1,3 Fm Fermium
101 [258] 1,3 Md Mendelevium
102 [255] 1,3 No Nobelium
103 [260] 1,3 Lr Lawrencium

Elemente, die als Nichtmetalle auftreten, stehen im Periodensystem besonders in der VII. und VI. Hauptgruppe. Einige Elemente mit niedriger Ordnungszahl aus der V. und IV. Hauptgruppe gehören ebenfalls dazu. ①

In Abbildung 49 sind auch solche Elemente hervorgehoben, die als Stoffe auftreten, die nur zum Teil Eigenschaften von Metallen haben. Das Element Kohlenstoff kann als Graphit vorkommen, der den elektrischen Strom leitet. Graphit ist in den Kohlenelektroden von Taschenlampenbatterien und auch in Bleistiftminen enthalten. ②

Tritt das Element Kohlenstoff in Form von Diamant auf, so lassen sich keine Metalleigenschaften feststellen (/ S. 35).

Vergleicht man die Eigenschaften der Stoffe, die aus den Hauptgruppenelementen der 3. Periode bestehen, so findet man mit Natrium, Magnesium und Aluminium am Anfang der Periode Metalle. Silizium besitzt zum Teil Metalleigenschaften. Hingegen sind Phosphor, Schwefel, Chlor und Argon Nichtmetalle. Eine entsprechende Reihenfolge gibt es auch bei den Stoffen, die aus Hauptgruppenelementen der 2. beziehungsweise 4. Periode bestehen. ③

► **In jeder Periode des Periodensystems der Elemente folgen auf Elemente, die als Metalle auftreten, solche, die als Nichtmetalle auftreten.**

Oxide – Basen und Säuren

Von allen Hauptgruppenelementen, mit Ausnahme einiger Edelgase, sind Oxide bekannt. Eine Anzahl von ihnen bildet sogar zwei oder mehrere Oxide, in denen das betreffende Element unterschiedliche Wertigkeit gegenüber Sauerstoff hat. Bestimmte Oxide reagieren mit Wasser. Dabei bilden sich Lösungen von Basen oder Säuren. Man unterscheidet zwischen Elementen, deren Oxide Basen bilden und Elementen, deren Oxide Säuren bilden.

Tabelle 23 Hauptgruppenelemente der 3. Periode mit den zugehörenden Oxiden sowie Basen beziehungsweise Säuren

Symbole der Elemente	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Oxid	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Base	NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$				
Säure				H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$

In der 3. Periode stehen am Anfang Elemente, deren Oxide mit Wasser Basen bilden. Dagegen leiten sich von den Oxiden der Elemente Silizium, Phosphor, Schwefel und Chlor, die am Ende der Periode stehen, Säuren ab (Tab. 23). Ein solcher Übergang von Elementen mit basebildenden Oxiden zu solchen mit säurebildenden Oxiden tritt bei den Hauptgruppenelementen aller Perioden auf (/ Tafel des Periodensystems der Elemente, Seite 104).

① Suche die Elemente Stickstoff, Phosphor, Chlor und Brom im Periodensystem der Elemente auf und kennzeichne ihre Stellung!

② Prüfe eine Kohlenelektrode aus einer verbrauchten Monozelle und eine Bleistiftmine auf elektrisches Leitvermögen!

③ Begründe die Richtigkeit der Aussagen über die Hauptgruppenelemente der 2. beziehungsweise 4. Periode hinsichtlich des Auftretens von Metallen mit Hilfe der Darstellung in Abbildung 49!

④ Nenne die Merkmale der Stoffklassen Basen, Säuren und Salze! Vergleiche dazu die in den entsprechenden Lösungen vorhandenen Arten von Ionen!

⑤ Wodurch wird bedingt, ob eine Lösung sauer beziehungsweise basisch ist?

⑥ Wie können Lösungen von Säuren und Basen im Experiment unterschieden werden?

⑦ Entscheide aus der Stellung der Elemente im Periodensystem der Elemente, ob Oxide von Barium, Phosphor, Zäsium beziehungsweise Brom mit Wasser Baselösungen oder Säurelösungen bilden!

Beim Übergang von einer Periode zur nächsten erfolgt immer sprunghaft ein Wechsel von einem Element mit säurebildendem Oxid zu einem Element mit einem basebildenden Oxid.
④ ⑤ ⑥ ⑦

▶ **In jeder Periode (ausgenommen die 1. Periode) des Periodensystems der Elemente stehen am Anfang Hauptgruppenelemente, deren Oxide bei der Reaktion mit Wasser Baselösungen bilden. Ihnen folgen mit steigenden Ordnungszahlen Elemente, deren Oxide mit Wasser Säurelösungen bilden.**

Zusammenfassend kann festgestellt werden, daß die Anordnung der Elemente im Periodensystem gestattet, über alle Elemente wissenschaftlich begründete Aussagen abzuleiten. Grundlage ist das von D. I. Mendelejew entdeckte Gesetz der Periodizität.

▶ **Aus der Stellung eines Elementes im Periodensystsm der Elemente lassen sich Aussagen über Aufbau und Eigenschaften seiner Atome und Ionen sowie über Eigenschaften der Stoffe ableiten, an deren Aufbau dieses Element beteiligt ist.**

Entdeckung des Gesetzes der Periodizität und Aufstellung des Periodensystems der Elemente 49

Das Wissen über die chemischen Elemente hat sich in besonderem Maße seit dem 18. Jahrhundert entwickelt. Im Altertum waren 12 Stoffe bekannt, von denen man heute weiß, daß sie aus je einem Element bestehen. Bedingt durch die feudale und klerikale Unterdrückung wissenschaftlicher Arbeit, wurden bis zum Ausgang des 17. Jahrhunderts nur zwei weitere solche Stoffe entdeckt. Im 18. Jahrhundert, einer Zeit auflebender Forschung, wurden dagegen 14 Stoffe entdeckt und dargestellt, die sich als elementare Stoffe erwiesen. Damit verdoppelte sich die Kenntnis solcher Stoffe. Im 19. Jahrhundert wurde ein erster wissenschaftlich begründeter Elementbegriff geprägt. Die sich stark entwickelnde naturwissenschaftliche Forschung führte zur Kenntnis weiterer 54 Elemente. Somit waren zum Ende des 19. Jahrhunderts insgesamt 82 che-

mische Elemente bekannt. Heute sind bereits 105 Elemente entdeckt. Mit der zunehmenden Anzahl bekannter Elemente und der Vielzahl ihrer Verbindungen ergab sich objektiv die Notwendigkeit, eine geordnete Übersicht zu schaffen. Viele Wissenschaftler versuchten deshalb, zu einer Klassifizierung der chemischen Elemente zu gelangen (Tab. 24). ①

Tabelle 24 Zeittafel der Entwicklung der Kenntnise über chemische Elemente

Zeitabschnitt	Anzahl bekannter Elemente	Entdeckung und Klassifizierung von Elementen
Altertum	12	z. B. Gold, Silber, Eisen, Zinn, Zink, Blei, Kohlenstoff, Schwefel
4. bis 17. Jahrhundert	14	Phosphor, Wismut (Bismut)
18. Jahrhundert	28	z. B. Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff, Chrom (Chromium), Platin
19. Jahrhundert		— Atomtheorie, relative „Atomgewichte": *Dalton* 1803 — Symbole für chemische Elemente: *Berzelius* 1814 — Ordnung von Elementen nach ähnlichen Eigenschaften: *Döbereiner* 1829; *Pettenkofer* 1850; *Odling* 1857; *Chancourtois* 1860; *Newlands* 1864
	63	— Gesetz der Periodizität: *Mendelejew* 1869 Periodensystem der Elemente: *Mendelejew* und *Meyer* 1869 · · · 1870
		— Voraussage unentdeckter Elemente: *Mendelejew* 1870 — Entdeckung der Elemente: Gallium (Eka-Aluminium) 1875, Skandium (Eka-Bor) 1879 Germanium (Eka-Silizium) *Winkler* 1886
	82	— Entdeckung der Edelgase: ab 1894
20. Jahrhundert		— Zusammenhang zwischen Ordnungszahl und Atombau: *Moseley* 1913 — künstliche Elementumwandlungen: *Rutherford* 1919 — künstliche Darstellung von Transuranen ab 1940
	105	— Entdeckung des Elementes 105 in Dubna: *Flerow* 1967

① Versuche, mit Hilfe der Kenntnisse aus dem Geschichtsunterricht, die Entwicklung der Kenntnisse über chemische Elemente bis zum 19. Jahrhundert mit der Entwicklung der Produktivkräfte in Beziehung zu setzen!

Der russische Chemiker *Dmitri Iwanowitsch Mendelejew* (Abb. 50) suchte nach einer Ordnung für die damals bekannten 63 chemischen Elemente. Er entschied sich, die Elemente nach steigender relativer Atommasse zu ordnen. Dabei stellte er fest, daß jeweils nach einer Anzahl von Elementen mit unterschiedlichen Eigenschaften regelmäßig wieder Elemente auftraten, die mit vorher angeordneten Elementen ähnliche Eigenschaften haben. So entdeckte *Mendelejew* das „Gesetz der Periodizität". Verallgemeinernd schrieb er in seiner 1869 veröffentlichten Arbeit „Die Beziehungen zwischen den Eigenschaften der Elemente und ihren Atomgewichten"[1]: „Die nach der Größe ihres Atomgewichts angeordneten Elemente zeigen eine deutliche Periodizität ihrer Eigenschaften". Er ließ beim Aufstellen des Periodensystems der Elemente Plätze frei und folgerte aus dem Gesetz der Periodizität, daß auf solche Plätze Elemente gehören, die noch nicht entdeckt waren.

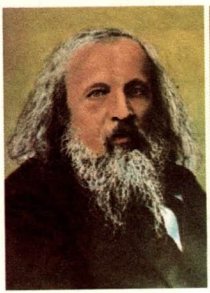


Abb. 50 Dmitri Iwanowitsch Mendelejew (1834 bis 1907)

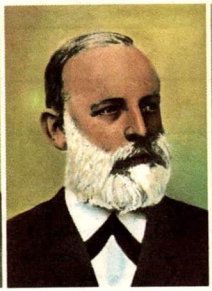


Abb. 51 Lothar Meyer (1830 bis 1895)

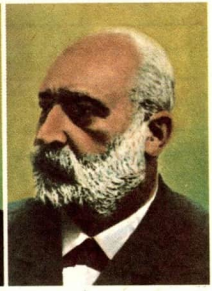


Abb. 52 Clemens Winkler (1838 bis 1904)

Der deutsche Chemiker *Lothar Meyer* (Abb. 51) stellte eine regelmäßige Wiederkehr bestimmter physikalischer Eigenschaften von Elementen fest, als er diese nach steigenden relativen Atommassen ordnete. 1870 erschien seine Arbeit „Die Natur der chemischen Elemente als Funktion ihrer Atomgewichte"[1]. Diese Arbeit enthielt auch ein 1869 entworfenes Periodensystem der Elemente, das Haupt- und Nebengruppen unterschied und Plätze für noch unbekannte Elemente frei ließ. In den Grundsätzen stimmten die Periodensysteme der Elemente von *Mendelejew* und von *Meyer* überein.

▶ **Die Entdeckung des Gesetzes der Periodizität durch Dmitri Iwanowitsch Mendelejew (1869) und die Aufstellung des Periodensystems der Elemente durch D. I. Mendelejew und Lothar Meyer (1869/1870) führten zu einer wissenschaftlich begründeten Ordnung der chemischen Elemente.**

[1] Im 19. Jahrhundert wurden Gewicht und Masse noch nicht unterschieden.

1870 veröffentlichte *Mendelejew* eine Arbeit mit dem Titel „Über das natürliche System der Elemente und seine Anwendung zum Ermitteln der Eigenschaften unentdeckter Elemente".

Er sagte Eigenschaften unentdeckter Elemente und ihrer Verbindungen voraus und ordnete ihnen Plätze im Periodensystem der Elemente zu. Beispielsweise ermittelte *Mendelejew* die Eigenschaften eines Elementes mit Hilfe des Periodensystems der Elemente, das in der IV. Hauptgruppe auf das Silizium folgen mußte. Er nannte es „Eka-Silizium[2]". ① ②

Dieses Element wurde 1886 von dem deutschen Chemiker *Clemens Winkler* (Abb. 52) entdeckt und Germanium Ge genannt.

Winklers experimentelle Untersuchungen bestätigten überzeugend die von *Mendelejew* erarbeiteten Voraussagen über die Eigenschaften dieses Elements (Tab. 25).

Tabelle 25 Von *Mendelejew* vorausgesagte und von Winkler experimentell bestätigte Eigenschaften des Germaniums

Eigenschaften	von *Mendelejew* 1870 vorausgesagt	von *Winkler* 1886 bestätigt
Relative Atommasse	72	72,6
Wertigkeit des Elementes	IV	IV
Physikalische Eigenschaften	dunkelgraues Metall	graues bis silberweißes Metall
Formel und Eigenschaft des Oxids	EsO_2; leicht zum Metall zu reduzieren	GeO_2; leicht zum Metall zu reduzieren
Formel des Chlorids	$EsCl_4$	$GeCl_4$

Welche Bedeutung *Mendelejew* und *Winkler* dem Zusammenhang von Theorie und Experiment beimaßen, soll durch die folgenden Zitate von Aussagen beider Forscher verdeutlicht werden.

D. I. Mendelejew in „Grundlagen der Chemie" (1891):

„Naturgesetze dulden keine Ausnahmen und unterscheiden sich dadurch von Regeln und Regelmäßigkeiten, z. B. grammatikalischen. Bestätigen kann man ein Gesetz nur dadurch, daß man auf Grund desselben Folgerungen macht, die sonst nicht möglich sind und auch nicht erwartet werden können und die durch das Experiment gerechtfertigt werden ... Das periodische Gesetz muß entweder bis zu seiner letzten Konsequenz anerkannt und als ein neues Mittel der chemischen Forschung betrachtet oder es muß verworfen werden."

C. Winkler zur Entdeckung des Germaniums:

[2] eka (sanskrit) = nach

① *Mendelejew* berechnete die relative Atommasse des Eka-Siliziums als das arithmetische Mittel der relativen Atommassen der Elemente Silizium, Zinn, Zink und Arsen. Suche diese Elemente im Periodensystem der Elemente auf, und kennzeichne ihre Stellung in bezug auf die des Germaniums! Berechne die relative Atommasse des Germaniums auf dem gleichen Wege wie Mendelejew!

② Zeige, daß sich die relative Atommasse des Magnesiums annähernd feststellen läßt, indem man das arithmetische Mittel der relativen Atommassen der benachbarten vier Hauptgruppenelemente berechnet!

③ Kennzeichne die Bedeutung der Entdeckung des Gesetzes der Periodizität durch *D. I. Mendelejew* und der Aufstellung des Periodensystems der Elemente durch *Mendelejew* und *Meyer* für die Entwicklung der Wissenschaft Chemie!

④ Kennzeichne, welche Bedeutung den experimentellen Arbeiten *Winklers* hinsichtlich der Voraussagen *Mendelejews* über noch nicht entdeckte Elemente zukommt! Werte dazu den Text auf S. 109 · · · 111 und die Tabellen 25 und 26 aus!

⑤ Weise nach, daß im Bau der Atomhüllen der Elemente 1 bis 20 Periodizität vorliegt! Lies dazu wiederholend im Abschnitt 46 (↗ S. 96) nach!

„... einen schlagenderen Beweis für die Richtigkeit der Lehre von der Periodizität der Elemente als den, welcher die Verkörperung des bisher hypothetischen ‚Ekasiliciums' in sich schließt, kann es kaum geben, und er bildet in Wahrheit mehr als die bloße Bestätigung einer kühn aufgestellten Theorie, er bedeutet eine eminente Erweiterung des chemischen Gesichtsfeldes, einen mächtigen Schritt ins Reich der Erkenntnis." ③

▶ **Die Bestätigung des Gesetzes der Periodizität durch experimentelle Untersuchungen ist ein Beispiel für wissenschaftliches Arbeiten in der chemischen Forschung.**

Tabelle 26 gibt eine Übersicht über einige wichtige Schritte bei der Aufstellung und Bestätigung des Gesetzes der Periodizität und des Periodensystems der Elemente. ④ Weitschauend dachte *Mendelejew* auch über die Gründe für den Zusammenhang zwischen relativen Atommassen und Eigenschaften der Elemente nach und stellte fest: „Bis jetzt fehlen uns aber noch die Mittel, die Natur und desto mehr die Ursachen dieses Gesetzes zu erfassen. Aller Wahrscheinlichkeit nach liegt die Ursache in der inneren Mechanik der Atome und Moleküle." In eben diesem Sinne führte die Erforschung des Atombaus im 20. Jahrhundert zu einer Begründung des Gesetzes der Periodizität und der Ordnung der Elemente im Periodensystem der Elemente. Durch die experimentellen Arbeiten des englischen Physikers *H. Moseley* aus dem Jahr 1913 wurde es möglich, die Protonenanzahl für jedes Element zu bestimmen. Seitdem wird nicht mehr die relative Atommasse für die Anordnung der Elemente im Periodensystem zugrunde gelegt. Die Ordnungszahl eines Elementes wird aus der Anzahl der Protonen im Atomkern abgeleitet (↗ S. 98). Ebenfalls 1913 gewann der dänische Physiker *N. Bohr* grundlegende Erkenntnisse über den Aufbau der Atomhülle (↗ S. 13). Die Arbeiten von *Moseley* und *Bohr* bestätigten das Gesetz der Periodizität und gestatteten, es aus dem Atombau der Elemente zu erklären. ⑤

▶ **Die Periodizität der Eigenschaften der chemischen Elemente ist durch den Atombau der Elemente begründet.**

Tabelle 26 Wichtige Schritte bei der Aufstellung und Bestätigung des Gesetzes der Periodizität

1. Festgestellter Sachverhalt	Nach relativen Atommassen geordnete Elemente ergeben eine Reihe, in der in regelmäßiger Folge Elemente mit ähnlichen Eigenschaften auftreten. (*Mendelejew/Meyer*) 1869
2. Vermutetes Gesetz	Die Eigenschaften der Elemente stehen in periodischer Abhängigkeit von ihren relativen Atommassen (Gesetz der Periodizität). (*Mendelejew*) 1869 Ableitung eines Periodensystems der Elemente (*Mendelejew/Meyer*) 1869/1870
3. Folgerungen	Freie Plätze im Periodensystem der Elemente lassen unentdeckte Elemente vermuten und deren Eigenschaften voraussagen. (*Mendelejew*) 1870
4. Experimentelle Untersuchung	Experimente weisen neue Elemente und deren Eigenschaften nach. (z. B. Entdeckung des Elementes Germanium durch *Winkler*) 1886
5. Vergleich von Folgerungen und Experimentergebnissen	Eigenschaften neu entdeckter Elemente stimmen mit den aus dem Gesetz der Periodizität und dem Periodensystem der Elemente abgeleiteten Voraussagen überein.
6. Resultat	Übereinstimmung von Experimentergebnissen und Voraussagen bestätigen das Gesetz der Periodizität als Naturgesetz.

Elemente der I. und II. Hauptgruppe 50

42 ▼

In einer Apparatur entsprechend Abbildung 37 (↗ S. 66) wird Chlor über erhitzte Kalziumspäne geleitet.

Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Zäsium (Caesium) und Franzium (Francium) sind die Elemente der I. Hauptgruppe. Über sie lassen sich Aussagen aus ihrer Stellung im Periodensystem der Elemente ableiten. Da die Stellung eines Hauptgruppenelementes im Periodensystem durch die Anzahl der Außenelektronen seiner Atome bedingt ist, weiß man, daß die Atome aller Elemente der I. Hauptgruppe ein Außenelektron besitzen. Wird dieses Außenelektron bei einer chemischen Reaktion abgegeben, so entstehen stets elektrisch einfach positiv geladene Ionen. Damit erklärt sich auch, daß die Elemente der I. Hauptgruppe in allen ihren Verbindungen einwertig sind. ①

① Stelle die Formeln für die Oxide der Elemente der I. Hauptgruppe auf!

② Stelle mit Hilfe der Dichteangaben (/ ChiÜb, S. 75) fest, welche der genannten Metalle auf dem Wasser schwimmen!

③ Wird Natrium zu Wasser gegeben, so schmilzt das reagierende Natrium. Versuche, diese Erscheinung zu erklären! Stelle Vermutungen über das Verhalten der anderen Metalle an, die aus den Elementen der I. Hauptgruppe bestehen!

④ Entwickle die chemischen Gleichungen für die Reaktionen von a) Kalium und b) Lithium mit Wasser!

⑤ Entwickle die Dissoziationsgleichungen für Natriumhydroxid, Rubidiumhydroxid und Zäsiumhydroxid!

⑥ Entwickle die chemischen Gleichungen für die Reaktionen a) von Kalium mit Brom und b) von Natrium mit Jod! Benenne die Reaktionsprodukte!

⑦ Stelle die Formeln für die Oxide von Kalzium, Strontium und Barium auf!

⑧ Entwickle die chemischen Gleichungen für die Reaktionen von Strontium beziehungsweise Barium mit Wasser!

⑨ Stelle die Formeln der Chloride für alle Elemente der II. Hauptgruppe auf!

Die Stoffe Natrium und Kalium sind uns als Metalle bekannt (/ S. 103). Ebenso sind die Stoffe Lithium, Rubidium und Zäsium Metalle mit silbrigem Aussehen. Sie sind aber so weich, daß man sie mit dem Messer schneiden kann. Charakteristisch für diese Metalle sind auch ihre sehr geringen Dichten und niedrigen Schmelztemperaturen. ② ③
Alle hier genannten Metalle reagieren heftig mit Wasser. Dabei bilden sich gut lösliche Hydroxide und Wasserstoff. Die entstehenden Lösungen sind stark basisch. ④ ⑤
Natrium reagiert mit Chlor unter greller Lichterscheinug (Experiment 31, S. 65). Auch die anderen Metalle reagieren sehr heftig mit Stoffen wie Chlor, Brom oder Jod. Bei solchen Reaktionen entstehen Salze. ⑥
Die Ähnlichkeiten in den physikalischen und chemischen Eigenschaften gestatten, daß man von Gruppeneigenschaften dieser Stoffe sprechen kann. Sie sind wesentlich durch das Vorhandensein des einen Außenelektrons in den Atomen der entsprechenden Elemente bedingt.
Wie das Periodensystem der Elemente (/ S. 104 · · · 105) ausweist, gehören die Elemente Beryllium, Magnesium, Kalzium, Strontium, Barium und Radium zur II. Hauptgruppe. Ihre Atome besitzen je 2 Außenelektronen. Bei chemischen Reaktionen bilden sie unter Elektronenabgabe elektrisch zweifach positiv geladene Ionen. In ihren Oxiden liegen die Elemente in Übereinstimmung mit der Nummer der Hauptgruppe zweiwertig vor. ⑦
Ebenso wie die Stoffe Magnesium und Kalzium sind auch Beryllium, Strontium, Barium und Radium silbrig glänzende beziehungsweise graue Metalle, die härter als Natrium oder Kalium sind. Barium hat etwa die Härte wie Blei. Auch sind die Dichten dieser Metalle größer und die Schmelztemperaturen höher als die der Metalle, die aus den Elementen der I. Hauptgruppe bestehen. Dabei nehmen die Dichten mit steigenden Ordnungszahlen zu, wogegen die Schmelztemperaturen abnehmen. ⑧ ⑨
Kalzium reagiert mit Wasser, und es bilden sich Wasserstoff und Kalziumhydroxid, dessen wäßrige Lösung basisch ist (/ Experiment 18, S. 50). Ebenso reagieren Strontium und Barium. Dagegen reagieren Beryllium und Magnesium nur sehr langsam mit

kaltem Wasser, und die Löslichkeit ihrer Hydroxide ist gering. Salze der Elemente der II. Hauptgruppe lassen sich durch direkte Reaktion der Metalle mit Stoffen wie Chlor, Brom oder Jod darstellen (Experiment 42, S. 112).

▶ **Die Elemente der I. und II. Hauptgruppe zeigen, bedingt durch ihre Ähnlichkeiten im Atombau, jeweils typische Gruppeneigenschaften.**

Aufgaben zur Festigung 51

1. Beschreibe den Platz des Elementes Sauerstoff im Periodensystem der Elemente, indem du seine Ordnungszahl sowie seine Stellung in einer bestimmten Gruppe und Periode angibst!
2. Bestimme Namen und Platz des Elementes im Periodensystem der Elemente, dessen Atome je 33 Elektronen in insgesamt 4 Elektronenschalen aufweisen!
3. Begründe mit Hilfe des Wissens über den Atombau, wieso es richtig ist, daß das Element Zinn im Periodensystem der Elemente seinen Platz in der IV. Hauptgruppe und 5. Periode hat!
4. Leite aus der Stellung des Elementes 56 (Barium) im Periodensystem der Elemente begründete Aussagen darüber ab,
   a) welche Wertigkeit das Element gegenüber dem Element Sauerstoff beziehungsweise dem Element Wasserstoff hat,
   b) ob Barium ein Metall ist oder nicht,
   c) welche Erscheinung auftreten muß, wenn eine Lösung des Reaktionsproduktes von Bariumoxid mit Wasser auf Lackmusfarbstoff wirkt!
5. Berechne das arithmetische Mittel der relativen Atommassen der Elemente Schwefel, Tellur, Arsen und Brom (/ Periodensystem der Elemente, S. 104)! Der relativen Atommasse welchen Elementes entspricht etwa der berechnete Wert? Werte die Bedeutung solcher Berechnungen für die Erarbeitung des Periodensystems der Elemente durch Mendelejew!
6. Kennzeichne den Bau eines Schwefelatoms und wesentliche Eigenschaften des Elementes Schwefel, nachdem du seine Stellung im Periodensystem der Elemente ermittelt und beschrieben hast!
7. Beschreibe, durch welche Denkleistungen und experimentelle Arbeiten es gelungen ist, das Gesetz der Periodizität als Naturgesetz zu bestätigen!
8. Ein Element bildet ein Oxid, in dem es siebenwertig vorliegt und dessen Lösung in Wasser eine Säure ist. Die Elektronen im Atom des Elementes sind auf 3 Elektronenschalen verteilt. Um welches Element handelt es sich?

Elemente der VII. Hauptgruppe

Agrochemische Zentren versorgen Kooperationsgemeinschaften der Pflanzenproduktion mit Düngemitteln. Der Kalidünger, der den wichtigen Pflanzennährstoff Kalium enthält, ist ein Salzgemisch aus Chlorverbindungen der Metalle Kalium, Natrium und Magnesium. Zur Herstellung der Kalidüngemittel für die Landwirtschaft werden im Tiefbau in harter Arbeit Kalirohsalze bergmännisch abgebaut.
Der Zusatz von fluorhaltigen Verbindungen bei der Trinkwasseraufbereitung wirkt dem Befall durch Zahnkaries besonders bei Kindern und Jugendlichen entgegen. Zum Aufbau des Knochenskeletts benötigt der Mensch täglich 1 ··· 2 mg Fluorid. Chloramphenikol, Bromhexin und Natriumjodid sind Medikamente, die in der Medizin zur Behandlung oder Diagnose verschiedener Erkrankungen eingesetzt werden.
In diesen angeführten Stoffen sind die Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod enthalten. Diese Elemente kennst du bereits als Elemente der VII. Hauptgruppe des Periodensystems.

Überblick über die Elemente der VII. Hauptgruppe 52

Die Elemente Fluor, Chlor, Brom, Jod und Astat gehören zur VII. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente (/ S. 104). Sie werden zusammen als Halogene[1] bezeichnet.
Das Periodensystem der Elemente enthält einige Angaben über die Elemente, andere können aus der Stellung dieser Elemente im Periodensystem hergeleitet werden (/ Ch iÜb, S. 88).
In den Atomen der Elemente nimmt die Anzahl der Elektronen und der Elektronenschalen in der Reihenfolge Fluor, Chlor, Brom und Jod zu. ① ② ③ / S. 117
Mit 7 Elektronen auf der äußeren Elektronenschale fehlt den Halogenatomen ein Elektron, um die besonders stabile Elektronenanordnung der Edelgasatome zu erreichen. Die Stoffe Fluor, Chlor, Brom und Jod bestehen deshalb aus zweiatomigen Molekülen. ④ ⑤ / S. 117
In Stoffen liegen die Halogene häufig als einfach negativ geladene Ionen vor, zum Beispiel Jodid-Ionen im Kaliumjodid, Chlorid-Ionen im Natriumchlorid. Gemeinsamkeiten im Bau der Halogenatome bedingen Ähnlichkeiten in den Eigenschaften der Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod. ⑥ / S. 117

▶ **Die Elemente Fluor, Chlor, Brom, Jod und Astat sind Elemente der VII. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente.**
Gemeinsamkeiten im Bau ihrer Atome bedingen Ähnlichkeiten in einigen Eigenschaften der Elemente.

[1] hals (griechisch) = Salz; gen (aus dem Griechischen) = erzeugen, bilden

43

Vorsicht! In einem Gasentwickler läßt man konzentrierte Salzsäure auf Kaliumpermanganat tropfen. Das entstehende Gas wird im Standzylinder aufgefangen, weiteres in Wasser gelöst beziehungsweise mit Natriumhydroxidlösung umgesetzt (Abb. 53).

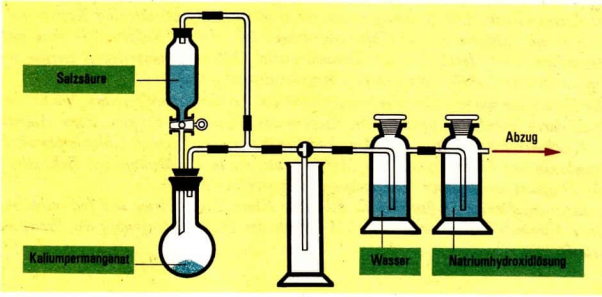


Abb. 53 Darstellen von Chlor und Lösen des Chlors in Wasser
Unschädlichmachen von ungelöstem Chlor durch chemische Reaktion mit Natriumhydroxidlösung

44

Vorsicht! Chlor wird in Wasser geleitet. Brom und Jod werden jeweils mit Wasser geschüttelt.

45

Vorsicht! Chlor wird in Tetrachlormethan geleitet. Brom und Jod werden jeweils mit Tetrachlormethan versetzt.

Die Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod kommen in der Natur nur in ihren Verbindungen vor, da sie mit sehr vielen anderen Elementen reagieren. Die Stoffe Fluor, Chlor, Brom und Jod sind jedoch aus diesen Verbindungen darstellbar.
Bei der chemisch-technischen Verarbeitung des Natriumchlorids zur Herstellung von Natrium oder Natronlauge entsteht das früher als lästiges Abfallprodukt angesehene Chlor. Mit den Fortschritten der Wissenschaft Chemie und der chemischen Industrie wurden für das Chlor wichtige Einsatzgebiete erschlossen. Das Abfallprodukt wurde zu einem Ausgangsstoff für die Herstellung des Polyvinylchlorids, eines vielseitig einsetzbaren Plasts, von Chlorwasserstoff und Salzsäure, von Arzneimitteln, einigen Lösungsmitteln und anderen Chemikalien. Zu den größten Chlorerzeugern und gleichzeitig -verbrauchern gehören in der DDR der VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld und das Kombinat VEB Chemische Werke Buna, Schkopau. Einige Eigenschaften der Stoffe Fluor, Chlor, Brom und Jod sind in Tabelle 27 zusammengestellt. ⑦ ⑧
Das gelbgrüne Gas **Chlor** hat einen stechenden Geruch (/ Experiment 43). Es ist in Wasser gut löslich (/ Experiment 44). Die wäßrige Lösung heißt Chlorwasser. Auch Tetrachlormethan CCl_4 löst Chlor (/ Experiment 45). ⑨
Chlor ist giftig, reizt die Schleimhäute und schädigt die Atmungsorgane. Es gehört laut Giftgesetz zu den Giften der Abteilung 2. Ein Anteil von 2,5 mg je 1 l Luft wirkt

① Ermittle die Elektronenverteilung für die Atome der Elemente Chlor, Brom und Jod! Benutze dazu das Periodensystem der Elemente und die Übersicht der Elemente am Anfang des Lehrbuches!

② Gib die Anzahl der Protonen für die Halogenatome an!

③ Nenne die jeweils äußere Elektronenschale für die verschiedenen Halogenatome!

④ Kennzeichne die in Brommolekülen vorliegende chemische Bindung!

⑤ Stelle die Formeln für Chlor-, Brom- und Jodmoleküle in Elektronenschreibweise auf!

⑥ Vergleiche die Angaben (/ ChiÜb, S. 88) für Chlor, Brom und Jod! Leite für die Elemente einen Zusammenhang zwischen dem Bau ihrer Atome und ihren Eigenschaften her!

⑦ Welchen Aggregatzustand haben Fluor, Chlor, Brom und Jod unter den Bedingungen des Normzustandes? Verwende die Angaben über Schmelz- und Siedetemperaturen aus Tabelle 27!

⑧ Was weißt du über den Bau des Stoffes Chlor?

⑨ Überlege, wie das Gas Chlor aufzufangen ist!

Tabelle 27 Angaben über Eigenschaften der Stoffe Fluor, Chlor, Brom und Jod

Name des Stoffes	Fluor	Chlor	Brom	Jod
Formel	F_2	Cl_2	Br_2	J_2
Schmelztemperatur	—223 °C	—101 °C	— 7 °C	114 °C
Siedetemperatur	—188 °C	— 34 °C	59 °C	185 °C
Dichte im flüssigen Zustand	1,108 $\frac{g}{cm^3}$	1,56 $\frac{g}{cm^3}$	3,14 $\frac{g}{cm^3}$	4,94 $\frac{g}{cm^3}$
Molare Masse	38 $\frac{g}{mol}$	71 $\frac{g}{mol}$	160 $\frac{g}{mol}$	254 $\frac{g}{mol}$
Farbe bei 0 °C	schwach grünlich	grüngelb	dunkelrotbraun	grauschwarz glänzend
Farbe im Gaszustand	schwach grünlich	grüngelb	dunkelrotbraun	blauviolett

tödlich. Beim Arbeiten mit Chlor in der Industrie und in Laboratorien sind deshalb die Bestimmungen des Arbeits- und Gesundheitsschutzes sorgfältig zu beachten. So ist vorgeschrieben, daß an Arbeitsplätzen in der DDR höchstens 1 mg Chlor je 1 m^3 Luft enthalten sein dürfen. Bei Chlorvergiftungen dient als Gegenmaßnahme das Einatmen von reinem Sauerstoff oder von Wasserdampf.

In verbrecherischer Weise wurden im ersten Weltkrieg von den Armeen des imperialistischen Deutschlands durch das Abblasen des Lungengiftes Chlor als chemischen Kampfstoff Tausende französischer und englischer Soldaten getötet oder schwer gesundheitlich geschädigt. Dieser Giftgaskrieg widersprach bereits damals dem geltenden Völkerrecht. Der Mißbrauch anderer chemischer Reiz- und Giftstoffe in den Konzentrationslagern des faschistischen Deutschlands zur Vernichtung von Millionen Menschen und die Produktion und Anwendung chemischer Kampfstoffe durch die USA im Vietnamkrieg sind Beispiele für die zutiefst verurteilenswerten, unmenschlichen Handlungen imperialistischer Staaten. Dem aktiven Kampf um die Erhaltung des Weltfriedens und auch um die Verhinderung der Produktion und des Einsatzes chemischer Stoffe als Kampfstoffe gilt die Politik sozialistischer Staaten.
① ② ③ ④

▶ **Der Mißbrauch chemischer Reiz- und Giftstoffe als Kampfstoffe durch imperialistische Staaten ist eine zutiefst verurteilenswerte, völkerrechtswidrige und unmenschliche Handlung. Alle friedliebenden Kräfte der Welt fordern entschlossen die Verhinderung der Produktion und des Einsatzes von chemischen Kampfstoffen.**

Die Stoffe Brom und Jod ähneln in ihrem Bau dem Chlor. Auch sie sind im gasförmigen Zustand aus zweiatomigen Molekülen aufgebaut, zwischen denen schwache Anziehungskräfte wirken. **Brom** ist bei Normtemperatur flüssig. Die dunkelrotbraune Flüssigkeit verflüchtigt sich leicht und entwickelt rotbraune Dämpfe, die eine größere Dichte als Luft haben. Sie sind unangenehm, von erstickendem Geruch.
Auch Brom ist giftig, ätzt die Schleimhäute und ruft auf der Haut schmerzhafte, schlecht heilende Wunden hervor. Wie Chlor, zählt Brom laut Giftgesetz zu den Giften. Nach arbeitshygienischen Bestimmungen darf an Arbeitsplätzen in der DDR höchstens 1 mg gasförmiges Brom je 1 m^3 Luft enthalten sein, andernfalls kommt es zu gesundheitlichen Schädigungen. Bei Vergiftungen gelten als Maßnahmen der Ersten Hilfe unbedingte Körperruhe und frische Luft. Auf die Haut gelangtes flüssiges Brom muß vor der weiteren medizinischen Behandlung mit einem scharfen Wasserstrahl abgespült werden.
Brom ist wasserlöslich, dabei entsteht das braune Bromwasser (/ Experiment 44). Tetrachlormethan löst Brom ebenfalls (/ Experiment 45). In der Medizin haben Verbindungen von Brom Bedeutung als Beruhigungsmittel.
Festes **Jod** liegt in Form grauschwarz glänzender Kristalle vor, die beim Erwärmen in blauvioletten Dampf übergehen. Joddämpfe sind giftig und rufen Entzündungen der Nasen- und Augenschleimhaut hervor. Andererseits ist das Element Jod unentbehrlicher Bestandteil des menschlichen und tierischen Körpers, es ist zum Beispiel im Schilddrüsenhormon enthalten. Mangel an Jod im Körper führt zu Schilddrüsenerkrankungen. Demzufolge haben Jodpräparate medizinische Bedeutung bei der Behandlung und Diagnose derartiger Erkrankungen.
In Wasser löst sich Jod nicht gut, hingegen sehr gut in Tetrachlormethan (/ Experimente 44 und 45).
Jodlösung kann zum Nachweisen von Stärke benutzt werden, da sich eine deutlich beobachtbare Farbreaktion beim Entstehen einer tiefdunkelblauen Verbindung zeigt.

▶ **Die Stoffe Fluor, Chlor, Brom und Jod zeigen Ähnlichkeiten in ihrem Bau und in einigen Eigenschaften.**

① Begründe, warum es nicht sinnvoll ist, Chlor pneumatisch über Wasser aufzufangen!

② Welche Vorsichtsmaßnahmen trifft der Chemielehrer beim Arbeiten mit Chlor und Brom?

③ Beziehe Stellung zum Mißbrauch chemischer Reiz- und Giftstoffe als Kampfstoffe durch imperialistische Staaten! Überlege, ob du für dich Folgerungen aus diesen unmenschlichen, völkerrechtswidrigen Handlungen ableiten kannst!

④ Führe aktuelle Beispiele für den aktiven Kampf um die Erhaltung des Weltfriedens aus der Politik der sozialistischen Staaten an!

⑤ Informiere dich über die Entstehung von Salzlagerstätten!

⑥ Nenne Standorte des Salzbergbaus!

⑦ Was weißt du über Vorkommen und Verwendung von Natriumchlorid, Kaliumchlorid, Kaliumbromid und Silberbromid? Lies zur Beantwortung dieser Frage auch den Text auf Seite 58!

⑧ Führe weitere Beispiele an, bei denen Chloride, Bromide oder Jodide eine Rolle spielen!

Chloride, Bromide und Jodide 54

Steinsalz, so wird Natriumchlorid im Salzbergbau genannt, glitzert an den feuchten Wänden der Salzkammern im Bergwerk. Kalisalze, die vorwiegend aus Kaliumchlorid bestehen, sind je nach den natürlichen Beimengungen und Verunreinigungen als glasklare oder auch schwarzgraue bis rostrote Kristalle unter Tage zu erkennen.
Das Deck des Tankers, der nach großer Fahrt im Hafen festgemacht hat, wird von Decksmännern mit Süßwasser abgespritzt und gescheuert, um den grauweißen Belag zu entfernen, den das Meerwasser zurückgelassen hat.
In Filmfabriken trägt man eine lichtempfindliche, fotografische Schicht auf das Filmmaterial auf. Diese lichtempfindliche Schicht enthält Silberbromid in feinster Verteilung.
Bei den so verschiedenartigen Beispielen handelt es sich um Verbindungen der Halogene wie Natriumchlorid, Kaliumchlorid, Kaliumbromid und Silberbromid. ⑤ ⑥ ⑦ ⑧

Darstellung von Halogeniden

46 ▼ **Vorsicht!** In ein trockenes, mit Chlor gefülltes großes Reagenzglas werden Stücke von Aluminiumfolie gegeben. Danach ist das Reagenzglas mit einem Wattebausch zu verschließen und am Boden kräftig zu erhitzen. Beim Aufglühen des Aluminiums wird das Reagenzglas aus der Flamme genommen und geschüttelt.

47 ▼ **Vorsicht!** In ein mit wenigen Tropfen Brom gefülltes Reagenzglas wird locker zusammengedrückte Aluminiumfolie gegeben. Nach dem sofortigen Verschließen des Reagenzglases mit einer Gasableitung, die in eine 10-l-Flasche mündet, ist die nach 15 ··· 30 s einsetzende Reaktion abzuwarten.

48 ▼ **Vorsicht!** Ein Aluminiumfolie enthaltendes Reagenzglas ist bis zum Aufglühen des Aluminiums kräftig zu erhitzen. Dann läßt man wenige Kristalle Jod auf das Aluminium fallen. Das Reagenzglas ist wie im Experiment 47 zu verschließen.

Vorsicht! Beim Ausspülen der Reagenzgläser Schutzbrille tragen!

Chloride, Bromide und Jodide sind Verbindungen der Halogene mit Metallen. Diese Verbindungen werden unter der Bezeichnung **Halogenide** zusammengefaßt.

■ Wie bereits bekannt (/ S. 66) reagiert Chlor heftig mit Natrium oder Eisen (/ Experimente 32 und 33, S. 67). ①

$2\,Na + Cl_2 \longrightarrow 2\,NaCl$

$2\,Fe + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,FeCl_3$

Bei der Reaktion dieser Metalle mit Chlor entstehen Chloride. Aluminiumchlorid ist das Reaktionsprodukt der chemischen Reaktion von Aluminium mit Chlor (/ Experiment 46). ②

$2\,Al + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3$

Die Stoffumwandlung ist mit Energieumwandlungen verbunden, die an dem Aufglühen und der Funkenbildung während der Reaktion zu beobachten sind.
Auch mit den meisten anderen Metallen reagiert Chlor.
Ähnlich wie das Chlor verhalten sich auch Brom und Jod gegenüber Aluminium (/ Experimente 47 und 48). Die Bildung der Reaktionsprodukte Aluminiumbromid beziehungsweise Aluminiumjodid ist ebenso wie bei der Reaktion des Chlors mit Aluminium mit deutlich beobachtbaren energetischen Erscheinungen verbunden. Ein Teil der chemischen Energie der Ausgangsstoffe wird als Wärme abgegeben. ③ ④

$2\,Al + 3\,Br_2 \longrightarrow 2\,AlBr_3$

$2\,Al + 3\,I_2 \longrightarrow 2\,AlI_3$

Brom und Jod reagieren wie Chlor bei geeigneten Reaktionsbedingungen ebenfalls mit Natrium oder Eisen. Verallgemeinernd läßt sich feststellen, daß Halogene mit vielen Metallen direkt reagieren.

► **Die Stoffe Chlor, Brom und Jod reagieren mit vielen Metallen unter Bildung von Halogeniden.**

Die Halogenide sind Salze. Sie liegen als Ionenkristalle vor. Die Elemente Chlor, Brom und Jod liegen in diesen Stoffen in Form einfach elektrisch negativ geladener Ionen vor. Diese **Halogenid-Ionen** sind durch Ionenbeziehung an elektrisch positiv geladene Metall-Ionen gebunden. ⑤ ⑥

► **Die Halogenide sind Verbindungen der Halogene mit Metallen. Sie sind Salze und liegen als Ionenkristalle vor.**

Löslichkeit von Halogeniden

Halogenide sind in der Mehrzahl leicht in Wasser löslich. In den wäßrigen Lösungen liegen Halogenid-Ionen und elektrisch positiv geladene Metall-Ionen vor. Die gute Löslichkeit von Natriumchlorid, Kaliumchlorid und Kaliumbromid in Wasser wird unter anderem im Salzbergbau ausgenutzt, wobei zum Teil Salzlösungen aus dem Schacht gepumpt werden. Die unterschiedliche Löslichkeit ermöglicht anschließend die Trennung der Salze voneinander.
Es gibt jedoch auch Halogenide, wie die des zweiwertigen Bleis und des einwertigen Silbers, die schwer beziehungsweise sehr schwer in Wasser löslich sind (Tab. 28).
Die gute Löslichkeit von Natriumchlorid und Kaliumchlorid in Wasser ist eine Voraussetzung bei der Verwendung dieser Salze, von Natriumchlorid als Speisesalz und von Kaliumchlorid als Düngesalz.
Dagegen wird die Schwerlöslichkeit der Silberhalogenide in der Laborpraxis genutzt.

① Beschreibe die chemische Reaktion von Natrium beziehungsweise Eisen mit Chlor!

② Erläutere die Bildung von Aluminiumchlorid als chemische Reaktion! Beschreibe die Stoff- und Energieumwandlung!

③ Berechne die Massen von Aluminiumchlorid, -bromid und -jodid, die man aus jeweils 3 g Aluminium erhalten kann!

④ Ermittle die Masse von Eisen, die im Höchstfall in einem 200 ml-Standzylinder, der mit Chlor gefüllt ist, zu Eisen(III)-chlorid umgesetzt werden könnte!

⑤ Gib an, wie du die Art und die Anzahl der Ladungen für Chlorid-, Bromid- und Jodid-Ionen ermitteln kannst!

⑥ Beschreibe den Bau eines der als Beispiel angeführten Halogenide!

Tabelle 28 Löslichkeit einiger Halogenide in Wasser bei einer Temperatur von 20 °C

Name des Halogenids	Formel des Halogenids	Löslichkeit des Halogenids in g, bezogen auf 100 g Wasser
Natriumchlorid	NaCl	35,35
Kaliumchlorid	KCl	34,35
Kaliumbromid	KBr	65,6
Kaliumjodid	KI	144,5
Blei(II)-chlorid	$PbCl_2$	0,97
Silberchlorid	AgCl	0,000 2
Silberbromid	AgBr	0,000 01
Silberjodid	AgI	0,000 000 3

► **Halogenide sind meist leicht in Wasser löslich. Die wäßrigen Lösungen enthalten Halogenid-Ionen und Metall-Ionen. Einige dieser Salze, zum Beispiel Silberhalogenide, lösen sich hingegen sehr schwer in Wasser.**

Fällungsreaktion und Nachweis von Halogenid-Ionen

49 ▼ Wäßrige Lösungen eines Chlorids, Bromids und Jodids werden mit wenigen Tropfen einer Silbernitratlösung (/ Ch-SE Experiment 21, S. 37) versetzt.

Gibt man zur wäßrigen Lösung eines Chlorids, zum Beispiel einer Kaliumchloridlösung, wenige Tropfen einer Silbernitratlösung, dann bildet sich ein weißer **Niederschlag** (/ Experiment 49).
Um diese Erscheinung zu erklären, ist es erforderlich, den Bau der Stoffe zu betrachten, die an der chemischen Reaktion beteiligt sind. In einer Kaliumchloridlösung und einer Silbernitratlösung liegen frei bewegliche Ionen vor.

$$\underbrace{K^+ + Cl^-}_{\text{Ionen in der Kaliumchlorid-lösung}} + \underbrace{Ag^+ + NO_3^-}_{\text{Ionen in der Silbernitrat-lösung}} \longrightarrow AgCl + K^+ + NO_3^-$$

Beim Versetzen der Chloridlösung mit der Silbernitratlösung treten die Silber-Ionen und die Chlorid-Ionen zum schwerlöslichen Silberchlorid zusammen. ①

$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl$

Silberchloridkristalle scheiden sich aus der Lösung ab. Man sagt auch, das feste Salz fällt als Niederschlag aus.

Solche chemischen Reaktionen, bei denen Ionen in der Lösung zu Kristallen eines schwerlöslichen Stoffes zusammentreten, heißen **Fällungsreaktionen.**

► **Bei Fällungsreaktionen treten Ionen der Lösungen zu Kristallen eines schwerlöslichen Stoffes zusammen.**

Beim Versetzen einer Bromid- oder Jodidlösung mit Silbernitratlösung kommt es ebenfalls zu Fällungsreaktionen. Charakteristische Niederschläge von gelblichweißem Silberbromid und gelbem Silberjodid sind zu beobachten (/ Experiment 49).

$Ag^+ + Br^- \longrightarrow AgBr$

$Ag^+ + I^- \longrightarrow AgI$

Bei der industriellen Herstellung von Filmen und Fotopapieren bringt man auf ähnliche Art feinverteiltes, lichtempfindliches Silberbromid in die fotografische Schicht, die sich bei Filmen auf durchsichtigem Trägermaterial befindet. ②

► **Halogenid-Ionen reagieren mit Silber-Ionen unter Bildung sehr schwerlöslicher Silberhalogenide.**

Die Bildung der charakteristischen Niederschläge bei der Fällung von Silberchlorid, Silberbromid und Silberjodid durch Silbernitrat macht man sich im Labor zunutze. Soll festgestellt werden, ob und in welcher Konzentration eine Lösung Chlorid-, Bromid- oder Jodid-Ionen enthält, prüft man diese mit Silbernitrat. Silbernitrat eignet sich demzufolge zum **Nachweis** von Halogenid-Ionen in Lösungen. ③

Das Ausfällen der Halogenide und anschließende Filtrieren oder Dekantieren ermöglicht auch die Abtrennung dieser Salze aus Lösungen. ④

► **Die Fällungsreaktionen von Halogenid-Ionen mit Silber-Ionen werden als Nachweise für diese Ionen genutzt.**

Halogenwasserstoffe

55

50

Vorsicht! In einem Gasentwickler läßt man konzentrierte Schwefelsäure auf Natriumchlorid tropfen. Das entstehende Gas wird auf Wasser geleitet. Teile dieser Lösung sind mit einem Indikator beziehungsweise mit Silbernitrat zu prüfen (Abb. 54).

In der chemischen Industrie fallen die Gase Chlor und Wasserstoff in relativ großer Menge an. So entstehen diese beiden Gase beispielsweise gleichzeitig als Reaktionsprodukte bei der großtechnisch wichtigen Herstellung von Natronlauge. Beide Gase reagieren miteinander unter Flammenerscheinung zu gasförmigem **Chlorwasserstoff.**

$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl$

Bei dieser Herstellung von Chlorwasserstoff muß mit explosionssicheren Brennern gearbeitet werden, denn ein Gemisch von Chlor und Wasserstoff im Volumenverhält-

① Interpretiere die chemische Gleichung in Ionenschreibweise für die Reaktion von Kaliumchloridlösung und Silbernitratlösung!

② Wie kann man Silber-Ionen in Lösungen nachweisen?

③ Welche Masse von Natriumchlorid war ursprünglich in der Lösung enthalten, wenn die Chorid-Ionen durch Silber-Ionen gefällt und dabei 0,4 g Silberchlorid gebildet werden?

④ Beschreibe und zeige die Arbeitstechniken des Filtrierens und Dekantierens im Experiment!

⑤ Nenne weitere explosive Gasgemische!

⑥ Wie kann man Chlorwasserstoff auffangen?

⑦ Begründe die Aussage, Bromwasserstoff und Jodwasserstoff haben eine größere Dichte als Chlorwasserstoff, ohne die Werte (/ TW7–10) aufzusuchen!
Denke dabei an den Zusammenhang zwischen molarer Masse und Dichte!

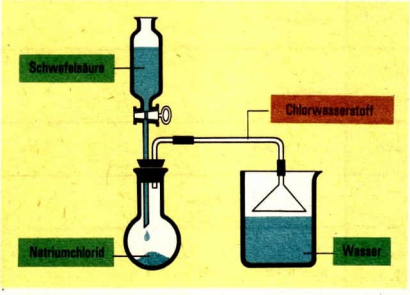


Abb. 54 Darstellen von Chlorwasserstoff

nis 1:1 ist ein explosibles Gasgemisch, „Chlorknallgas" genannt. Gasförmiger Chlorwasserstoff wird zur Herstellung des Plasts Polyvinylchlorid benötigt. ⑤
An diesem Beispiel zeigt sich, wie in der chemischen Industrie zum ökonomischen Nutzen verschiedene chemisch-technische Verfahren miteinander gekoppelt werden.
Chlor reagiert also nicht nur direkt mit Metallen, sondern auch mit Wasserstoff. Auch Brom und Jod reagieren mit Wasserstoff.

$H_2 + Br_2 \longrightarrow 2\,HBr$ $\quad$ $H_2 + I_2 \longrightarrow 2\,HI$

Diese Reaktionen verlaufen nicht so heftig wie die Chlorwasserstoffsynthese. Mit Bromwasserstoff und Jodwasserstoff entstehen bei den beiden chemischen Reaktionen **Halogenwasserstoffe**.

▶ **Chlor, Brom und Jod reagieren mit Wasserstoff unter Bildung von Halogenwasserstoffen.**

Für die Arbeit im Labor werden Halogenwasserstoffe meist auf andere Weise dargestellt. Chlorwasserstoff entsteht bei der Reaktion von Natriumchlorid mit konzentrierter Schwefelsäure (/ Experiment 50).

$2\,NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,HCl$

In ihren Eigenschaften sind sich die Halogenwasserstoffe sehr ähnlich, wie ein Vergleich zeigt (Tab. 29).

①

Tabelle 29 Vergleich der Halogenwasserstoffe

Stoffe		Chlorwasserstoff HCl	Bromwasserstoff HBr	Jodwasserstoff HI
Eigenschaften	Aggregatzustand	gasförmig		
	Farbe	farblos		
	Geruch	stechend		
	Dichte im Vergleich zu der der Luft	größer		
	Löslichkeit in Wasser	leicht löslich		
Bau	Art der Teilchen	zweiatomige Moleküle		
	Chemische Bindung in den Molekülen	polare Atombindung		
	Anziehungskräfte zwischen den Molekülen	gering		

▶ **Halogenwasserstoffe haben auf Grund ihres ähnlichen Baus auch ähnliche Eigenschaften.**

Eine weitere den Halogenwasserstoffen gemeinsame Eigenschaft läßt sich aus dem Bau dieser Stoffe ableiten. Beim Lösen der Halogenwasserstoffe in Wasser entstehen Säurelösungen (Experiment 50, S. 122).
Die Halogenwasserstoffe dissoziieren in wäßriger Lösung.

■ $HBr \rightleftarrows H^+ + Br^-$

In den entstehenden Säurelösungen lassen sich mit einem Indikator die einfach positiv geladenen Wasserstoff-Ionen nachweisen. Die einfach negativ geladenen Halogenid-Ionen sind mit Silber-Ionen nachweisbar. ② ③
Die aus dem Chlorwasserstoff entstehende Säurelösung ist die bekannte **Salzsäure** oder **Chlorwasserstoffsäure**. Entsprechend heißen die beiden anderen Säurelösungen Bromwasserstoffsäure und Jodwasserstoffsäure.

① Beschreibe den Bau von Jodwasserstoff!

② Nenne einen geeigneten Indikator zum Nachweis von Wasserstoff-Ionen, und beschreibe, woran das Vorhandensein von Wasserstoff-Ionen zu erkennen ist!

③ Erläutere den Nachweis von Halogenid-Ionen!

④ Stelle chemische Reaktionen zur Bildung von Natriumchlorid zusammen! Entwickle für diese Reaktionen chemische Gleichungen!

⑤ Interpretiere die chemische Gleichung in Ionenschreibweise zur Reaktion von Magnesium mit Bromwasserstofflösung!

⑥ Durch Eindampfen einer wäßrigen Natriumchloridlösung werden 10 g festes Salz erhalten.
a) Welche Masse von Natriumhydroxid wird zur Neutralisation mit Salzsäure benötigt, damit sich diese Masse des Salzes bildet?
b) Wieviel halbkonzentrierte Salzsäure (15%ig) wird benötigt, um die gleiche Masse von festem Natriumchlorid herzustellen?

Beim Einwirken der Säurelösungen auf einige Metalle entstehen Halogenidlösungen und Wasserstoff. ④ ⑤ ⑥

$$Mg + 2\,H^+ + 2\,Br^- \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,Br^- + H_2$$

► **Beim Lösen der Halogenwasserstoffe in Wasser entstehen Säurelösungen. In den Lösungen sind Wasserstoff- und Halogenid-Ionen nachweisbar.**

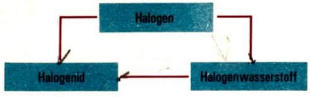
Systematisierung der Gruppeneigenschaften der Halogene 56

Die vergleichende Betrachtung der Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod ergibt, daß diese Elemente im Bau ihrer Atome Gemeinsamkeiten aufweisen. Diese Elemente besitzen die für eine Elementgruppe des Periodensystems der Elemente kennzeichnenden **Gruppeneigenschaften**.

1. Stelle Gemeinsamkeiten und Unterschiede im Bau der Halogenatome fest!
2. Welche Angaben über die Elemente Chlor, Brom und Jod kannst du aus deren Stellung im Periodensystem der Elemente ableiten?
3. Kennzeichne den Unterschied zwischen einem Bromatom und einem Bromid-Ion!
4. Welche Wertigkeit haben Halogene in ihren Wasserstoff- und Metallverbindungen?

Auch die Stoffe Chlor, Brom und Jod haben gemeinsame Merkmale in ihrem Bau und Ähnlichkeiten in ihren chemischen Reaktionen. So bilden Chlor, Brom und Jod gleichartige Verbindungen mit Wasserstoff und mit Metallen.

5. Beschreibe die Art der chemischen Bindung in Halogenmolekülen!
6. Welche chemischen Reaktionen stellen die Beziehungen zwischen den im Schema angeführten Stoffen her?



7. Wende die im Schema dargestellten Beziehungen auf Brom und die Verbindung Kaliumbromid an!
   Entwickle die chemischen Gleichungen für diese chemischen Reaktionen!
8. Vergleiche die Eigenschaften der Halogenwasserstoffe!
9. Erläutere die Stoff- und Energieumwandlung sowie die Veränderung der Teilchen- und den Umbau der chemischen Bindungen bei der chemischen Reaktion von Magnesium mit Chlor!

In den wäßrigen Lösungen der Halogenwasserstoffe und in denen der Halogenide liegen Halogenid-Ionen vor, die mit Silber-Ionen auf Grund der Schwerlöslichkeit der Silberhalogenide nachweisbar sind.

10. Prüfe eine unbekannte Lösung auf das Vorhandensein von Halogenid-Ionen! Wie gehst du vor? Wann kannst du eine Aussage machen, ob sich in der Lösung Halogenid-Ionen befinden?
11. Aus einer Silbernitratlösung werden mit Salzsäure 5 g Silberchlorid ausgefällt. Welche Masse von Silber-Ionen war vor der Fällungsreaktion in der Lösung? (Eine Überschlagsrechnung genügt!)
12. In der Probe eines Industrieabwassers fällt beim Prüfen mit Silbernitratlösung ein weißlicher Niederschlag aus. Erläutere diese Erscheinung!

Aufgaben zur Festigung 57

1. Welche Stoffmengen entsprechen a) einer Masse von 119 g Kaliumbromid und 29 g Natriumchlorid und b) einem Volumen von 44,8 l gasförmigem Chlorwasserstoff und 11,2 l gasförmigem Bromwasserstoff?
2. Bei der chemischen Reaktion von Brom mit Aluminium zu Aluminiumbromid wird Wärme abgegeben. Erläutere diese chemische Reaktion als Stoff- und Energieumwandlung sowie als Spaltung und Neuausbildung chemischer Bindungen!
   Benutze die geeignete Form der chemischen Zeichensprache für diese Erläuterung!
3. Drei Reagenzgläser enthalten jeweils Salzsäure, Schwefelsäure und Kaliumjodidlösung. Wie kannst du herausfinden, in welchem Reagenzglas welche Lösung ist?
4. Welche Masse von Eisen(III)-chlorid entsteht bei der vollständigen Reaktion von 7 g Eisen mit Chlor?
5. Ermittle die Volumenverhältnisse bei der Reaktion von Wasserstoff mit Bromdampf zu Bromwasserstoff für die beteiligten Gase!
6. Vergleiche den Bau der Stoffe Brom, Bromwasserstoff und Kaliumbromid!

Kohlenstoff als Element der IV. Hauptgruppe

Viele Stoffe und Stoffgemische, wie zum Beispiel Kohle, Erdöl, Luft, Stadtgas und Kohlensäure, aber auch Eiweiß, Zucker, Gummi, Plaste und Faserstoffe, enthalten das Element Kohlenstoff.
Um Eigenschaften und Verwendungsmöglichkeiten solcher Stoffe erklären zu können, sind Kenntnisse über den Bau dieser Stoffe erforderlich. Mit diesen Kenntnissen lassen sich Fragen beantworten, für die du bisher noch keine Antwort finden konntest. Zum Beispiel:
Warum kann man Kohle und Erdgas zu Heizzwecken, aber auch als Ausgangsstoff zur Herstellung von Plasten und Chemiefasern verwenden? Warum leitet Graphit, ein Nichtmetall, den elektrischen Strom? Warum wird Stadtgas, obwohl es ein äußerst giftiges und gefährliches Gas ist, in vielen Wohnwierteln im Haushalt verwendet? Wodurch wird breiiger Kalkmörtel, den man zum Mauern verwendet, an der Luft hart wie Stein?
Um diese und andere Fragen beantworten zu können, ist es notwendig, die folgenden Lehrbuchabschnitte gründlich zu studieren.

Elemente der IV. Hauptgruppe 58

Elemente der IV. Hauptgruppe im Periodensystem der Elemente sind **Kohlenstoff** C, **Silizium** Si, **Germanium** Ge, **Zinn** Sn und **Blei** Pb (/ S. 104). Ihre Atome haben jeweils vier Außenelektronen. Die höchste Wertigkeit dieser Elemente gegenüber dem Element Sauerstoff und gegenüber dem Element Wasserstoff beträgt daher IV. Die Atomhüllen besitzen eine unterschiedliche Anzahl von Elektronenschalen.
Auf Grund des Baus dieser Atome, die die gleiche Anzahl Außenelektronen, aber eine unterschiedliche Anzahl von Elektronenschalen aufweisen, haben die aus diesen Elementen aufgebauten Stoffe gemeinsame, ähnliche, aber auch unterschiedliche Eigenschaften. So sind Kohlenstoff, Silizium, Germanium, Zinn und Blei unter den Bedingungen des Normzustandes fest. Ihre Dichte steigt vom Kohlenstoff zum Blei hin an (Tab. 30). Die Schmelz- und Siedetemperaturen dieser Stoffe nehmen in gleicher Reihenfolge ab. Sie bilden mit Sauerstoff Oxide und mit Wasserstoff Wasserstoffverbindungen. Kohlenstoff besitzt im allgemeinen nichtmetallische Eigenschaften. Dagegen weist Blei typische metallische Eigenschaften auf.
① ② ③ ④ ⑤ ⑥ ⑦ / S. 129

▶ **Die Atome der Elemente Kohlenstoff, Silizium, Germanium, Zinn und Blei haben jeweils vier Elektronen auf der äußeren Elektronenschale. Die Stoffe, die aus diesen Elementen aufgebaut sind, weisen abgestufte Eigenschaften auf.**

Tabelle 30 Einige Eigenschaften der Stoffe, die aus den Elementen der IV. Hauptgruppe aufgebaut sind

Stoff	Kohlenstoff	Silizium	Germanium	Zinn	Blei
Dichte in $\frac{g}{cm^3}$	Diamant 3,51 Graphit 2,25	2,33	5,35	7,28	11,34
Schmelztemperatur in °C	Diamant 3 540 Graphit 3 805	1 413	958	232	327
Siedetemperatur in °C	4 347	2 630	2 700	2 350	1 750
Metallische und nichtmetallische Eigenschaften	nichtmetallisch/ metallisch	nichtmetallisch/ metallisch	metallisch	metallisch	metallisch

Kohlenstoff

59

Kohlenstoff kommt in der Natur als **Diamant** und **Graphit** vor. Diamant und Graphit sind beide chemisch reiner Kohlenstoff. Sie haben gleiche chemische Eigenschaften. Sie verbrennen zum Beispiel beide in reinem Sauerstoff und bilden bei dieser chemischen Reaktion Kohlendioxid.



Abb. 55 Graphit

Diamant ist ein farbloser, durchsichtiger Stoff, der Licht stark bricht und glänzend aussieht. Graphit hingegen ist eine grauschwarze, undurchsichtige und blättrig-schuppige Substanz (Abb. 55). ⑧ ⑨

Diamant und Graphit unterscheiden sich im Bau ihrer Kristalle. Bei beiden bestehen die Kristalle aus Atomen (/ S. 34).

① Zeichne und kommentiere das Energieniveauschema der Atomhülle des Kohlenstoffatoms!

② Weise am Beispiel der Elemente der IV. Hauptgruppe den Zusammenhang zwischen Bau der Atome und Stellung der Elemente im Periodensystem nach!

③ Entwickle die Formeln a) für die Oxide, b) für die Wasserstoffverbindungen der Elemente der IV. Hauptgruppe!

④ Welche Aussagen lassen sich über die Elemente der IV. Hauptgruppe treffen? Benutze dazu das Periodensystem der Elemente, Seite 104!

⑤ Bestimme auf Grund der Stellung im Periodensystem der Elemente einige Angaben über das Element Germanium! Benutze dazu das Periodensystem der Elemente, Seite 104!

⑥ Erläutere an Beispielen den Gruppencharakter der Elemente der IV. Hauptgruppe!

⑦ Welche Gemeinsamkeiten und Unterschiede besitzen die Elemente der IV. Hauptgruppe?

⑧ Stelle eine Vermutung auf, durch die die unterschiedlichen Eigenschaften von Diamant und Graphit erklärt werden! Nutze dazu die Kenntnisse über den Zusammenhang zwischen dem Bau der Stoffe und ihren Eigenschaften (/ S. 34)!

⑨ Begründe gleichartige Eigenschaften von Diamant und Graphit!

Im **Diamant** ist jedes Kohlenstoffatom von vier anderen Kohlenstoffatomen im gleichen Abstand umgeben (Abb. 56). Die Atome sind untereinander durch Atombindungen verbunden, denn alle vier Außenelektronen jedes Kohlenstoffatoms bilden mit den vier unmittelbar benachbarten Atomen jeweils vier gemeinsame Elektronenpaare. Betrachtet man ausschnittsweise die Anordnung von fünf Atomen (Abb. 56), so stellen vier Kohlenstoffatome die Eckpunkte einer Pyramide dar, bei der Grund- und Seitenflächen jeweils gleichseitige Dreiecke sind. Eine solche regelmäßige Pyramide wird **Tetraeder** genannt. Das fünfte Kohlenstoffatom befindet sich im Mittelpunkt dieses Tetraeders.



Abb. 56 Modell der Anordnung der Kohlenstoffatome im Diamant

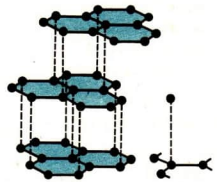


Abb. 57 Modell der Anordnung der Kohlenstoffatome im Graphit

Im **Graphit** liegen die Kohlenstoffatome – zu regelmäßigen Sechsecken geordnet – schichtweise übereinander (Abb. 57). In einem solchen Sechseck ist jedes Atom nur mit drei benachbarten Atomen in gleichem Abstand durch drei Atombindungen verbunden. Der Abstand zum vierten benachbarten Atom in der darüberliegenden Schicht ist größer. Es sind also nur drei von den vier Außenelektronen jedes Kohlenstoffatoms in gemeinsamen Elektronenpaaren angeordnet. Das vierte Außenelektron jedes Kohlen-

stoffatoms ist nicht fest an einen bestimmten Platz im Kristall gebunden. Die freie Beweglichkeit dieser Elektronen bedingt die besonderen Eigenschaften des Graphits. Zwischen den übereinandergelagerten Schichten wirken nur schwache Anziehungskräfte. ① ②

Der unterschiedliche Bau der Kristalle von Diamant und Graphit bedingt die unterschiedlichen Eigenschaften dieser Stoffe. Folglich ist auch ihre technische Verwendung verschieden. So ist zum Beispiel die tetraedrische Anordnung der Kohlenstoffatome mit je vier Atombindungen im Atomkristall des Diamant der Grund dafür, daß dieser Stoff eine sehr große Härte besitzt und spröde ist. Diamanten finden deshalb vor allem als Bohr-, Schneid- und Schleifwerkzeug Verwendung. Unter anderem sind die Bohrköpfe bei Gesteinsbohrungen zur geologischen Erkundung mit Diamanten besetzt.

Ebenso lassen sich die Eigenschaften von Graphit, daß er sehr weich, leicht spaltbar, blättrig ist, sich fettig anfühlt und leicht abfärbt, durch die andersartige Anordnung der Kohlenstoffatome begründen. Auf Grund dieser Eigenschaften wird Graphit beispielsweise als Schmiermittel und zur Herstellung von Bleistiftminen verwendet. Die freie Beweglichkeit des vierten Außenelektrons jedes Kohlenstoffatoms zwischen den Sechsecken und die daraus sich ergebenden schwachen Anziehungskräfte zwischen den übereinander lagernden Schichten von Kohlenstoffatomen bedingen die leichte Spaltbarkeit des Graphits und seine gute elektrische Leitfähigkeit. Daher werden aus Graphit Elektroden, Bogenlampenkohlen und Schleifkontakte für Elektromotoren hergestellt. ③ ④ ⑤ ⑥

► **Kohlenstoff kommt als Diamant und Graphit vor. Beide unterscheiden sich durch den Bau ihrer Kristalle. Der unterschiedliche Bau der Atomkristalle von Diamant und Graphit bedingt die unterschiedlichen Eigenschaften und damit ihre verschiedenartige technische Verwendung.**

Diamant kommt in der Natur vor. Erst in neuerer Zeit ist es gelungen, Diamanten künstlich herzustellen. Bei sehr hohem Druck und hoher Temperatur läßt sich Graphit in Diamant umwandeln.

Verbrennen bestimmte Kohlenstoffverbindungen, zum Beispiel Methan CH_4, ein wichtiger Bestandteil des Erdgases und des Stadtgases, bei ungenügender Luftzufuhr und gleichzeitiger Abkühlung, so scheidet sich aus den Flammen Kohlenstoff als **Ruß** ab. Ruß ist feinkristalliner Graphit.

Kohlendioxid und Kohlensäure 60

51 ▼ Eine brennende Kerze wird in einen Standzylinder mit Kohlendioxid gebracht.

52 ▼ Kohlendioxid wird aus einem Standzylinder in einen anderen Standzylinder, in welchem eine Kerze brennt, umgegossen.

53 ▼ Eine mit Indikator versetzte Lösung von Kohlendioxid in Wasser wird erwärmt.

Kohlendioxid CO_2 entsteht beim Verbrennen des Kohlenstoffs:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

Bei dieser Verbrennung wird Wärme abgegeben. Diese Reaktion bildet die Grundlage für die Gewinnung von Wärme in Kraftwerken.

① Vergleiche den Bau des Atomkristalls von Diamant mit dem Bau des Ionenkristalls von Natriumchlorid!

② Beschreibe anhand der Abbildungen 56 und 57 den Bau der Kristalle von Diamant und Graphit!

③ Begründe die große Härte und Festigkeit des Diamanten und die leichte Spaltbarkeit des Graphits!

④ Erkläre das unterschiedliche Verhalten von Diamant und Graphit gegenüber dem elektrischen Strom!

⑤ Erkläre die elektrische Leitfähigkeit von Graphit im Vergleich zur Leitung des elektrischen Stromes in Metallen und in Salzlösungen!

⑥ Stelle in einer Tabelle zusammen: Bau des Atomkristalls, Eigenschaften und technische Verwendung von Diamant und Graphit!

⑦ Warum enthält die ausgeatmete Luft mehr Kohlendioxid als die eingeatmete Luft?

⑧ Warum läßt sich Kohlendioxid von einem Standzylinder in einen anderen umgießen?

⑨ Gib eine Möglichkeit zum Auffangen von Kohlendioxid an, und begründe sie!

Kohlendioxid bildet sich auch bei der Verbrennung kohlenstoffhaltiger Brennstoffe und bei manchen technischen Prozessen (z. B. beim Kalkbrennen, / S. 142). Es entsteht auch bei der pflanzlichen und tierischen Atmung als Produkt der Oxydation sowie bei anderen biochemischen Prozessen, z. B. bei der alkoholischen Gärung. Kohlendioxid kommt in der Luft mit einem Volumenanteil von etwa 0,03% vor. Die ausgeatmete Luft enthält 140mal mehr Kohlendioxid als die eingeatmete. Der Volumenanteil des Kohlendioxids in der ausgeatmeten Luft beträgt etwa 4,2%. Kohlendioxid tritt in der Natur in Mineralquellen auf. In vulkanischen Gebieten strömt es als Gas aus der Erde. ⑦

Kohlendioxid ist aus Molekülen aufgebaut (Abb. 58). Im Molekül des Kohlendioxids ist ein Kohlenstoffatom mit zwei Sauerstoffatomen durch Atombindungen verbunden.



Abb. 58 Modell eines Kohlendioxidmoleküls

Kohlendioxid ist unter den Bedingungen des Normzustandes ein farbloses und geruchloses Gas. Es ist nicht brennbar und unterhält die Verbrennung nicht (Experiment 51). Seine Dichte ist größer als die der Luft (Experiment 52). ⑧ ⑨

Es wirkt auf Menschen und Tiere erstickend. Beim Arbeiten in Kanalschächten, Kohlenbunkern und Gärfutterbehältern besteht Erstickungsgefahr, weil sich in diesen Räumen Kohlendioxid bilden und sammeln kann. Deshalb muß vor dem Betreten solcher Räume eine Probe auf Vorhandensein von Kohlendioxid durchgeführt werden.

Durch viele Industrieanlagen, wie Wärmekraftwerke und Betriebe der chemischen und metallurgischen Industrie, die Kohle als Brennstoff verwenden, werden gewaltige Mengen Kohlendioxid in die Umgebung abgegeben. Um dieses Kohlendioxid wieder zu Sauerstoff umzusetzen, muß man dafür sorgen, daß viele Pflanzen erhalten bleiben beziehungsweise neu angepflanzt werden. Die Pflanzen wandeln das Kohlendioxid der Luft um. Dabei entstehen durch Photosynthese Kohlenhydrate und Sauerstoff. Aus die-

sem Grunde ist durch Maßnahmen des Umweltschutzes zu sichern, daß die Pflanzen besonders in industriellen Ballungsgebieten und großen Städten erhalten werden. Die Regierung der Deutschen Demokratischen Republik hat durch Erlaß eines Gesetzes zum Schutz der Umwelt Maßnahmen ermöglicht, die Natur zu schützen und von Verschmutzungen freizuhalten. ① ②

▶ **Kohlendioxid ist ein farbloses, geruchloses und unbrennbares Gas, das erstickend wirkt.**

Kohlendioxid läßt sich bei Druckerhöhung verflüssigen. In „Kohlensäureschneelöschern" und Patronen für Heimsprudler ist verflüssigtes Kohlendioxid enthalten. Festes Kohlendioxid, zum Beispiel „Trockeneis", besteht aus Molekülkristallen.
Kohlendioxid löst sich in Wasser, 1 l Wasser nimmt bei 15 °C 1 l Kohlendioxid auf. Nur ein Teil davon reagiert mit Wasser zu **Kohlensäure H_2CO_3:**

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

Wie jede Säure dissoziiert Kohlensäure. ③
Kohlensäure zerfällt leicht. Beim Erhitzen entstehen Wasser und leichtflüchtiges Kohlendioxid (Experiment 53):

$$H_2CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2 \quad ④$$

Selterswasser ist eine wäßrige Lösung von Kohlendioxid. Es ist also ein Gemisch von Kohlensäure, Kohlendioxid und Wasser. Im täglichen Sprachgebrauch wird oft fälschlich Kohlendioxid als „Kohlensäure" bezeichnet.
Die Löslichkeit des Kohlendioxids in Wasser hängt vom Druck und von der Temperatur ab. Durch Temperaturerhöhung wird der Anteil des in Wasser gelösten Kohlendioxids herabgesetzt. Die gleiche Wirkung hat eine Druckverminderung. Auch Bildung und Zerfall von Kohlensäure sind druck- und temperaturabhängig. Bei erhöhtem Druck können mehr Kohlendioxidmoleküle in die unbesetzten Räume zwischen den Wassermolekülen eindringen, und es können sich auch mehr Kohlensäuremoleküle bilden. Das bedeutet: Die Bildung von Kohlensäure nimmt mit steigendem Druck zu. Wird durch Erwärmen die Temperatur erhöht, so bewegen sich die Teilchen schneller. Dadurch finden weniger Kohlendioxidmoleküle zwischen den Wassermolekülen Platz, so daß die Löslichkeit von Kohlendioxid in Wasser mit steigender Temperatur abnimmt. Das heißt auch: Der Zerfall von Kohlensäure nimmt mit steigender Temperatur zu. ⑤

▶ **Kohlensäure entsteht beim Lösen von Kohlendioxid in Wasser. Sie zerfällt leicht bei erhöhter Temperatur und vermindertem Druck in Kohlendioxid und Wasser.**

Kohlenmonoxid 61

54 ▼ **Vorsicht!** Ein Standzylinder mit Kohlenmonoxid wird an eine Flamme gebracht.

Kohlenmonoxid CO entsteht bei der Redoxreaktion von Kohlendioxid mit Kohlenstoff:

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

① Warum ist es notwendig, die Zimmer regelmäßig zu lüften?

② Kennzeichne eine Möglichkeit, in Räumen zu überprüfen, ob Erstickungsgefahr besteht!

③ Entwickle die chemische Gleichung für die Dissoziation der Kohlensäure!

④ Aus welchen Teilchen besteht eine wäßrige Lösung von Kohlendioxid?

⑤ Beschreibe Bildung und Zerfall von Kohlensäure! Beachte dabei die Abhängigkeit von Druck und Temperatur!

⑥ Begründe die Aussage, daß die chemische Reaktion von Kohlendioxid mit Kohlenstoff eine Redoxreaktion ist!

⑦ Vergleiche die Redoxreaktionen von Kohlendioxid mit Kohlenstoff beziehungsweise von Kohlendioxid mit Magnesium bezüglich der Reaktionsprodukte!

⑧ Welche Bedeutung hat die chemische Reaktion von Kohlendioxid mit Kohlenstoff beim Hochofenprozeß?

⑨ Begründe die Möglichkeit, Kohlenmonoxid pneumatisch aufzufangen!

Bei dieser Reaktion wird Wärme aufgenommen. ⑥ ⑦ ⑧

Kohlenmonoxid ist Bestandteil des Stadtgases und der Abgase von Kraftfahrzeugmotoren. Auch beim Anheizen eines Ofens entsteht Kohlenmonoxid. Deshalb ist der Zeitpunkt des Schließens der Luftregulierung genau zu beachten.

Kohlenmonoxid ist ein farbloses und geruchloses Gas, dessen Dichte etwas kleiner als die der Luft ist. In Wasser ist es nur wenig löslich. ⑨

Kohlenmonoxid ist sehr giftig. Seine Giftigkeit beruht darauf, daß es wesentlich leichter und fester als Sauerstoff vom roten Blutfarbstoff (Hämoglobin) gebunden wird. Dadurch verliert dieser Bestandteil des Blutes seine Fähigkeit, in der Lunge Sauerstoff aufzunehmen und ihn zu transportieren. Beim Einatmen von Kohlenmonoxid fällt immer mehr Hämoglobin für den Sauerstofftransport im Körper aus. Die Zellen werden ungenügend mit Sauerstoff versorgt. Bereits ein geringer Anteil von Kohlenmonoxid in der Atemluft ist für den Organismus giftig. 0,5 l Kohlenmonoxid im Kubikmeter Luft wirken für den Menschen tödlich. Die Gefahr einer Kohlenmonoxidvergiftung wird dadurch erhöht, daß dieses Gas weder sichtbar noch durch den Geruch wahrnehmbar ist.

Kohlenmonoxid verbrennt mit blauer Flamme zu Kohlendioxid (Experiment 54):

$$2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$$

Diese Verbrennung verläuft unter starker Abgabe von Wärme. Deshalb wird Kohlenmonoxid im Gemisch mit anderen Gasen als Heizgas verwendet.

Kohlenmonoxid dient in der Technik bei Redoxreaktionen oft als Reduktionsmittel, zum Beispiel bei der technischen Herstellung des Roheisens im Hochofenprozeß.

▶ **Kohlenmonoxid entsteht bei der Redoxreaktion von Kohlendioxid mit Kohlenstoff. Es ist ein farbloses, geruchloses und brennbares Gas, das stark giftig ist.**



Abb. 59 Modell eines Kohlenmonoxidmoleküls

Kohlenmonoxid enthält wie Kohlendioxid die Elemente Kohlenstoff und Sauerstoff (Abb. 59). Die unterschiedliche Zusammensetzung der beiden Oxide des Kohlenstoffs ist der Grund für ihre unterschiedlichen Eigenschaften, wie Dichte, Verhalten gegenüber Sauerstoff und Wirkung auf den Organismus (Tab. 31). ① ② ③ ④ ⑤

Tabelle 31 Eigenschaften von Kohlenmonoxid und Kohlendioxid

Eigenschaften	Kohlenmonoxid	Kohlendioxid
Formel	CO	CO_2
Aggregatzustand	gasförmig	gasförmig
Farbe	farblos	farblos
Geruch	geruchlos	geruchlos
Dichte im Vergleich zur Dichte der Luft	kleiner	größer
Löslichkeit in Wasser	wenig löslich	löslich
Brennbarkeit	brennbar	nicht brennbar
Wirkung als Reduktionsmittel bzw. Oxydationsmittel	reduzierend	oxydierend
Wirkung auf den Organismus	sehr giftig	erstickend

Karbonate 62

Karbonate (Carbonate) sind Salze der Kohlensäure.

Vorkommen von Kalziumkarbonat

In der Natur am weitesten verbreitet ist das **Kalziumkarbonat $CaCO_3$**. Man findet es als Kalkstein, Kreide und Marmor. ●

Kalkstein ist reines oder zum Teil mit Ton vermengtes Kalziumkarbonat. Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über umfangreiche Kalksteinvorkommen, zum Beispiel in Rüdersdorf, Elbingerode, Karsdorf und Lengefeld. Sie befinden sich hauptsächlich am Rande der Mittelgebirge. Sogar ganze Gebirgszüge, zum Beispiel die Weiße Tatra der ČSSR, ein Teil des Gebietes der HohenTatra, bestehen aus Kalkstein. Auch der Ackerboden enthält Kalziumkarbonat in feiner Verteilung. Das hat für das Wachstum der Pflanzen große Bedeutung. ●

Kreide ist Kalziumkarbonat, das aus dem Gehäuse von Schnecken und Muscheln stammt, die in der Urzeit gelebt haben. Größere Lagerstätten in der Deutschen Demokratischen Republik sind auf der Insel Rügen zu finden.

Marmor ist Kalziumkarbonat, das durch Zusammenpressen von Kalziumkarbonatsedimenten infolge geologischer Veränderungen in tieferen Schichten der Erde entstanden ist. In der Deutschen Demokratischen Republik gibt es Funde von Marmor bei Saalburg und Crottendorf/Erzgebirge. ●

Kalziumkarbonat ist auch Bestandteil des Bodens. Karbonate sind auch im harten Wasser enthalten.

► **Kalziumkarbonat kommt in der Natur als Kalkstein, Kreide und Marmor vor.**

① Begründe die Vorschrift für Kraftfahrzeughallen: Beim Laufen der Motoren Türen auf!

② Warum ist Kohlenmonoxid trotz seiner Giftigkeit im Stadtgas enthalten? a) Formuliere eine Vermutung! b) Leite aus dieser Vermutung eine Aussage ab, die sich im Experiment überprüfen läßt! c) Plane ein Experiment dazu! d) Deute das Ergebnis des Experiments, und vergleiche es mit der formulierten Vermutung!

③ Entwickle die chemische Gleichung für die Reaktion von Eisen(III)-oxid mit Kohlenmonoxid!

④ Begründe die Verwendung von Kohlenmonoxid als Reduktionsmittel und als Heizgas!

⑤ Gib eine Möglichkeit an, beide Oxide des Kohlenstoffs experimentell zu unterscheiden!

⑥ Stelle die Formeln für die Karbonate des a) Natriums, b) Kaliums, c) Magnesiums, d) Kalziums auf!

⑦ Welche Bedeutung hat Kalziumkarbonat für das Wachstum der Pflanzen?

⑧ Suche auf der Karte der DDR Lagerstätten von Kalkstein, Kreide und Marmor!

Darstellung und Eigenschaften von Karbonaten

55 ▼ Kohlendioxid wird in eine Kalziumhydroxidlösung eingeleitet (/ Ch-SE, Experiment 22, S. 39).

56 ▼ Natrium-, Kalium-, Magnesium- und Kalziumkarbonat werden jeweils mit Wasser geschüttelt.

Volkswirtschaftlich bedeutsame Karbonate sind zum Beispiel Natriumkarbonat, Kaliumkarbonat und Kalziumkarbonat (Tab. 32).

Tabelle 32 Name, Formel und Verwendung einiger Karbonate

Name	Formel	Verwendung
Natriumkarbonat (Soda)	Na_2CO_3	Herstellung von Glas (Glasgeräte, Fensterglas), Waschmitteln und Chemikalien (z. B. Natriumsulfat, Natriumphosphat)
Kaliumkarbonat (Pottasche)	K_2CO_3	Herstellung von Glas (Glasgeräte, Fensterglas) und Schmierseife
Kalziumkarbonat (Kalkstein, Kreide, Marmor)	$CaCO_3$	Herstellung von Glas (Glasgeräte, Fensterglas), Zement, Branntkalk, Düngemittel und als Zuschlagstoff für die Metallurgie sowie als Anstrichstoff (Schlämmkreide, Malerfarben)

Karbonate bilden sich beim Einleiten von Kohlendioxid in konzentrierte Baselösungen. So bildet sich Kalziumkarbonat durch Reaktion von Kalziumhydroxidlösung mit Kohlendioxid (Experiment 55):

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

Bei dieser chemischen Reaktion reagiert Kohlendioxid mit den Hydroxid-Ionen der Kalziumhydroxidlösung zu Wasser und Karbonat-Ionen:

$$CO_2 + 2\,OH^- \longrightarrow H_2O + CO_3^{2-}$$

Die Karbonat-Ionen bilden mit den Kalzium-Ionen der Kalziumhydroxidlösung Kalziumkarbonat:

$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3$

Es bildet sich ein Niederschlag von schwerlöslichem Kalziumkarbonat. Daher spricht man von einer Fällungsreaktion. Diese Reaktion nutzt man deshalb zum Nachweis von Kohlendioxid. ①

Karbonate sind kristalline, meist weiße Stoffe. Kalziumkarbonat ist in Wasser schwer löslich, hingegen lösen sich die Karbonate des Natriums und des Kaliums gut in Wasser (Experiment 56). In Lösungen liegen die Karbonate dissoziiert vor. So dissoziieren zum Beispiel Natrium- und Kaliumkarbonat in Metall-Ionen und Karbonat-Ionen.

■ $Na_2CO_3 \rightleftarrows 2\ Na^+ + CO_3^{2-}$ ②

▶ **Karbonate sind Salze der Kohlensäure. Sie sind in Wasser unterschiedlich gut löslich. Die Bildung von Kalziumkarbonat beim Einleiten von Kohlendioxid in Kalziumhydroxidlösung ist eine Fällungsreaktion.**

Reaktion der Karbonate mit Säuren

57 ▼ Natrium-, Kalium-, Magnesium- und Kalziumkarbonat werden jeweils mit verdünnter Salzsäure und mit verdünnter Schwefelsäure versetzt. Das gasförmige Reaktionsprodukt ist mit Kalziumhydroxidlösung nachzuweisen (/ Ch-SE, Experiment 23, S. 40).

58 ▼ Ein Stoffgemisch, das Karbonat enthält, wird mit verdünnter Salzsäure versetzt. Das Volumen des gasförmigen Reaktionsproduktes ist zu bestimmen; der Massenanteil an Karbonat im Stoffgemisch ist zu berechnen (/ Ch-SE, Experiment 24, S. 42).

Karbonate reagieren mit vielen Säuren, wie Salzsäure, Schwefelsäure und Salpetersäure. Bei diesen Reaktionen zersetzen sich die Karbonate. Es entsteht unter anderem Kohlendioxid (Experiment 57).

■ Kalziumkarbonat reagiert zum Beispiel mit Salzsäure zu Kalziumchloridlösung, Wasser und Kohlendioxid:

$$\underset{\text{Salzsäure}}{CaCO_3 + 2\ H^+ + 2\ Cl^-} \longrightarrow \underset{\text{Kalziumchlorid in Lösung}}{Ca^{2+} + 2\ Cl^-} + H_2O + CO_2$$

Zusammengefaßt schreibt man:

$CaCO_3 + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$ ③

Diese Reaktion benutzt man zur Darstellung von Kohlendioxid im Labor.

Karbonate lassen sich nachweisen, indem man das Karbonat mit einer Säure versetzt.

$CO_3^{2-} + 2\ H^+ \longrightarrow H_2O + CO_2$

Das entstehende Kohlendioxid wird mit Kalziumhydroxidlösung zur Reaktion gebracht (Experiment 57) und bildet mit der Kalziumhydroxidlösung einen Niederschlag von schwerlöslichem Kalziumkarbonat:

$CO_2 + 2\ OH^- \longrightarrow H_2O + CO_3^{2-}$ $\qquad Ca^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3$

Zusammengefaßt ausgedrückt läßt sich formulieren:

$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$

① Entwickle die chemische Gleichung für eine andere Fällungsreaktion! Denke an den Nachweis von Chlorid-Ionen!

② Entwickle und interpretiere die Gleichung für die Dissoziation von Kaliumkarbonat!

③ Entwickle die chemischen Gleichungen für die Reaktionen von a) Natriumkarbonat mit Salzsäure, b) Kaliumkarbonat mit Schwefelsäure, c) Natriumkarbonat mit Salpetersäure! Erläutere die chemischen Gleichungen mit Worten!

④ Beschreibe die chemischen Reaktionen beim Nachweis der Karbonate! Gib chemische Gleichungen an, und erläutere sie!

⑤ Plane eine Geräteanordnung zur Ermittlung des Masseanteils des Karbonats in einem Stoffgemisch!

⑥ Berechne das Volumen von Kohlendioxid, das bei der Reaktion von 0,1 g a) Natriumkarbonat, b) Kaliumkarbonat, c) Kalziumkarbonat mit Säure, zum Beispiel Salzsäure, freigesetzt wird!

⑦ Berechne die Masse des Kalziumkarbonats, die bei der Reaktion mit Säure, zum Beispiel Salzsäure, zur Bildung von a) 112 ml, b) 560 ml Kohlendioxid führt!

⑧ Berechne den Kalziumkarbonatanteil einer Bodenprobe in Prozent, wenn aus 10 g Boden bei 20 °C und 0,1 MPa 100 ml Kohlendioxid durch Reaktion mit Säure freigesetzt werden!

⑨ Begründe das Verhalten des Indikators!

Auf diese Weise läßt sich auch der Karbonatanteil eines Stoffgemisches beziehungsweise des Bodens ermitteln (Experiment 58).
④ ⑤

Um den Massenanteil des Karbonats an der Gesamtmasse des Stoffgemisches zu ermitteln, geht man wie folgt vor:

1. Bestimmen der Masse des Stoffgemisches durch Einwaage,
2. Messen des Volumens an freigesetztem Kohlendioxid bei Einwirkung von Säure auf das karbonathaltige Stoffgemisch,
3. Berechnen der Masse von Kalziumkarbonat aus dem gemessenen Kohlendioxidvolumen über eine Verhältnisgleichung auf Grund der chemischen Gleichung
   oder
   Ermitteln der Masse von Kalziumkarbonat aus gemessenem Kohlendioxidvolumen mit Hilfe eines Skalennomogramms (/ Ch-SE, Experiment 24. S. 42, Abb. 14)!
4. Berechnen des Massenanteils des Kalziumkarbonats an der Gesamtmasse des Stoffgemisches in Prozent!
   ⑥ ⑦ ⑧

► **Karbonate reagieren mit Säuren. Dabei entsteht Kohlendioxid. Beim Nachweis der Karbonate reagiert das durch eine Säure freigesetzte Kohlendioxid mit Kalziumhydroxidlösung zu schwerlöslichem Kalziumkarbonat.**

Thermische Zersetzung der Karbonate

59 ▼

Vorsicht! Magnesiumkarbonat wird erhitzt. Ein Gasableitungsrohr führt in eine Vorlage mit Kalziumhydroxidlösung. Nach dem Abkühlen befeuchtet man das feste Reaktionsprodukt im Reagenzglas mit wenig Wasser und gibt Indikatorlösung zu. ⑨

Manche Karbonate zerfallen beim starken Erhitzen in die Oxide dieser Elemente und Kohlendioxid. Eine solche Reaktion nennt man **thermische Zersetzung**. Bei dieser Reaktion wird Wärme aufgenommen.

■ Magnesiumkarbonat wird bei starkem Erhitzen thermisch in Magnesiumoxid und Kohlendioxid zersetzt (Experiment 59). ① ② ③

$MgCO_3 \longrightarrow MgO + CO_2$

► **Einige Karbonate zerfallen bei thermischer Zersetzung in Metalloxide und Kohlendioxid.**

Reaktionen einiger Kohlenstoffverbindungen 63

Eine schematische Übersicht veranschaulicht die Zusammenhänge über wichtige chemische Reaktionen einiger Kohlenstoffverbindungen.



Reaktionen der Oxide des Kohlenstoffs

1. Beschreibe die chemischen Reaktionen, die vom a) Kohlenstoff zum Kohlendioxid, b) Kohlendioxid zum Kohlenmonoxid, c) Kohlenmonoxid zum Kohlendioxid, d) Kohlendioxid zum Kohlenstoff führen!
   Entwickle die chemischen Gleichungen, und gib die Art der chemischen Reaktionen an!
2. Vergleiche die Eigenschaften der Oxide des Kohlenstoffs!
3. Erläutere die Verwendung von Kohlenmonoxid als Heizgas und als Reduktionsmittel!

Bildung und Zerfall von Kohlensäure und von Kalziumkarbonat

4. Entwickle für die chemischen Reaktionen des Kohlendioxids a) mit Wasser und b) mit Kalziumhydroxidlösung die chemischen Gleichungen! Erläutere die praktische Bedeutung dieser chemischen Reaktionen!
5. Beschreibe die Durchführung des Karbonatnachweises!
6. Beschreibe Bildung und Zerfall von Kohlensäure in Abhängigkeit von Druck und Temperatur!
7. Vergleiche die Eigenschaften der Kohlensäure mit denen anderer Säuren!
8. Beschreibe das Verhalten von Kalziumkarbonat bei der Zugabe von Wasser beziehungsweise von Säure!

① Vergleiche das Verhalten von Kohlensäure und Magnesiumkarbonat beim Erhitzen!

② Vergleiche die Reaktionen von Magnesiumkarbonat bei Einwirkung einer Säure und beim Erhitzen! Entwickle chemische Gleichungen, und erläutere sie!

③ Stelle — ausgehend vom Verhalten von Magnesiumkarbonat beim Erhitzen — eine Voraussage über das Verhalten von Kalziumkarbonat beim Erhitzen auf! Beachte die Stellung der Elemente Magnesium und Kalzium im Periodensystem (↗ S. 104)! Denke an gesetzmäßige Zusammenhänge! Wie läßt sich überprüfen, ob die Voraussage zutrifft?

④ Beschreibe die Knallgasreaktion als exotherme Reaktion!

⑤ Begründe das Nutzen der Verbrennung von Kohle zu Heizzwecken!

⑥ Was bewirkt die bei endothermen Reaktionen zugeführte Wärme?

⑦ Stelle wichtige exotherme und endotherme Reaktionen in einer Tabelle zusammen!

9. Entwickle die chemischen Gleichungen für die Bildung von Kohlendioxid aus a) Kohlensäure und b) Kalziumkarbonat!
10. Erläutere das experimentelle Vorgehen bei der Ermittlung des Masseanteils von Karbonat in einem Stoffgemisch! Kennzeichne den Weg zur Berechnung des Masseanteils von Karbonat!
11. Berechne den Masseanteil des Kalziumkarbonats in einem Stoffgemisch, wenn aus 10 g des Stoffgemisches bei Einwirkung von Säure 224 ml Kohlendioxid freigesetzt werden!
12. Begründe die Streuzeit für die Kalkdüngung des Bodens!

Reaktionswärme 64

60 ▼ **Vorsicht!** Natriumhydroxidlösung wird mit verdünnter Schwefelsäure versetzt. Die Temperaturänderung in der Lösung ist dabei festzustellen!

Alle chemischen Reaktionen sind mit energetischen Veränderungen verbunden. Viele Reaktionen verlaufen unter Abgabe von Wärme und Licht.

■ Bei der Neutralisation wird Wärme abgegeben (Experiment 60). Auch die Oxydationen von Wasserstoff beziehungsweise von Kohlenstoff sind chemische Reaktionen, bei denen Wärme abgegeben wird (↗ S. 8). Ebenso verlaufen die chemischen Reaktionen der Halogene mit Metallen. Beispielsweise verbinden sich Natrium oder Eisen mit Chlor unter Abgabe von Wärme (↗ S. 120).

Chemische Reaktionen, bei denen Wärme abgegeben wird, heißen **exotherme[1] Reaktionen.** ④ ⑤

Bei anderen chemischen Reaktionen, zum Beispiel bei der thermischen Zersetzung von Magnesiumkarbonat, wird dagegen ständig Wärme aufgenommen. Chemische Reaktionen, bei denen Wärme ständig aufgenommen wird, heißen **endotherme[2] Reaktionen.** ⑥ ⑦

[1] exo (griechisch) = nach außen; thermos (griechisch) = warm
[2] endo (griechisch) = nach innen

Man bezeichnet die bei einer chemischen Reaktion aufgenommene oder abgegebene Wärme als **Reaktionswärme.** ① ②

Auch für chemische Reaktionen gilt das Gesetz von der Erhaltung der Energie (Energieerhaltungssatz). Bei exothermen Reaktionen wird ein Teil der chemischen Energie der Ausgangsstoffe umgewandelt. Wärme wird abgegeben, Licht ausgesendet oder Arbeit verrichtet. Die sich bildenden Reaktionsprodukte sind also energieärmer als die Ausgangsstoffe (Abb. 60). Bei endothermen Reaktionen wird Wärme aufgenommen und damit die chemische Energie der Reaktionsprodukte erhöht. Die gebildeten Reaktionsprodukte sind bei endothermen Reaktionen energiereicher als die Ausgangsstoffe (Abb. 60). Die Reaktionswärme für chemische Reaktionen, die *nur* unter *Wärme*abgabe oder *Wärme*aufnahme verlaufen, läßt sich als Differenz der Energien der Stoffe ermitteln. ③

$Q = E_R - E_A$

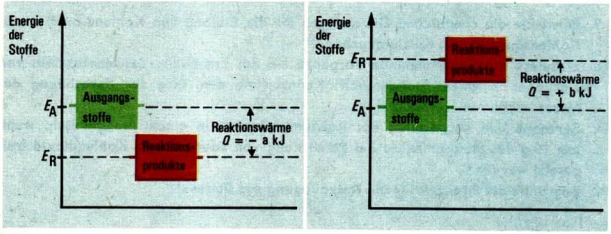


Abb. 60 Reaktionswärme bei exothermen (links) und endothermen (rechts) Reaktionen

Die Reaktionswärme wird getrennt von der chemischen Gleichung angegeben. Nach der chemischen Gleichung ist hinter einem Semikolon das Symbol Q für die Reaktionswärme zu schreiben und ihr Zahlenwert in Kilojoule (kJ) anzugeben. Dieser Wert bezieht sich auf die Stoffmengen, die durch die chemische Gleichung angegeben werden. Die Vorzeichen für die Reaktionswärme sind so festgelegt, daß die Energiebilanz vom Standpunkt der reagierenden Stoffe aus betrachtet wird. Wärmeabgabe nach außen bedeutet eine Verringerung der chemischen Energie der reagierenden Stoffe und wird durch negatives Vorzeichen gekennzeichnet (exotherme Reaktion). Wärmeaufnahme von außen bedeutet Vergrößerung der chemischen Energie der reagierenden Stoffe und wird durch positives Vorzeichen gekennzeichnet (endotherme Reaktion).

■ $C + O_2 \longrightarrow CO_2$; $Q = -393{,}5$ kJ (exotherme Reaktion)

Das bedeutet: 1 mol Kohlenstoff reagiert mit 1 mol Sauerstoff zu 1 mol Kohlendioxid. Dabei werden 393,5 kJ abgegeben.

$CO_2 + C \longrightarrow 2\,CO$; $Q = +172{,}5$ kJ (endotherme Reaktion)

Das bedeutet: 1 mol Kohlendioxid reagiert mit 1 mol Kohlenstoff zu 2 mol Kohlenmonoxid. Dabei werden 172,5 kJ aufgenommen.

Bei jeder Neutralisation werden mit der Bildung von 1 mol Wasser stets 57,4 kJ abgegeben. ④

① Beschreibe die Reaktionswärme beim Zerfall der Kohlensäure! Denke an die Temperaturabhängigkeit! Gehört die Bildung von Kohlensäure aus Kohlendioxid und Wasser zu den exothermen oder endothermen Reaktionen?

② Erläutere die Bedeutung der Oxydation des Traubenzuckers im menschlichen und tierischen Organismus!

③ Beschreibe den Unterschied zwischen exothermer und endothermer Reaktion anhand des Energieschemas in Abbildung 60!

④ Entwickle die chemischen Gleichungen mit Angabe der Reaktionswärmen für die Reaktionen von Natriumhydroxid a) mit Salzsäure; b) mit Schwefelsäure!

⑤ Gib eine chemisch-technische Reaktion an, die a) exotherm verläuft und zu der deshalb Kühlung erforderlich ist; b) endotherm verläuft und zu der deshalb Beheizung erforderlich ist!

Aus der Tatsache, daß chemische Reaktionen unterschiedliche Reaktionswärmen haben, ergeben sich technische Maßnahmen. So ist es bei exothermen Reaktionen oft erforderlich, Wärme durch Kühlung und Wärmeaustausch abzuführen. Sie kann anderweitig genutzt werden, z. B. zur Beheizung von Wohnräumen. Hingegen muß bei endothermen Reaktionen Wärme durch Beheizung zugeführt werden. ⑤

▶ **Chemische Reaktionen, die unter Wärmeabgabe verlaufen, heißen exotherme Reaktionen. Chemische Reaktionen, die unter Wärmeaufnahme verlaufen, heißen endotherme Reaktionen.**
Die Reaktionswärme ist die bei einer chemischen Reaktion aufgenommene oder abgegebene Wärme. Sie wird auf die Stoffmenge bezogen, die durch die chemische Gleichung angegeben ist.

Herstellung und Verwendung von Branntkalk 65

Branntkalk ist Kalziumoxid CaO. Er wird aus Kalkstein technisch hergestellt, weil er in vielen Industriebetrieben benötigt wird.

Herstellung von Branntkalk – Kalkbrennen

61 ▼ Kalkstein und gekörnte Aktivkohle werden im aufrecht stehenden Verbrennungsrohr unter Luftzufuhr erhitzt (Abb. 61). Das abgekühlte Reaktionsprodukt ist vorsichtig mit Wasser zu befeuchten und mit einem Indikator zu prüfen.

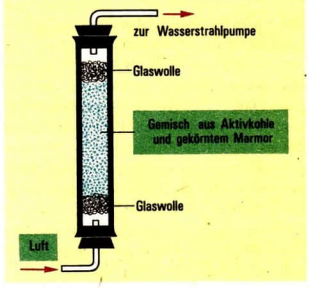


Abb. 61
Geräteanordnung zum Experiment 61

Chemische Grundlage für die Herstellung von Branntkalk ist die thermische Zersetzung von Kalziumkarbonat. Durch Wärmezufuhr zerfällt in einer endothermen Reaktion Kalziumkarbonat in Kalziumoxid und Kohlendioxid (Experiment 61):

$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2;\ Q = +178{,}4\ kJ$ ① ② ③

Die Wärme, die für diese Reaktion erforderlich ist, wird durch die Oxydation von Kohlenstoff bereitgestellt.

▶ **Die Herstellung von Branntkalk beruht auf der thermischen Zersetzung von Kalziumkarbonat. Dabei entstehen in endothermer Reaktion Kalziumoxid und Kohlendioxid.**

Zur Herstellung von Branntkalk wird Kalkstein als Ausgangsstoff eingesetzt, der in der Natur vorkommt. ④

Das starke Erhitzen von Kalkstein in der chemischen Technik wird **Brennen** genannt. Daher bezeichnet man das chemisch-technische Verfahren zur Herstellung von Branntkalk als **Kalkbrennen.** Die für das Brennen benötigte Wärme erhält man durch die Reaktion von Koks mit Luft. Diese exotherme Reaktion liefert die Wärme für die endotherm verlaufende thermische Zersetzung des Kalksteins. Die Produkte des Kalkbrennens sind Branntkalk und Kohlendioxid. Das Kohlendioxid wird zum Beispiel zur Herstellung von Harnstoff, der als wichtiger Ausgangsstoff für die Herstellung von Plasten und als Futtermittelzusatz dient, verwendet. ⑤ ⑥



▶ **Brennen von Kalkstein (Kalkbrennen) ist die thermische Zersetzung von Kalkstein, wobei Branntkalk und Kohlendioxid entstehen.**

Das Brennen von Kalkstein erfolgt vor allem im **Schachtofen.** Der Schachtofen ist ein Reaktionsapparat mit der Grundform eines aufrecht stehenden Rohres (Abb. 62). Er ist aus feuerfestem Material (Schamottestein) gemauert und mit einem Eisenmantel umgeben. ⑦

Der Schachtofen wird von oben mit einem Gemisch aus Kalkstein und Koks beschickt, während kalte Luft von unten einströmt. Die festen Stoffe Kalkstein und Koks bewegen sich im Schachtofen nach unten. Dagegen steigt die Luft von unten nach oben. Sie wird mit einem geringen Überdruck in den Schachtofen eingeblasen und erwärmt sich. Koks reagiert mit dem Sauerstoff der Luft, die ständig zuströmt. Das geschieht im unteren Teil des Schachtofens. Dabei wird, ähnlich wie beim Heizen, viel Wärme abgegeben. Dadurch entsteht in der Brennzone die erforderliche Temperatur von etwa 1 000 °C, so daß Kalkstein thermisch zersetzt wird. Die Koppelung von exothermen und endothermen Reaktionen dient der Aufrechterhaltung der Temperatur. Dieses technische Prinzip wird in der chemischen Produktion oftmals ausgenutzt. Bei diesem Verfahren werden etwa 80% der bei der Verbrennung des Kokses abgegebenen Wärme für die thermische Zersetzung genutzt.

Beim Kalkbrennen entstehen als festes Reaktionsprodukt Branntkalk und als gasförmiges Reaktionsprodukt Kohlendioxid. Das Kohlendioxid ist Reaktionsprodukt von zwei verschiedenen chemischen Reaktionen, die im Schachtofen ablaufen. Es bildet sich bei der Verbrennung von Koks und bei der thermischen Zersetzung von Kalk-

① Nenne eine Möglichkeit zur Herstellung von Kalziumoxid aus Kalziumkarbonat! Denke an die Eigenschaften der Karbonate!

② Entwickle die chemische Gleichung für die Reaktion von Kalziumoxid mit Wasser! Erkläre den Farbumschlag des Indikators!

③ Erläutere die Angabe für die Reaktionswärme $Q = 178{,}4$ kJ bei der chemischen Gleichung zur thermischen Zersetzung von Kalziumkarbonat!

④ Nenne Kalksteinvorkommen in der Deutschen Demokratischen Republik!

⑤ Warum ist es notwendig, beim Kalkbrennen auch Koks und Luft einzusetzen!

⑥ Vergleiche die chemischen Reaktionen des Kalkbrennens und der Koksverbrennung!

⑦ Vergleiche den Bau des Schachtofens für das Kalkbrennen mit dem des Hochofens!

⑧ Vergleiche die Durchführung des Experiments 61 (Abb. 61) mit der technischen Herstellung von Branntkalk im Schachtofen (Abb. 62) hinsichtlich der eingesetzten Stoffe und der entsprechenden Geräte beziehungsweise Apparate!

stein. Es wird abgesaugt und zu etwa 40% durch Eindrücken in Wasser gelöst. Diese wäßrige Lösung von Kohlendioxid kann technisch genutzt werden.

Vergleicht man die Bewegungsrichtungen der gasförmigen und der festen Stoffe, so stellt man fest, daß sich feste und gasförmige Stoffe zueinander entgegengesetzt bewegen. Das heißt: Die Stoffe bewegen sich im Gegenstrom. Auch der Wärmeaustausch erfolgt nach dem **Gegenstromprinzip**. Die heißen Gase kühlen sich ab und heizen das Brenngut auf. Die thermische Zersetzung des Kalksteins im Schachtofen erfolgt ohne Unterbrechung. Solche chemisch-technischen Verfahren nennt man **kontinuierlich**. Im oberen Teil des Schachtofens werden laufend Ausgangsstoffe zugeführt; das Re-

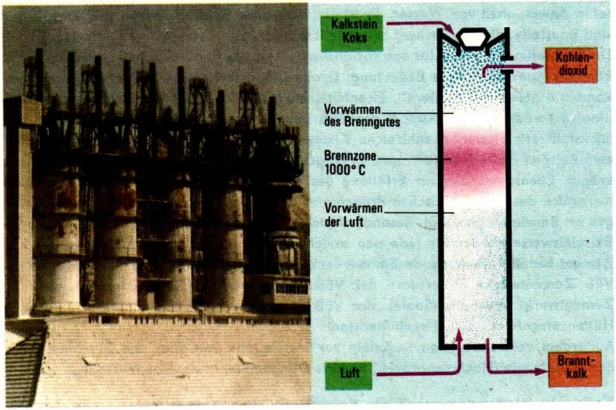


Abb. 62 Schachtofen zum Kalkbrennen — links: Schachtofen des VEB Harzer Kalk- und Zementwerke Rübeland; rechts: Schematische Darstellung eines Kalkschachtofens

aktionsprodukt Branntkalk wird ständig von unten entnommen. Ein Hochleistungsschachtofen produziert täglich etwa 150 t Branntkalk. Um diese Masse von Branntkalk herzustellen, sind etwa 650000 kJ Wärmeenergie aufzuwenden. Ein kleiner Schachtofen, wie er zum Beispiel in manchen Betrieben zur Zuckerherstellung für die Branntkalkproduktion Verwendung findet, hat eine tägliche Ofenleistung von 32 t Branntkalk. Dieser Kalkschachtofen hat eine Gesamthöhe von 36 m und eine Schachtlänge von 22,5 m sowie einen Durchmesser von 2,5 m. Da der beispielsweise in Rübeland geförderte Kalkstein einen Reinheitsgrad von 94 ... 95% Kalziumkarbonat besitzt, werden zur Produktion von 32 t Branntkalk etwa 61 t Kalkstein und bis zu 7 t Koks benötigt. ① ② ③ ④

Das Kalkbrennen ist ein chemisch-technisches Verfahren. Es erfolgt in Schachtöfen und verläuft kontinuierlich unter Ausnutzung des Gegenstromprinzips. Zur Aufrechterhaltung der Temperatur werden exotherme und endotherme Reaktionen miteinander gekoppelt.

Verwendung von Kalkstein und Branntkalk

62

Vorsicht! Frisch gebrannter Kalk wird mit Wasser zur Reaktion gebracht und die Temperaturänderung festgestellt.

Kalkstein wird in der Technik vielseitig eingesetzt. Etwa die Hälfte der gesamten Rohkalksteinförderung unserer Republik wird in den Betrieben der chemischen Industrie zu Branntkalk verarbeitet. Ein großer Teil dient ferner zur Herstellung von Zement. **Zement** wird durch Brennen von Kalkstein mit Ton und anderen Stoffen produziert. **Zementmörtel** ist ein Gemisch aus Zement, Sand und Wasser. Er erhärtet in Anwesenheit von Wasser. Er ist ein wertvoller Baustoff. **Beton** und **Stahlbeton** sind Baustoffe, die aus Zement hergestellt werden. ⑤

Die Baustoffindustrie hat für den sozialistischen Aufbau der Deutschen Demokratischen Republik ganz besondere Bedeutung. Große Industriewerke, wie der VEB Bandstahlkombinat „Hermann Matern", Eisenhüttenstadt Ost, der VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt, der Werkteil II des VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht", der VEB Stickstoffwerk Piesteritz, zahlreiche Kraftwerke und Talsperren sowie ganze Städte, zum Beispiel Halle-Neustadt, und umfangreiche Wohngebiete wurden vollständig neu erbaut. Ebenso werden zur Erfüllung des großartigen Wohnungsbauprogramms als Kernstück des sozialpolitischen Programms der SED in unserer Republik große Mengen an Baustoffen benötigt. Besonders wichtig ist deshalb die Produktion von Zement. Beispielsweise werden für jede neu errichtete Wohnung durchschnittlich etwa 12,5 t Zement benötigt. Bedeutende Zementwerke unserer Republik sind zum Beispiel der VEB Zementwerke Rüdersdorf, der VEB Zementwerk Karsdorf (Unstrut), der VEB Zementwerk Nienburg (Saale), der VEB Chemiewerk Coswig/Anhalt und der VEB Hüttenzementwerk Ost, Eisenhüttenstadt. ⑥

Außerdem verwendet man Kalkstein zur Herstellung von Glas, als Zuschlagstoff in der Metallurgie (Hochofenprozeß) und als Düngemittel in der Landwirtschaft.

Kalkstein ist Ausgangsstoff für Branntkalk und viele Baustoffe wie Zement und Glas. Ihre Herstellung ermöglicht die Ausnutzung einheimischer Rohstoffe, ist aber mit hohem Energieaufwand verbunden.

① Berechne den Bedarf an Kalkstein bei einer täglichen Ofenleistung von 150 t Branntkalk!

② Beschreibe anhand der Schnittzeichnung (Abb. 62) die Arbeitsweise im Kalkschachtofen!

③ Erläutere die Koppelung von exothermen und endothermen Reaktionen als technisches Prinzip beim Kalkbrennen!

④ Erläutere Gemeinsamkeiten und Unterschiede der chemisch-technischen Verfahren zur Branntkalkherstellung im Kalkschachtofen und zur Roheisenherstellung im Hochofen hinsichtlich a) der eingesetzten Stoffe und der Reaktionsprodukte, b) der chemischen Reaktionen, c) der Energieumwandlungen, d) des Baus und der Arbeitsweise der Reaktionsapparate!

⑤ Erläutere die volkswirtschaftliche Bedeutung von Zement!

⑥ Wo befinden sich in unserer Republik Kalksteinvorkommen und Zementwerke (/ Atlas)?

⑦ Erläutere die Verwendung von Branntkalk anhand der Abbildung 63!

Branntkalk wird in vielen Industriezweigen als Ausgangsstoff für die Herstellung wichtiger chemischer Produkte benötigt (Abb. 63). ⑦

Branntkalk reagiert mit Wasser (Experiment 62). Durch Reaktion von Kalziumoxid mit Wasser entsteht Kalziumhydroxid. Dabei wird Wärme abgegeben (exotherme Reaktion):

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2; \qquad Q = -63{,}6\ kJ$$



Abb. 63 Verwendung von Branntkalk

Da das Reaktionsprodukt eine Base ist, kann man es zur Neutralisation des Bodens nutzen. ①

Die Reaktion von Branntkalk mit Wasser bezeichnet man auch als **Kalklöschen**. Das weiße pulverförmige Reaktionsprodukt heißt **Löschkalk** oder Kalkhydrat.

▶ **Branntkalk wird vielfältig in der Industrie eingesetzt. Branntkalk ist Ausgangsstoff zur Herstellung von Löschkalk, der in der Bauindustrie und als Düngemittel große Bedeutung hat.**

Beim Löschen des Kalkes und beim Experimentieren mit Branntkalk und Löschkalk ist besonders auf den Schutz der Augen zu achten. Kalziumhydroxid wirkt stark ätzend. Durch die abgegebene Wärme beim Kalklöschen und Lösen des Löschkalks besteht Verspritzungsgefahr. Es ist deshalb unbedingt eine Schutzbrille zu tragen. ② ③

▶ **Kalklöschen ist die Bildung von Löschkalk (Kalziumhydroxid) durch exotherme Reaktion von Branntkalk (Kalziumoxid) mit Wasser.**

Kalkmörtel ist ein Gemisch aus Löschkalk, Sand und Wasser. An der Luft wird Kalkmörtel fest. Beim Erhärten des Kalkmörtels setzt sich das Kalziumhydroxid allmählich mit dem Kohlendioxid der Luft zu festem Kalziumkarbonat um:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O; \qquad Q = -69{,}1\ kJ$$

Diese Reaktion wird als **Abbinden** des Kalkmörtels bezeichnet. Das entstehende Kalziumkarbonat bildet mit den Steinen ein festes Gefüge. Das Wasser verdunstet. Der Sand bleibt chemisch unverändert. Er hat die Aufgabe, den Kalkmörtel druckfest, porös und luftdurchlässig zu machen. Kalkmörtel wird zum Mauern und Putzen verwendet. Durch ihn werden andere Baustoffe, wie Steine, Ziegel und Platten, miteinander fest verbunden. ④ ⑤

Kalkmörtel kann nicht bei allen Bauten verwendet werden, weil zum Abbinden Kohlendioxid aus der Luft erforderlich ist und der abgebundene Mörtel geringe Festigkeit besitzt. Abgebundener Zementmörtel ist hingegen meist sehr hart. ⑥

▶ **Löschkalk ist Bestandteil des Kalkmörtels. Beim Abbinden des Kalkmörtels entstehen durch Reaktion des Kalziumhydroxids mit Kohlendioxid Kalziumkarbonat und Wasser.**

Kohleveredlung 66

Kohle ist ein wertvoller Bodenschatz. Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über ausgedehnte Braunkohlenlagerstätten, von denen weitere neu erschlossen werden. ⑦

Neben der Ausnutzung der Kohle als Brennstoff dient die Kohle als Rohstoff der chemischen Industrie. Diese Umwandlungsprozesse, die von der Kohle zu anderen volkswirtschaftlich wertvollen Stoffen führen, bezeichnet man als **Kohleveredlung**. ⑧ ⑨

Das einfachste Verfahren der Kohleveredlung ist die **Brikettierung**. Dabei wird Rohkohle nach einem Trocknungsprozeß in Brikettform gepreßt. Briketts dienen insbesondere im Haushalt zu Heizzwecken. Andere Formen der Kohleveredlung sind die **Verkokung** und die **Vergasung** von Kohle.

① Begründe die Verwendung von Kalkhydrat als Mittel zur Neutralisation saurer Böden in der Landwirtschaft!

② Erkläre die Gefahren beim Umgang mit Branntkalk und Löschkalk!

③ Berechne die Masse von Löschkalk, die aus 1 t Branntkalk hergestellt werden kann!

④ Berechne die entstehende Masse von Wasser beim Abbinden von 1 t Kalkmörtel, der 24% Kalziumhydroxid enthält!

⑤ Berechne das Volumen von Kohlendioxid, das für das Abbinden von 1 t Kalkmörtel, der 24% Kalziumhydroxid enthält, benötigt wird!

⑥ Vergleiche Kalkmörtel und Zementmörtel!

⑦ Nenne wichtige Braunkohlenlagerstätten der Deutschen Demokratischen Republik!

⑧ Begründe die Verwendung von Kohle als Brennstoff!

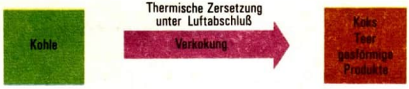
⑨ Erläutere den Begriff Kohleveredlung!

Verkokung

63

Braunkohle wird im Reagenzglas mit aufgesetzter Düse erhitzt. Eine Flamme wird an die Düse gebracht.

Unter **Verkokung** oder **Entgasung** versteht man das Erhitzen von Kohle unter Luftabschluß. Bei diesem thermischen Zersetzen von Kohle entstehen Koks als fester Rückstand, Teer als flüssiges Produkt und brennbare Gase (Experiment 63). Bei der Verkokung laufen zahlreiche, meist endotherme Reaktionen ab.



Die Verkokung wird technisch in Kokereien (Abb. 64) durchgeführt.
Koks besteht aus fast reinem Kohlenstoff. Er wird als Reduktionsmittel bei chemisch-

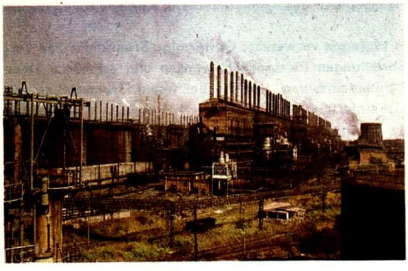


Abb. 64 Teilansicht der Großkokerei im VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer

technischen Redoxreaktionen, zum Beispiel zur Herstellung von Eisen, und als Brennstoff in Industrieanlagen, wie beim Kalkbrennen, verwendet.

Teer ist eine zähe, braunschwarze Flüssigkeit von durchdringendem Geruch. Er dient als Ausgangsstoff zur Herstellung verschiedenartiger Produkte, wie Kraftstoffe, Farbstoffe, Arzneimittel und Lösungsmittel.

Die **gasförmigen Produkte** enthalten vor allem Wasserstoff, Methan und Kohlenmonoxid. Dieses Kokereigas ist brennbar und dient als Heiz- und Stadtgas. ① ② ③ Da dieses Gasgemisch auch dazu verwendet wird, die für die Verkokung selbst benötigte Wärme zu liefern, kann von einer direkten Verbindung von Stoff- und Energiewirtschaft gesprochen werden. Diese Kombination ist ein Prinzip moderner Nutzung der Rohstoffvorräte.

Die Verkokung von Kohle ist ein chemisch-technisches Verfahren der Kohleveredlung. Durch Erhitzen unter Luftabschluß entstehen in endothermen Reaktionen aus Kohle Koks, Teer und brennbare Gase.

Vergasung

64

Ein Gemisch von Luft und Wasserdampf wird über glühende Kohle geleitet. Das gasförmige Reaktionsprodukt wird auf Brennbarkeit geprüft (Abb. 65).

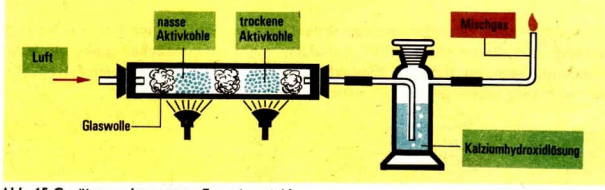


Abb. 65 Geräteanordnung zum Experiment 64

Die **Vergasung** der Kohle ist das chemisch-technische Verfahren zur Herstellung von Mischgas durch Reaktion von Kohle mit Oxydationsmitteln wie Luft und Wasserdampf.

Mischgas ist ein brennbares Gasgemisch aus Kohlenmonoxid, Kohlendioxid, Wasserstoff und Stickstoff.

Da es brennbar ist, wird es als **Heizgas** verwendet. Gasförmige Brennstoffe sind vorteilhaft. Sie können durch Rohrleitungen transportiert werden und erfordern keine umfangreichen Verlade- und Entladearbeiten, wie sie bei festen Brennstoffen notwendig sind. Die Gasheizung ist einfach zu handhaben. Sie hat außerdem gegenüber der Kohleheizung den Vorzug der größeren Sauberkeit. Mischgas dient daher als Brenngas zum Beheizen industrieller Anlagen sowie als Zusatz zum Stadtgas. Die Bestandteile des Mischgases sind auch als Ausgangsstoffe für die Herstellung volkswirtschaftlich wichtiger Stoffe nutzbar. Mischgas wird als **Synthesegas** verwendet. Darunter ist der Einsatz von Gasen als Ausgangsstoffe zur Herstellung anderer Produkte zu verstehen. Wasserstoff wird zur Synthese vieler Verbindungen, wie Kraftstoffe, Plaste, Chemiefasern, benutzt. Wasserstoff und Stickstoff dienen unter anderem

① Begründe die Bezeichnungen „Verkokung" und „Entgasung"!

② Erläutere den Unterschied zwischen thermischer Zersetzung beim Kalkbrennen und thermischer Zersetzung bei der Verkokung von Kohle!

③ Kennzeichne die Verkokung von Kohle als Kohleveredlungsverfahren!

④ Beschreibe die wesentlichen Reaktionen zur Bildung von Mischgas durch Vergasung von Kohle!

⑤ Warum ist der Gesamtprozeß der Mischgasherstellung ein exothermer Vorgang?

⑥ Kennzeichne die Vergasung als Oxydation und Redoxreaktion, bei der Sauerstoff der Luft und Wasserdampf als Oxydationsmittel wirken!

zur Herstellung von Ammoniak, das große Bedeutung für die Produktion von Düngemitteln, Plasten, Chemiefasern und Arzneimitteln hat.

▶ **Mischgas ist ein brennbares Gasgemisch aus Kohlenmonoxid, Kohlendioxid, Wasserstoff und Stickstoff. Mischgas wird als Heiz- und Synthesegas verwendet.**

Die Ausgangsstoffe zur Herstellung von Mischgas sind Kohle, Luft und Wasserdampf. Folgende chemische Reaktionen laufen bei der Vergasung der Kohle ab:

1. Kohlenstoff reagiert mit dem Sauerstoff der Luft zu Kohlendioxid:

$C + O_2 \longrightarrow CO_2; \qquad Q = -393{,}5\ kJ$

Diese Reaktion ist eine Oxydation. Sie verläuft exotherm.

2. Das entstandene Kohlendioxid setzt sich bei hoher Temperatur mit überschüssigem Kohlenstoff zu Kohlenmonoxid um:

$C + CO_2 \longrightarrow 2\,CO; \qquad Q = +172{,}5\ kJ$

Diese Reaktion ist eine Redoxreaktion. Sie verläuft endotherm.

3. Außerdem reagiert Kohlenstoff bei hoher Temperatur mit Wasserdampf zu Kohlenmonoxid und Wasserstoff:

$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2; \qquad Q = +131{,}1\ kJ$

Diese Reaktion ist eine Redoxreaktion. Sie verläuft endotherm.

Der Stickstoff der Luft bleibt bei diesen Reaktionen unverändert. ④

Da die 1. Reaktion stärker exotherm ist als die 2. und 3. Reaktion zusammengenommen endotherm verlaufen, ergibt sich für die Mischgasherstellung durch Vergasung von Kohle eine exotherme Reaktion. ⑤ ⑥



▶ **Die Vergasung von Kohle ist ein chemisch-technisches Verfahren der Kohleveredlung. Bei diesem Verfahren entsteht Mischgas in exothermer Reaktion aus Kohle, Luft und Wasserdampf.**

Der technische Reaktionsapparat zur Herstellung von Mischgas ist der **Winkler-Generator** (Abb. 66). Er hat, ähnlich wie der Schachtofen zum Kalkbrennen, die Grund-

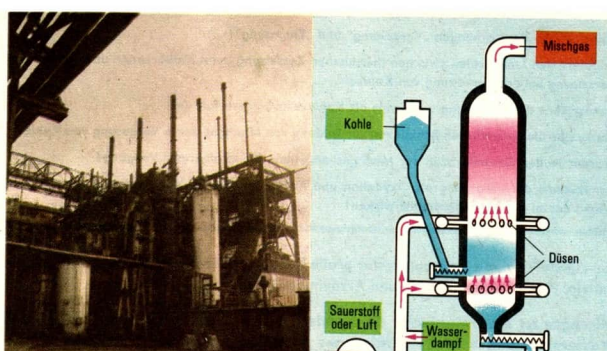


Abb. 66 Winkler-Generator zur Vergasung von Kohle
links: Winkler-Generator im VEB Hydrierwerk Zeitz;
rechts: Schematische Darstellung eines Winkler-Generators

form eines aufrecht stehenden Rohres. Der Winkler-Generator ist etwa 25 m hoch und hat einen Durchmesser von etwa 2,5 m. Der zylindrische Generator besitzt keinen Rost.

Die Kohle wird als Braunkohlenschwelkoks mit einer Korngröße bis zu 10 mm von der Seite in den Generator eingebracht. Luft und Wasserdampf werden durch Düsen von unten in den Generator eingeblasen. Die unter Druck eingeblasenen Gase wirbeln die Kohle auf und halten sie in der Schwebe. Man bezeichnet das als **Wirbelschicht**. Auf Grund des **Aufwirbelns** der gekörnten Kohle können die Gase an der gesamten Oberfläche des festen Stoffes wirken und mit den Kohlestückchen reagieren. In dieser etwa 2 m starken Wirbelschicht finden die chemischen Reaktionen der Vergasung statt. Die Temperatur in der Vergasungszone beträgt etwa 800 · · · 950 °C. Die einzelnen Kohlestückchen werden von einem sich ständig erneuernden Gasstrom umspült. Je besser die Ausgangsstoffe vermischt werden und je gleichmäßiger die Wärmeverteilung erfolgt, desto größer ist der Anteil an entstehendem Mischgas. Zur Aufrechterhaltung der notwendigen Reaktionstemperatur dient die Koppelung von exothermen und endothermen Reaktionen. Ersetzt man den Ausgangsstoff Luft durch reinen Sauerstoff, so wird die Zusammensetzung des Mischgases verändert. Der Winkler-Generator arbeitet kontinuierlich. Eine solche Anlage liefert 30000 · · · 40000 m³ Gas in der Stunde. ① ② ③ ④ ⑤

▶ **Das chemisch-technische Verfahren der Vergasung von Kohle wird im Winkler-Generator durchgeführt. Die chemischen Reaktionen finden in einer Wirbelschicht statt. Das Verfahren verläuft kontinuierlich. Zur Aufrechterhaltung der Temperatur werden exotherme und endotherme Reaktionen miteinander gekoppelt.**

① Erläutere die Arbeitsweise des Winkler-Generators!

② Vergleiche Bau und Arbeitsweise von Hochofen, Kalkschachtofen und Winkler-Generator!

③ Beschreibe Maßnahmen zur Temperaturregulierung bei der Vergasung!

④ Wie ändert sich die Zusammensetzung des Mischgases bei Einsatz von reinem Sauerstoff an Stelle von Luft?

⑤ Stelle in einer Tabelle Verkokung und Vergasung von Kohle gegenüber!

Chemisch-technisches Verfahren	Chemische Reaktionen	Produkte	Zusammensetzung und Eigenschaften der Produkte	Verwendung der Produkte
Verkokung				
Vergasung	1. 2. 3.			

⑥ Zeige anhand einer Wirtschaftskarte wichtige Steinkohle- und Braunkohlevorkommen im Bereich der Mitgliedsländer des Rates für Gegenseitige Wirtschaftshilfe (/Atlas)!

Ein modernes technisches Verfahren zur Heizgasherstellung aus Kohle ist die **Druckvergasung**. Bei diesem Verfahren wird Kohle mit Sauerstoff und Wasserdampf unter einem Druck von etwa 2 MPa im Druckgaserzeuger umgesetzt. Das entstehende Gasgemisch enthält verschiedenartige brennbare Bestandteile. So ist es möglich, ein Heizgas mit einer solchen Zusammensetzung herzustellen, die eine direkte Verwendung zum Beheizen von Gasgeräten in den Haushalten gestattet. Dadurch erhöht sich der ökonomische Nutzen. In solchen Druckgasanlagen können etwa 85% der in der Kohle steckenden Energie nutzbar gemacht werden. Große Anlagen, wie sie in der Deutschen Demokratischen Republik im VEB Gaskombinat „Schwarze Pumpe" bei Hoyerswerda errichtet wurden, liefern jährlich fast 2 Milliarden Kubikmeter Stadtgas.

Kohle als Energieträger und chemischer Rohstoff 67

Kohlenstoff ist Bestandteil vieler volkswirtschaftlich bedeutsamer Stoffe. Als Kohlenstoffträger und zur Herstellung von Kohlenstoffverbindungen dienen Kohle, Erdöl und Erdgas sowie andere in der Natur vorkommende kohlenstoffhaltige Stoffe. ⑥
Kohle wird sehr vielseitig technisch genutzt. Für die Deutsche Demokratische Republik ist die Braunkohle eine sehr wichtige Energiequelle der Volkswirtschaft und auch ein wichtiger Rohstoff für die chemische Industrie.
Ganz besondere Bedeutung hat die Braunkohle für unsere Energiewirtschaft. Kohle ist ein **Energieträger**. Bei der Stoffumwandlung von Kohle ebenso wie von Erdöl und Erdgas wird Wärme abgegeben. Diese Stoffumwandlung ist für die Bereitstellung von elektrischer Energie unentbehrlich. Weiterhin liefern Kernkraft- und Wasserkraftwerke elektrische Energie. Braunkohle ist unser wichtigster Brennstoff für Industrie und Haushalt (Rohbraunkohle und Briketts). Ein sehr großer Teil unserer Braunkohle

wird in den Kraftwerken eingesetzt, um chemische Energie in elektrische Energie umzuwandeln. Etwa 90% des Bedarfs an Elektroenergie der Deutschen Demokratischen Republik wird auf der Grundlage von Braunkohle gedeckt. ①

Kohle ist neben Erdöl und Erdgas **chemischer Rohstoff.** Bei der Verbrennung von Kohle bleiben viele wertvolle Bestandteile ungenutzt. Deshalb sind zur vollständigen Ausnutzung der Kohle vor allem die Verfahren zur Kohleveredlung wichtig. Verkokung und Vergasung haben gegenwärtig für unsere Republik große Bedeutung. Sie arbeiten fast ohne Verluste. Das aus Kohle hergestellte Synthesegas ist Ausgangsstoff zur Herstellung wichtiger Chemieprodukte (Wasserstoff, Plaste, Waschmittel, Arzneimittel). Die Kohleveredlungsverfahren zur Herstellung von Heiz- und Synthesegas werden teilweise durch die rationellere Verarbeitung von Erdöl und Erdgas ergänzt. ②

Kohle ist für die Volkswirtschaft der Deutschen Demokratischen Republik ein wichtiger Energieträger und chemischer Rohstoff.

Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über ausgedehnte Braunkohlenlagerstätten. In der Braunkohlenförderung steht unsere Republik an erster Stelle in der Welt. Die Braunkohlenindustrie ist ein hervorragendes Beispiel für die Nutzung einheimischer Rohstoffreserven. Es bedarf aber immer größerer Anstrengungen und höherer Kosten, die erreichte Förderleistung zu erbringen beziehungsweise sie zu steigern (Abb. 67). Dies ist deshalb so schwierig, weil beim Freilegen der Kohleschichten ständig höhere

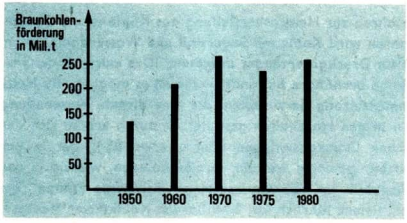


Abb. 67
Braunkohlenförderung in der Deutschen Demokratischen Republik

Deckgebirge abgetragen werden müssen (Abb. 68). Die Erkundung von Braunkohlenlagerstätten in der Deutschen Demokratischen Republik erbrachte 1974 ein Vorkommen von 19 Milliarden Tonnen. Das garantiert einen Vorrat für die nächsten 63 Jahre bei einer jährlichen Förderleistung von etwa 300 Millionen Tonnen. Dennoch ist rationeller Einsatz von Kohle in der Volkswirtschaft und im Haushalt unerläßlich. Die Braunkohlenindustrie der Deutschen Demokratischen Republik wurde unter Führung der Partei der Arbeiterklasse zielstrebig entwickelt. Bereits im Jahre 1957 beschloß die Regierung der Deutschen Demokratischen Republik ein **Kohle- und Energieprogramm.** Es legte die Entwicklung der Kohleindustrie und der Energiewirtschaft auf viele Jahre voraus fest. Eine sehr große Rolle spielten der Aufbau einer großen Anzahl neuer Wärmekraftwerke und die Schaffung eines Ferngasverbundnetzes. Im Jahre 1975 wurden beinahe 5,1 Milliarden Kubikmeter Stadtgas hergestellt. Ein Ferngasnetz verbindet viele Orte unserer Republik miteinander. Zur besseren Versorgung von Industrie und Haushalten wurde eine große Ferngasringleitung gebaut, die alle Bezirke unserer Republik mit Gas versorgt. Außerdem erweitert sich ständig das Verbundsystem

① Nenne Standorte von Wärmekraftwerken in der Deutschen Demokratischen Republik (/ Atlas)!

② Kennzeichne die Nutzung von Kohle als Energieträger und chemischer Rohstoff! Gib dazu Beispiele an!

③ Erläutere die Notwendigkeit und die zunehmenden Schwierigkeiten beim Erschließen neuer Braunkohlenvorkommen!

④ Beschreibe Maßnahmen, die in der Deutschen Demokratischen Republik zum Schutze der Umwelt getroffen werden!

⑤ Nenne Standorte von Kernkraftwerken der Deutschen Demokratischen Republik (/ Atlas)!

innerhalb der Mitgliedsländer des Rates für Gegenseitige Wirtschaftshilfe. Die Einsparung von Kohle und Energie dient der Sicherung unserer Volkswirtschaft.

Große Aufgaben erwachsen unserem Land aus der Wiedernutzbarmachung des Bodens ausgekohlter Tagebaue. Durch intensive Bodenbewegungen und Wiederaufforstung gelingt es, diese stillgelegten Abbaugebiete insbesondere für die Naherholung, aber auch für die Land- und Forstwirtschaft zu nutzen.

Ein wachsender Anteil an elektrischer Energie wird durch Umwandlung aus Kernenergie bereitgestellt. Die Energiewirtschaft auf der Grundlage von Kernkraft ist im Vergleich zur Bereitstellung von Elektroenergie über Wärmekraftwerke mit Kohleheizung umweltfreundlicher und weniger störanfällig. ③ ④ ⑤

Ausgehend von den reichen Braunkohlenvorkommen der Deutschen Demokratischen Republik wurde der Entwicklung der Braunkohlenveredlung große Aufmerksamkeit geschenkt. Der Aufbau eines solchen Werkes wie des VEB Gaskombinat „Schwarze Pumpe" bei Hoyerswerda weist auf die Bedeutung der Kohleveredlungsverfahren für unsere Republik hin. Seit einigen Jahren werden jedoch auch in der Deutschen Demokratischen Republik immer mehr Chemieprodukte aus Erdöl und Erdgas hergestellt.

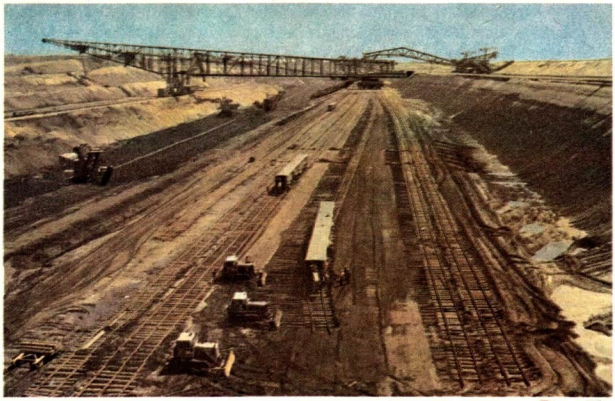


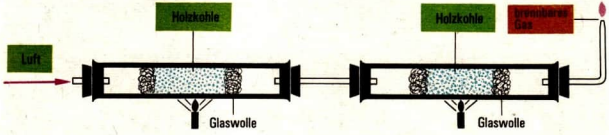
Abb. 68 Braunkohlentagebau in der Deutschen Demokratischen Republik

Der Import dieser Rohstoffe erfolgt vor allem aus der Sowjetunion. Der Bau der Erdölleitung „Freundschaft" und der Erdgasleitung „Nordlicht" erleichtert den Transport dieser Rohstoffe erheblich. Zur Verarbeitung von Erdöl wurden zum Beispiel der VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt (Oder) und dessen Werk VEB „Otto Grotewohl" Böhlen, Werkteil II, sowie der Werkteil II des VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" gebaut. Andere bestehende Chemiewerke werden ständig modernisiert und erweitert, wobei die Verarbeitung von Erdöl und Erdgas Berücksichtigung findet.
① ②

Die Braunkohlenindustrie (Förderung, Veredlung) und der Bau von Wärmekraftwerken wurden in der Deutschen Demokratischen Republik zielstrebig entwickelt. In unserer Volkswirtschaft wird Kohle als Energieträger und chemischer Rohstoff eingesetzt. Mit Kohle und Energie ist sparsam umzugehen. Durch Zusammenarbeit der Mitgliedsländer des Rates für Gegenseitige Wirtschaftshilfe im Rahmen der sozialistischen ökonomischen Integration werden Energiewirtschaft und chemische Industrie auf der Basis von Kohle, Erdöl, Erdgas und Kernkraft weiterentwickelt.

Aufgaben zur Festigung 68

1. Vergleiche Kohlenstoff mit Natrium und Chlor hinsichtlich des Baus der Atome, des Baus der Stoffe und daraus ableitbarer Eigenschaften!
2. Erläutere wichtige Eigenschaften des Kohlenstoffs auf der Grundlage des Atombaus unter Berücksichtigung von Gesetzmäßigkeiten des Periodensystems der Elemente (/ Periodensystem der Elemente, S. 104) sowie des Baus der Stoffe!
3. Beantworte die auf Seite 127 gestellten Fragen!
4. Beschreibe die in der schematischen Übersicht (/ S. 138) durch Pfeile gekennzeichneten Reaktionen! a) Entwickle die chemischen Gleichungen! b) Ordne – soweit möglich – diese Reaktionen bekannten Arten chemischer Reaktionen zu! Erläutere die praktische Bedeutung dieser Reaktionen!
5. Gib für die drei chemischen Reaktionen, die in der Geräteanordnung ablaufen, die chemischen Gleichungen an!

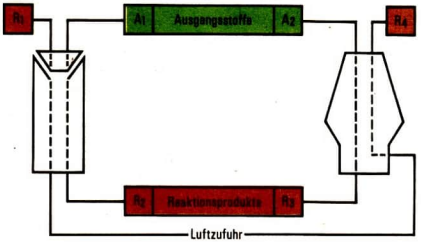


6. Unter zwei unbezeichneten Proben von Salzen soll festgestellt werden, welche Probe Chlorid-Ionen und welche Karbonat-Ionen enthält. Wie gehst du dabei vor? Führe dazu Experimente aus!
7. Kennzeichne die Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen unter Anwendung des Begriffes Reaktionswärme!
8. Erläutere an Beispielen den Unterschied zwischen exothermer und endothermer Reaktion!

① Beschreibe Kohleveredlungsverfahren und ihre Bedeutung für die Volkswirtschaft der Deutschen Demokratischen Republik!

② Erläutere den Einsatz anderer Energieträger und Rohstoffquellen an Stelle der Kohle!

9. Vergleiche Kalkbrennen und Verkokung hinsichtlich chemischer Reaktionen, Reaktionswärmen und Reaktionsprodukte!
10. Vergleiche chemische Reaktionen und Reaktionswärmen beim Verbrennen, Verkoken und Vergasen der Kohle!
11. Vergleiche die Vorgänge im Kalkschachtofen mit denen im Hochofen!



a) Nenne Ausgangsstoffe (A_1 und A_2) und Reaktionsprodukte (R_1, R_2 und R_3, R_4)!
b) Bezeichne in der Skizze den Stofftransport der festen Stoffe mit roten und den der gasförmigen Stoffe mit blauen Pfeilen! Erläutere das grundlegende technische Prinzip!
c) Erläutere die Anwendung des Prinzips von der Koppelung exothermer und endothermer Reaktionen!
d) Beschreibe den Aufbau der technischen Anlagen zum Kalkbrennen und zum Hochofenprozeß! (/ ChiÜb, S. 141 und 139)

12. Erläutere an Beispielen die hauptsächliche Verwendung von a) Kalkstein, b) Branntkalk, c) Löschkalk, d) Mischgas und e) Koks!
13. Erläutere die Verwendung von Kohle als Energieträger und chemischer Rohstoff!
14. Beschreibe Maßnahmen in der Deutschen Demokratischen Republik, die zur Entwicklung unserer Braunkohlenindustrie beigetragen haben!
15. Kennzeichne Vor- und Nachteile der Nutzung von Braunkohle für die Volkswirtschaft der DDR!
16. In unserer Republik werden stündlich 346 t Branntkalk hergestellt. Berechne die Masse von Kalkstein, die täglich eingesetzt werden muß!

Kohlenwasserstoffe

Erdöl und Erdgas sind wichtige Bodenschätze. Aus dem Geschichtsunterricht und aus Zeitungsberichten weißt du, daß wegen des Erdöls imperialistische Kriege geführt wurden. Die Völker einiger erdölfördernder Länder haben noch heute unter dem Profitstreben imperialistischer Erdölkonzerne zu leiden.
In diesem Stoffgebiet wirst du erfahren, was eigentlich Erdöl ist und warum es eine große Bedeutung hat. Wie können aus Erdöl Kraftstoffe und andere Chemieprodukte hergestellt werden? Was sind Plaste? Wie können sie hergestellt werden? Auf alle diese Fragen wirst du in den folgenden Lehrbuchabschnitten eine Antwort bekommen. Du kennst aus dem Biologieunterricht Stoffwechselprozesse. Diese Vorgänge sind sehr kompliziert und haben die Menschen schon seit langem beschäftigt. Beim Verbrennen pflanzlicher und tierischer Stoffe entsteht Kohlendioxid, und mitunter bleibt Kohlenstoff als Rückstand erhalten. Leben ohne Kohlenstoff wäre nicht denkbar. Warum ist gerade Kohlenstoff am Aufbau so vieler pflanzlicher und tierischer Stoffe beteiligt? Auch auf diese Fragen wirst du in den nachfolgenden Lehrbuchabschnitten eine Antwort erhalten.

Kohlenstoffverbindungen im Erdöl 69

65 ▼

Vorsicht! Auf einem Verbrennungslöffel werden einige Tropfen Dieselkraftstoff entzündet und in ein kühles Glasgefäß (Standzylinder, Stehkolben oder Becher) getaucht (Abb. 69). Nach dem Abbrennen ist der Verbrennungslöffel zu entfernen und der Verbrennungsraum auf Kohlendioxid zu prüfen (Ch-SE, Experiment 25, S. 44)!



Abb. 69
Geräteanordnung zur Verbrennung von Dieselkraftstoff

Erdöl und Erdgas sind Stoffgemische. Sie brennen sehr gut und geben dabei Wärme ab. Sie sind wichtige Energieträger. In arabischen und mittelasiatischen Ländern sowie in Mittelamerika wurden schon in der Frühgeschichte der Menschheit Erdöl und Erdgas als Wärmespender genutzt und teilweise verehrt. ①
Erdöl und Erdgas enthalten verschiedene Kohlenstoffverbindungen. Beim Verbrennen von Erdöl und Erdgas entstehen Kohlendioxid und Wasserdampf. ② ③ ④
Auch Dieselkraftstoff, der aus Erdöl gewonnen werden kann, verbrennt zu Kohlendioxid und Wasserdampf (/ Experiment 65).
Daraus kann auf das Vorhandensein der Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff in diesen Stoffen geschlossen werden. Tatsächlich enthalten die einfachsten Kohlenstoff-

① Nenne Vorkommen von Erdgas und Erdöl in der Welt, die dir aus dem Geographieunterricht bekannt sind! (/ Atlas)

② Wie kann Kohlendioxid nachgewiesen werden! Entwickle die chemische Gleichung für die Reaktion! (/ ChiÜb)

③ Entwickle die chemische Gleichung für die vollständige Verbrennung eines Kohlenwasserstoffs mit der Formel C_6H_{14} (Hexan)! Gib an, ob es sich um eine exotherme oder um eine endotherme Reaktion handelt! Begründe deine Entscheidung! Kennzeichne die Reaktionswärme neben der chemischen Gleichung!

④ Oktan ist Bestandteil des Vergaserkraftstoffes. Berechne, welches Volumen von Sauerstoff bei vollständiger Verbrennung von 700 g (das ist etwa 1 l) Oktan (C_8H_{18}) der Luft entzogen wird! Informiere dich über die Schrittfolge zur Volumenberechnung (/ S. 78)!

⑤ Gib für die Behauptung, daß Erdgas, Heizgas und Propangas Kohlenwasserstoffe enthalten, eine experimentelle Möglichkeit der Bestätigung an!

⑥ Stelle alle Angaben zusammen, die du über das Element Kohlenstoff aus dem Periodensystem der Elemente entnehmen kannst (/ auch TW 7–10, S. 55)!

⑦ Beschreibe den Aufbau des Diamantkristalls (/ S. 129, Abb. 56)!

⑧ Erläutere am Beispiel des Methans den Zusammenhang zwischen der Anzahl Außenelektronen eines Kohlenstoffatoms, der Wertigkeit des Elements Kohlenstoff gegenüber dem Element Wasserstoff und der Formel CH_4!

⑨ Nenne Merkmale der Atombindung und der Ionenbeziehung! (/ ChiÜb)

verbindungen, die im Erdöl und Erdgas vorhanden sind, nur diese beiden Elemente. Diese Verbindungen werden deshalb als **Kohlenwasserstoffe** bezeichnet. ⑤

▶ **Kohlenwasserstoffe sind Verbindungen aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff.**

Die Formel des einfachsten Kohlenwasserstoffs, Methan, ist CH_4.
Im Gegensatz zu anderen Elementen, wie Sauerstoff, Chlor, Brom oder Stickstoff, die mit Wasserstoff nur eine Verbindung bilden, gibt es viele verschiedene Kohlenwasserstoffe.

■ Methan CH_4 Propan C_3H_8
Äthan (Ethan) C_2H_6 Oktan (Octan) C_8H_{18}

In den Molekülen der Kohlenwasserstoffe sind Kohlenstoffatome nicht nur mit Wasserstoffatomen verbunden. Kohlenstoffatome sind auch untereinander verbunden (/ S. 129). Diese Bindungen kommen durch gemeinsame Elektronenpaare zwischen den Kohlenstoffatomen zustande. Zwischen den Kohlenstoffatomen liegen Atombindungen vor. Auch zwischen den Kohlenstoffatomen und den Wasserstoffatomen bestehen Atombindungen. Kohlenwasserstoffe bestehen immer aus Molekülen. Das Element Kohlenstoff ist in den Molekülen immer vierwertig. ⑥ ⑦ ⑧ ⑨

■ In Methanmolekülen bestehen vier Atombindungen zwischen einem Kohlenstoffatom und vier Wasserstoffatomen. Die Bindungen sind durch Elektronenpaare in der Formel des Stoffes gekennzeichnet. Die räumliche Anordnung der Atome im Molekül kann außerdem durch ein Modell veranschaulicht werden (Abb. 70).

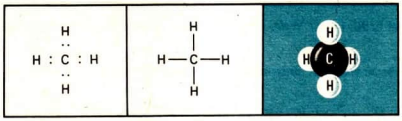


Abb. 70 Elektronenformel, Strukturformel und Modell des Methanmoleküls

Da jedes Kohlenstoffatom mit anderen Kohlenstoffatomen verbunden sein kann, gibt es Kohlenwasserstoffmoleküle unterschiedlichster Form.

- Pentan, unverzweigter kettenförmiger Kohlenwasserstoff (Abb. 71).
  3-Methylpentan, verzweigter kettenförmiger Kohlenwasserstoff (Abb. 72).
  Zyklohexan (Cyclohexan) C_6H_{12}, ringförmiger Kohlenwasserstoff (Abb. 73).

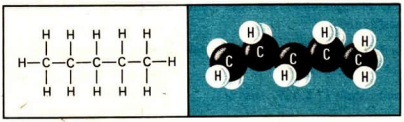


Abb. 71 Strukturformel und Modell des Pentanmoleküls

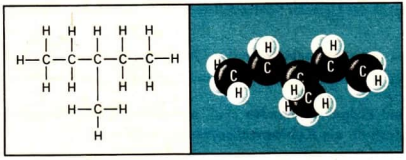


Abb. 72 Strukturformel und Modell des 3-Methylpentanmoleküls

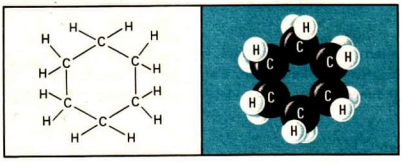


Abb. 73 Strukturformel und Modell des Zyklohexanmoleküls

- **Kohlenstoffatome können miteinander durch Atombindungen verbunden sein. Dadurch ist die Vielzahl verschiedener Kohlenstoffverbindungen bedingt.**

Organische Chemie und ihre Entwicklung 70

Das Element Kohlenstoff ist nicht nur Hauptbestandteil des Erdöls und Erdgases, sondern auch am Aufbau lebender Organismen beteiligt. Die Kohlenstoffverbindungen sind jedoch nicht nur aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff aufgebaut. Sie können außerdem die Elemente Sauerstoff, Stickstoff, Schwefel oder Phosphor enthalten. In der Industrie sind außerdem noch Kohlenstoffverbindungen, die die Elemente Chlor oder Brom enthalten, von Bedeutung. Wegen des Vorkommens von Kohlenstoff-

① Werte die historische Bedeutung der Arbeiten Wöhlers und Butlerows! Beachte die gesellschaftlichen Verhältnisse in Deutschland und Rußland im 19. Jahrhundert!

② Warum war die Analyse Voraussetzung für eine erfolgreiche Synthese von Stoffen?

verbindungen in lebenden Organismen wurden Kohlenstoffverbindungen außer den Oxiden, der Kohlensäure und den Karbonaten als **organische Stoffe** bezeichnet, und der gesamte Zweig der Chemie, der sich mit diesen Stoffen beschäftigt, erhielt den Namen **Organische Chemie.**

▶ **Am Aufbau organischer Stoffe sind immer das Element Kohlenstoff, meist das Element Wasserstoff und außerdem die Elemente Sauerstoff, Stickstoff, Schwefel oder Phosphor, Chlor, Brom und Fluor beteiligt.**

Tierische, pflanzliche und mineralische Stoffe werden von den Menschen schon seit den frühesten Stufen der menschlichen Entwicklung genutzt. Ständig wurden neue Stoffe und ihre Eigenschaften entdeckt. Im Mittelalter war die Anzahl der bekannten Stoffe schon verhältnismäßig groß. Die Naturforscher jener Zeit teilten die Stoffe noch nach ihrer Herkunft in tierische, pflanzliche und mineralische Stoffe ein. Man nahm damals an, daß sich die aus Pflanzen und Tieren gewonnenen Stoffe grundlegend von den mineralischen unterscheiden. Deshalb bezeichnete man tierische und pflanzliche Stoffe als Stoffe, die in Organismen vorkommen, als organische Stoffe, mineralische dagegen als **anorganische Stoffe** oder nicht in Organismen vorkommende Stoffe.
Bis zum Beginn des 19. Jahrhunderts herrschte unter den Wissenschaftlern die Vorstellung, organische Stoffe könnten nur im lebenden Organismus entstehen. Organische Stoffe konnten zu dieser Zeit nur aus Organismen gewonnen werden. Daher nahm man an, daß für eine Synthese dieser Stoffe im Laboratorium außer den anorganischen Ausgangsstoffen noch eine übernatürliche Lebenskraft notwendig sei. Mißerfolge bei den Versuchen zur Synthese organischer Stoffe bekräftigten diese Auffassung. Im Jahre 1824 gelang dem deutschen Chemiker *Friedrich Wöhler* (Abb. 74) erstmals die Synthese eines organischen Stoffes, der Oxalsäure, deren Salze in Sauerklee, Rhabarber und Äpfeln vorkommen. *Wöhler* konnte 1828 auch den Harnstoff, ein Stoffwechselprodukt des tierischen und menschlichen Organismus, synthetisch darstellen. Ein Gemisch verschiedener Zuckerarten wurde 1861 von dem russischen Chemiker *Alexander Michailowitsch Butlerow* (Abb. 75) synthetisch dargestellt.
Die Wissenschaftler untersuchten zunächst die Zusammensetzung und den Aufbau der organischen Stoffe. Sie analysierten diese Stoffe. Nachdem ihnen die Zusammensetzung und der Aufbau dieser Verbindungen bekannt waren, versuchten sie, die Stoffe darzustellen, zu synthetisieren. Erste Mißerfolge waren durch den noch unzureichenden Stand der Experimentiertechnik und des allgemeinen theoretischen Wissens über die chemische Reaktion bedingt. Die Beharrlichkeit der Wissenschaftler und ihre im Grunde materialistische Überzeugung von der Erkennbarkeit der uns umgebenden Natur verhalfen ihnen zum Erfolg. Sie ließen sich durch die Lehre von der Lebenskraft nicht von ihren Untersuchungen abbringen. Ihre Entdeckungen trugen dazu bei, die Anschauung von der „Lebenskraft" zu widerlegen. Mitte des 19. Jahrhunderts war allgemein bekannt, daß das Element Kohlenstoff der Hauptbestandteil aller organischen Stoffe ist. ① ②
Zwischen kohlenstoffhaltigen und kohlenstofffreien Stoffen bestehen keine grundsätz-

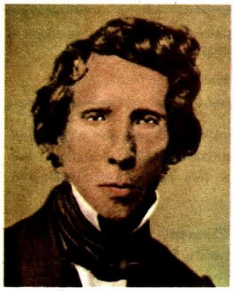


Abb. 74 Friedrich Wöhler (1800 bis 1882)

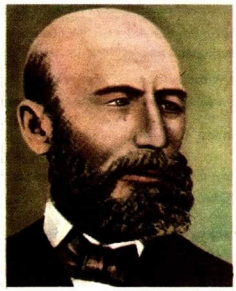


Abb. 75 Alexander Michailowitsch Butlerow (1828 bis 1886)

lichen Unterschiede. Bei der Untersuchung organischer Stoffe werden ähnliche Verfahren angewendet wie bei der Untersuchung von anorganischen Stoffen. Die allgemeinen Gesetzmäßigkeiten der Chemie gelten gleichermaßen für chemische Reaktionen organischer wie anorganischer Stoffe.

Besonderheiten organischer Stoffe ergeben sich aus der chemischen Bindung und der Struktur dieser Stoffe. Organische Stoffe sind überwiegend aus Molekülen aufgebaut. Zwischen den Atomen, die am Aufbau dieser Moleküle beteiligt sind, bestehen fast immer Atombindungen. Dagegen sind anorganische Stoffe häufig aus Ionenkristallen aufgebaut. Diese Zusammenhänge waren bei der Entstehung des Wissenschaftszweiges Organische Chemie noch ungenügend bekannt. Wegen der Besonderheiten des Aufbaus organischer Stoffe ist der Begriff „Organische Chemie" auch heute in der Wissenschaft noch allgemein gebräuchlich. ①

Inzwischen sind sehr viele Kohlenstoffverbindungen bekannt, die nicht in der Natur vorkommen, sondern nur synthetisch hergestellt werden. Neben zahlreichen Arzneimitteln, Farbstoffen und Waschmitteln gehören zu diesen Stoffen viele Plaste und Chemiefaserstoffe. ②

In der Textilindustrie wurden früher nur Naturfasern, wie Wolle, Naturseide und Baumwolle, verarbeitet. Neben diesen natürlichen Kohlenstoffverbindungen werden in immer stärkerem Maße synthetische Chemiefaserstoffe verwendet, die meist eine andere chemische Zusammensetzung als die Naturfasern besitzen. Dazu gehören zum Beispiel Dederon, Wolpryla und Grisuten. Die Gummiindustrie war noch um die Jahrhundertwende ganz auf den Naturkautschuk angewiesen. Heute gibt es verschiedene Darstellungsverfahren für synthetischen Kautschuk. Synthesekautschuk ist für viele Zwecke besser geeignet als Naturkautschuk. Seit der Mitte des vorigen Jahrhunderts werden von der chemischen Industrie Plaste produziert. Plaste sind organische Werkstoffe, für die es in der Natur nur wenige Vorbilder gibt. Sie sind den herkömmlichen Werkstoffen, wie Metallen, Holz und Glas, in einigen Eigenschaften überlegen. ③

► **Die Einteilung in organische und anorganische Chemie ist historisch entstanden. Für die organische und anorganische Chemie gelten die gleichen Gesetzmäßigkeiten des Baus der Stoffe und ihrer chemischen Reaktionen.**

① Welche Gründe sprechen für, welche gegen eine Unterscheidung von organischer und anorganischer Chemie?

② Schätze die Bedeutung der Synthese organischer Stoffe ein! Vergleiche dazu am Beispiel natürlicher und synthetischer Fasern (Wolle—Wolpryla) oder am Beispiel von Natur- und Synthesekautschuk die unterschiedlichen Möglichkeiten, die Produktion dieser Stoffe zu steigern!

③ Welcher chemische Großbetrieb in der DDR stellt Synthesekautschuk her?

④ Entwickle die chemische Gleichung für die vollständige Verbrennung von Methan! Kennzeichne diese Verbrennung als exotherme chemische Reaktion!

⑤ Methan ist ein Bestandteil des Heizgases. Hält man einen Topf mit kaltem Inhalt über eine Heizgasflamme, dann kann man zunächst außen einen Wasserbeschlag beobachten. Erkläre diese Erscheinung!

⑥ Berechne, welche Masse von Wasser bei der vollständigen Verbrennung von 1 m^3 Methan entsteht! Benutze die Schrittfolge zur Volumenberechnung (/ S. 78)!

⑦ Berechne das Volumenverhältnis, bei dem Methan und Sauerstoff vollständig miteinander reagieren können!

⑧ Berechne das Volumenverhältnis Methan : Luft, das für die vollständige Verbrennung von Methan erforderlich ist! Nimm an, daß die Luft etwa 20% Sauerstoff enthält!

⑨ Wie kann die Behauptung, daß aus Faulschlamm Methan entweicht, experimentell bewiesen werden!

Methan 71

Methan ist ein farbloses, geruchloses Gas. Es ist brennbar und bildet mit Luft explosive Gemische. Bei der vollständigen Verbrennung entstehen Kohlendioxid und Wasser. ④ ⑤ ⑥ ⑦ ⑧

Bei ungenügendem Sauerstoffzutritt verläuft die Verbrennung unvollständig.

$$CH_4 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + C$$

Methan ist ein Kohlenwasserstoff mit der Formel CH_4. Methan ist ein Bestandteil des Stadtgases, Erdgases, Grubengases und Sumpfgases. Seine Dichte ist geringer als die der Luft. Das Erdgas aus der Sowjetunion, aus dem Gebiet Tjumen, enthält 99% Methan. In Steinkohlenbergwerken bildet Methan mit Luft ein gefürchtetes explosives Gemisch, „Schlagende Wetter". Diese Explosionsgemische haben ein Volumenverhältnis Methan zu Luft von 1 : 10 oder Methan zu Sauerstoff von 1 : 2.

In Sümpfen und Teichen entwickelt sich Methan aus dem Faulschlamm. Erkennbar ist das durch Aufsteigen von Gasblasen an die Wasseroberfläche. ⑨

Erdgas wird auf Grund des Methananteils als Heizgas oder als Ausgangsstoff für die chemische Industrie verwendet. Aus Methan können Lösungsmittel hergestellt werden. Durch unvollständige Verbrennung von Methan wird Gasruß für die Reifenindustrie hergestellt.

In der DDR sind nur geringe Erdgasvorkommen vorhanden. Außerdem enthält dieses Erdgas verhältnismäßig viel Stickstoff und, je nach Vorkommen, nur etwa 50% Methan. Die DDR erhält den größten Teil des benötigten Erdgases von der Sowjetunion, aus dem Gebiet Tjumen über die Erdgasleitung „Nordlicht" und über die Erdgasleitung „Drushba Trasse" oder „Trasse der Freundschaft", die 1978 fertiggestellt wurde.

Diese Erdgasleitungen sind in Gemeinschaftsarbeit der sozialistischen Staaten erbaut worden. Der von der DDR gebaute Abschnitt der Erdgasleitung „Drushba Trasse" zwischen Krementschug und Bar in der Ukrainischen SSR war Jugendobjekt der FDJ und wurde von jugendlichen Facharbeitern und Ingenieuren im Jahre 1978 vorfristig fertiggestellt (Abb. 76). ①



Abb. 76
Bau der Erdgasleitung „Drushba Trasse"

Methan ist ein farbloses, geruchloses, brennbares Gas, das als Bestandteil von Erdgas, Sumpfgas und Grubengas vorkommt. Es ist Bestandteil von Heizgas.

Aus der Formel CH_4 geht hervor, daß ein Methanmolekül aus einem Kohlenstoffatom und vier Wasserstoffatomen besteht. Das in Abbildung 77a dargestellte Modell zeigt die Anordnung der Atome im Methanmolekül. Die Wasserstoffatome sind mit dem Kohlenstoffatom jeweils durch eine Atombindung verbunden. Die Atombindungen des Kohlenstoffatoms sind nach den vier Ecken eines regelmäßigen Tetraeders gerichtet (Abb. 77b). Bei Abbildung 77b wurden wegen der besseren Übersicht die Abstände zwischen den Atomen und die Größenverhältnisse der Atome untereinander verändert. Das in Abbildung 77a dargestellte Modell des Methanmoleküls kommt der Wirklichkeit jedoch näher. ②
Stellt man sich das Modell des Methanmoleküls (Abb. 77b) als Projektion in die Ebene vor (Abb. 77c), erhält man eine Darstellung, die der Strukturformel des Methans ähnelt. Jedes gemeinsame Elektronenpaar ist hier durch einen Strich dargestellt worden (Abb. 77d). Diese Formel bezeichnet man als **Strukturformel**. Strukturformeln können

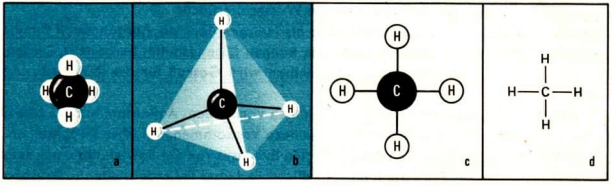


Abb. 77 Modelle, Anordnung der Atome und Strukturformel des Methanmoleküls

① Berichte über Entstehung und Verlauf der Erdgasleitung „Nordlicht"! Nenne weitere ähnliche Gemeinschaftsprojekte sozialistischer Länder!

② Beschreibe die Atombindungen zwischen dem Kohlenstoffatom und den Wasserstoffatomen im Methanmolekül!

für Moleküle entwickelt werden, in denen Atombindungen bestehen. Aus ihnen kann man den Molekülaufbau, nicht die räumliche Anordnung der Atome im Molekül erkennen. Im Unterschied zu den Strukturformeln bezeichnet man Formeln wie CH_4 als **Summenformeln**.
Aus solchen Summenformeln kann man die am Aufbau des Moleküls beteiligten Atome und das Zahlenverhältnis der Atome entnehmen.

Summenformeln für organische Stoffe kennzeichnen die am Aufbau dieses Stoffes beteiligten Elemente und das Zahlenverhältnis der am Aufbau des Moleküls beteiligten Atome. Durch die Strukturformeln werden darüber hinaus die Bindungen zwischen den Atomen gekennzeichnet.

Homologe Reihe der Alkane 72

66

Hexan wird in einem Verbrennungslöffel entzündet, der in einen trockenen Standzylinder getaucht wird. Die Verbrennungsprodukte sind festzustellen!

Neben dem Methan gibt es Kohlenwasserstoffe, deren Moleküle mehr als ein Kohlenstoffatom enthalten (Abb. 78).

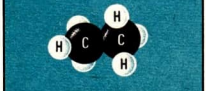
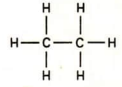
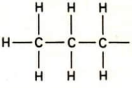
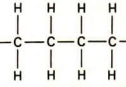
Molekülmodell	Strukturformel	Summenformel	Name des Alkans
		C_2H_6	Äthan
		C_3H_8	Propan
		C_4H_{10}	Butan

Abb. 78 Modell, Struktur- und Summenformel des Äthan-, Propan- und Butanmoleküls

Viele dieser Kohlenwasserstoffe kommen im Erdöl und Erdgas vor. **Äthan, Propan** und **Butan** sind farblose, geruchlose Gase. In Erdöllagerstätten können sie sich unter gasundurchlässigen Gesteinsschichten über den flüssigen Bestandteilen ansammeln. Äthan, Propan und Butan sind brennbar. Sie werden wie Methan als Heizgase verwendet. Mit Luft bilden sie explosive Gemische. Da sich diese Gase leicht verflüssigen lassen, werden sie als Flüssiggase bezeichnet und gehandelt. Propan ist Hauptbestandteil des „Propangases", das auch im Haushalt und zum Camping verwendet wird. Butan ist Hauptbestandteil des Feuerzeuggases.
① ②

Aus den Strukturformeln von Äthan, Propan und Butan ist erkennbar, daß die Kohlenstoffatome in den Molekülen dieser Stoffe Ketten bilden. Äthan, Propan und Butan gehören zu den kettenförmigen Kohlenwasserstoffen. Aus den Strukturformeln ist auch zu erkennen, daß jedes Kohlenstoffatom mit benachbarten Kohlenstoffatomen jeweils durch ein gemeinsames Elektronenpaar verbunden ist. Solche Atombindungen werden als **Einfachbindungen** bezeichnet. Kohlenwasserstoffe, die nur solche Einfachbindungen zwischen den Kohlenstoffatomen besitzen, werden als **Alkane** bezeichnet.
Alle Alkane sind brennbar (/ Experiment 66, S. 163).
③ ④

$$2\,C_6H_{14} + 19\,O_2 \longrightarrow 12\,CO_2 + 14\,H_2O; \qquad Q = -a\ kJ$$

Alkane sind kettenförmige Kohlenwasserstoffe. In ihren Molekülen liegen nur Einfachbindungen vor.

Aus den Strukturformeln kann der räumliche Bau der Moleküle nicht abgelesen werden. Wie beim Kohlenstoffatom des Methanmoleküls sind auch bei den Kohlenstoffatomen der Äthan-, Propan- und Butanmoleküle die chemischen Bindungen nach den Eckpunkten eines regelmäßigen Tetraeders gerichtet. Dadurch sind die Kohlenstoffketten in Propan- und Butanmolekülen zickzackförmig gewinkelt (Abb. 79).

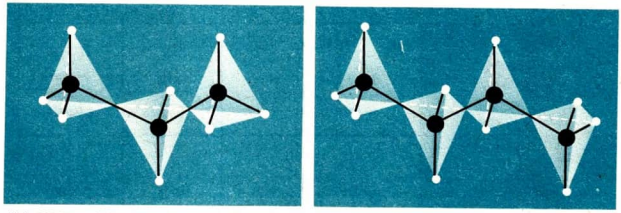


Abb. 79 Räumliche Anordnung der Atome im Propan- und Butanmolekül

Da Kohlenstoffatome untereinander zu sehr langen Ketten verbunden sein können, gibt es auch Moleküle von Alkanen mit mehr als vier Kohlenstoffatomen. Die Namen der Alkane werden aus einem Wortstamm und der Endung **an** gebildet. Die Wortstämme geben die Anzahl der Kohlenstoffatome im Molekül an. Sie gelten für verschiedene Stoffe, die die gleiche Anzahl Kohlenstoffatome im Molekül enthalten. Sie werden auch bei anderen Stoffen verwendet.
⑤ ⑥

① Welche Sicherheitsbestimmungen sind beim Arbeiten mit Propangas einzuhalten?

② Berechne das Volumen von Propangas bei Bedingungen des Normzustandes, das einer 10 l Propanflasche entnommen werden kann, die 5 kg flüssiges Propan enthält! Beachte das in der Flasche verbleibende Restgas!

③ Erläutere den Ausdruck Einfachbindung!
Begründe, warum es richtig ist, auch bei Chlor, Wasserstoff, Chlorwasserstoff und Bromwasserstoff von Einfachbindungen in den Molekülen zu sprechen!

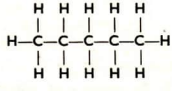
④ Gib an, ob auch zwischen Stickstoffatomen in Stickstoffmolekülen durch Einfachbindungen stabile Elektronenanordnungen bestehen können!

⑤ a) Lerne die Wortstämme für Alkane mit 1 bis 10 Kohlenstoffatomen im Molekül auswendig!
b) Übe mit einem anderen Schüler das Bilden von Namen für Alkane, indem einer die Anzahl Kohlenstoffatome im Molekül angibt und der andere den Namen des Alkans nennt und umgekehrt!

⑥ a) Schreibe die Strukturformeln für Hexan, Oktan, Butan, Äthan, Pentan, Propan, Heptan nach der Anzahl Kohlenstoffatome im Molekül geordnet untereinander!
b) Schreibe neben die Strukturformeln der unter a) genannten Alkane die vereinfachten Strukturformeln und die Summenformeln dieser Verbindungen!

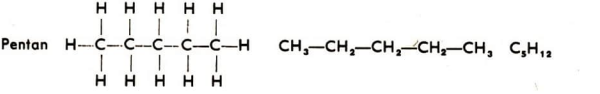
Wortstamm	Meth	Äth	Prop	But	Pent	Hex	Hept	Okt	Non	Dek
Anzahl der Kohlenstoffatome in der Kette	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10

Für die Namen der Alkane gilt:

Bildung des Namens aus	Wortstamm, der die Anzahl Kohlenstoffatome im Molekül angibt	Endung, die aussagt, daß in den Molekülen nur Einfachbindungen vorliegen
Name	Pent	an
	Pentan	
Bedeutung	5 Kohlenstoffatome im Molekül	nur Einfachbindungen im Molekül
Strukturformel		

Mit zunehmender Kettenlänge wird es immer aufwendiger, die Strukturformeln aufzuschreiben. Deshalb verwendet man meist eine vereinfachte Schreibweise der Strukturformeln. Atomgruppen, deren Struktur eindeutig ist, werden wie in Summenformeln zusammengefaßt. Nur zwischen den Atomgruppen werden Atombindungen durch Striche symbolisiert.

■



In den Strukturformeln von Äthan, Propan, Butan und Pentan sind einige übereinstimmende Merkmale zu erkennen. Die Moleküle dieser Kohlenwasserstoffe enthalten die Kohlenstoffatome in einer unverzweigten Kette. Zwischen den Kohlenstoffatomen liegen Einfachbindungen vor. Die Differenz zwischen den Formeln von Alkanen mit aufeinanderfolgender Anzahl Kohlenstoffatome im Molekül, wie Äthan und Propan, Propan und Butan, beträgt „CH_2". Eine Reihe von Stoffen mit übereinstimmendem Strukturmerkmal, bei denen sich aufeinanderfolgende Glieder stets durch die gleiche Differenz „CH_2" unterscheiden, wird als **homologe Reihe** bezeichnet.

▶ **Eine homologe Reihe ist die Anordnung von chemisch ähnlichen Stoffen. Die Moleküle benachbarter Stoffe unterscheiden sich durch die Differenzen „CH_2".**

Die Stoffe einer homologen Reihe zeigen oft ähnliche chemische Eigenschaften. So kann von einer Eigenschaft eines Stoffes einer homologen Reihe, zum Beispiel von der Reaktion mit Sauerstoff, mit einiger Sicherheit auf die gleiche Eigenschaft aller Stoffe der gleichen Reihe geschlossen werden.

▶ **Chemische Eigenschaften der Stoffe einer homologen Reihe stimmen im wesentlichen überein.**

Einige Eigenschaften der Stoffe einer homologen Reihe ändern sich jedoch mit zunehmender molarer Masse. So steigen in der homologen Reihe der Alkane die Schmelz- und Siedetemperaturen der Stoffe mit zunehmender molarer Masse an, so daß bei Zimmertemperatur einige Alkane im gasförmigen Aggregatzustand, andere im flüssigen beziehungsweise festen Aggregatzustand vorkommen (Tab. 33).
①②③④
Zwischen den Molekülen eines Stoffes bestehen anziehende Kräfte, die die Moleküle zusammenhalten. Diese Kräfte sind im allgemeinen geringer als die chemischer Bindungen. Sie sind mit von der Größe der Moleküle abhängig. Mehrere große Moleküle werden fester zusammengehalten als mehrere kleine Moleküle. Daraus ergeben sich unterschiedliche Aggregatzustände verschiedener Alkane bei Bedingungen des Normzustandes. ⑤
Stellt man sich vor, daß jedem Molekül eines Stoffes der homologen Reihe die Gruppe „CH_2" hinzugefügt wird, um das nächste Glied der Reihe zu erhalten, dann sind das quantitative Veränderungen. Zugleich entsteht aber ein anderer Stoff mit anderen Eigenschaften. Die Stoffe haben eine unterschiedliche Qualität. Friedrich Engels be-

① Begründe, daß es richtig ist, bei den Alkanen von einer homologen Reihe zu sprechen!

② In welchem Aggregatzustand liegen die in Tabelle 33, S. 167, angegebenen Alkane bei 20 °C vor?

③ Stelle die Siedetemperaturen der Alkane aus Tabelle 33, S. 167, in Abhängigkeit von der Anzahl Kohlenstoffatome im Molekül graphisch dar!

④ Entwickle die chemischen Gleichungen für die vollständige Verbrennung von a) Propan, b) Pentan und c) Hexan!

⑤ Vergleiche die Anordnung der Wassermoleküle bei Eis, Wasser und Wasserdampf (/ Abb. 44, S. 86)!

Tabelle 33 Schmelz- und Siedetemperaturen von Alkanen

Formel	Name	Schmelztemperatur in °C	Siedetemperatur in °C
CH_4	Methan	—184,0	—164,0
C_2H_6	Äthan	—172,0	— 93,0
C_3H_8	Propan	—189,5	— 45,0
C_4H_{10}	Butan	—135,0	+ 0,6
C_5H_{12}	Pentan	—129,7	+ 36,0
C_6H_{14}	Hexan	— 95,5	+ 68,7
C_7H_{16}	Heptan	— 90,8	+ 98,4
C_8H_{18}	Oktan	— 56,5	+125,8
C_9H_{20}	Nonan	— 53,9	+150,6
$C_{10}H_{22}$	Dekan	— 32,0	+179,8
$C_{11}H_{24}$	Undekan	— 26,5	+194,5
$C_{12}H_{26}$	Dodekan	— 12,0	+214,5
$C_{13}H_{28}$	Tridekan	— 6,2	+234,0
$C_{14}H_{30}$	Tetradekan	+ 5,0	+252,8
$C_{15}H_{32}$	Pentadekan	+ 10,0	+270,5
$C_{16}H_{34}$	Hexadekan	+ 17,8	+286,2
$C_{17}H_{36}$	Heptadekan	+ 22,5	+303,0

zeichnete deshalb die homologen Reihen als ein Beispiel für qualitative Veränderungen als Folge quantitativer Veränderungen in der Natur.

► **Die unterschiedliche molare Masse der Stoffe einer homologen Reihe hat auch unterschiedliche physikalische Eigenschaften dieser Stoffe zur Folge.**

Unterschiedliche physikalische Eigenschaften sind nicht nur durch die unterschiedliche Molekülgröße der Stoffe bedingt. Auch Stoffe mit gleicher Summenformel können unterschiedliche Schmelz- und Siedetemperaturen haben. Bei Alkanen mit mindestens vier Kohlenstoffatomen im Molekül besteht die Möglichkeit zur Ausbildung verzweigter Kohlenstoffketten (Abb. 80, S. 168).

Butan und 2-Methylpropan haben die gleiche Summenformel, aber einen unterschiedlichen Bau der Moleküle. Beide Stoffe gehören zu den Alkanen. Sie sind brennbar und verbrennen zu Kohlendioxid und Wasser. Die unterschiedlichen Namen weisen auf

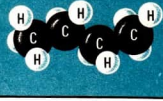
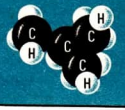
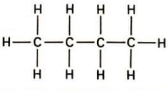
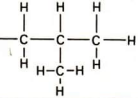
Molekülmodell		
Strukturformel		
Vereinfachte Strukturformel	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	$CH_3-CH(CH_3)-CH_3$
Summenformel	C_4H_{10}	C_4H_{10}
Name des Alkans	Butan	2-Methylpropan

Abb. 80 Modell, Struktur- und Summenformel des Butan- und 2-Methylpropanmoleküls

Unterschiede im Molekülbau hin. Mit „Methyl" wird eine Atomgruppe CH_3 bezeichnet, die an das zweite Kohlenstoffatom eines Propanmoleküls gebunden ist, deshalb „2-Methyl". Die Unterschiede im Molekülbau haben Einfluß auf die Kräfte zwischen den Molekülen. Dadurch sind unterschiedliche Schmelz- und Siedetemperaturen bedingt (Tab. 34). ①

Tabelle 34 Schmelz- und Siedetemperatur von Butan und 2-Methylpropan

Stoffe	Summenformel	Schmelztemperatur in °C	Siedetemperatur in °C
Butan	C_4H_{10}	—135	+ 0,6
2-Methylpropan	C_4H_{10}	—145	—10,2

▶ **Unterschiede im Bau der Moleküle von Butan und 2-Methylpropan bedingen unterschiedliche Schmelz- und Siedetemperaturen dieser Stoffe.**

Die unterschiedlichen Eigenschaften verzweigter Kohlenwasserstoffe werden bei der Herstellung von Vergaserkraftstoffen ausgenutzt. Durch den Zusatz verzweigter Kohlenwasserstoffe kann die Klopffestigkeit des Benzins erhöht werden. Das ist wichtig, um im Interesse des Umweltschutzes den Zusatz von Bleitetraäthyl zu senken, das dem Benzin ebenfalls zur Erhöhung der Klopffestigkeit zugesetzt wird. „Verbleites" Benzin ist giftig. ②

① Erläutere an Beispielen, daß zwischen der Struktur der Moleküle und den Eigenschaften der betreffenden Stoffe ein Zusammenhang besteht!

② Kraftfahrer und Autoschlosser waschen sich mitunter nach ausgeführten Reparaturen an den Kraftfahrzeugen die Hände zunächst mit Waschbenzin. a) Welche Eigenschaft des Benzins nutzen sie dabei aus? b) Warum darf dafür kein Fahrbenzin verwendet werden?

Substitutionsreaktion 73

67

Vorsicht! Ein flüssiges Alkan (Hexan) wird in einer Apparatur nach Abbildung 81 mit Brom gemischt. Das Gemisch wird belichtet. Das gasförmige Reaktionsprodukt wird identifiziert.

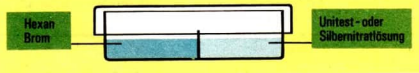


Abb. 81
Geräteanordnung
zum Experiment 67

Alkane sind nicht nur als Energieträger von Bedeutung. Sie sind auch Ausgangsstoffe zur Herstellung vieler chemischer Stoffe wie Waschmittel, Farbstoffe, Klebstoffe und Lösungsmittel. Bei der Herstellung dieser Stoffe aus Alkanen ist es oft erforderlich, Wasserstoffatome in den Molekülen der Alkane durch andere Atome oder Atomgruppen zu ersetzen, zu substituieren[1].

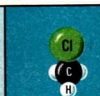
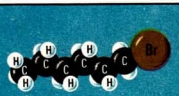
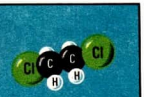
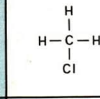
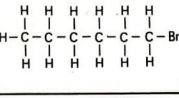
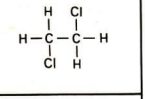
Molekülmodell			
Strukturformel			
Vereinfachte Strukturformel	CH_3Cl	$CH_3{\cdot}CH_2{\cdot}CH_2{\cdot}CH_2{\cdot}CH_2{\cdot}CH_2Br$	$CH_2Cl - CH_2Cl$
Summenformel	CH_3Cl	$C_6H_{13}Br$	$C_2H_4Cl_2$
Name des Halogenalkans	Monochlormethan	Monobromhexan	1,2 - Dichloräthan

Abb. 82 Modell, Struktur- und Summenformel des Monochlormethan-, des Monobromhexan- und des 1,2-Dichloräthanmoleküls

[1] substituere (lateinisch) = ersetzen

Als Zwischenprodukte bei der Umwandlung von Alkanen in andere Stoffe werden häufig **Halogenalkane** hergestellt. Halogenalkane unterscheiden sich von den entsprechenden Alkanen dadurch, daß Halogenatome die Stelle einzelner oder mehrerer Wasserstoffatome im Molekül einnehmen (Abb. 82). Der Weg über die Halogenalkane als Zwischenprodukte wird deshalb gewählt, weil sich Wasserstoffatome in Alkanmolekülen verhältnismäßig leicht gegen Halogenatome austauschen lassen und die Halogenatome wiederum verhältnismäßig leicht durch andere Atome oder Atomgruppen ersetzt werden können.

Bei der chemischen Reaktion von Hexan mit Brom entsteht Monobromhexan (Experiment 67). Durch Licht oder Wärme wird die Atombindung zwischen den Bromatomen in den Brommolekülen aufgespalten. Die Bromatome sind durch die Energiezufuhr aktiviert und reagieren mit Hexanmolekülen, indem sich jeweils ein Bromatom mit einem Wasserstoffatom des Hexanmoleküls zu einem Bromwasserstoffmolekül verbindet. Den Platz des abgespaltenen Wasserstoffatoms nimmt ein anderes Bromatom ein (Abb. 83).

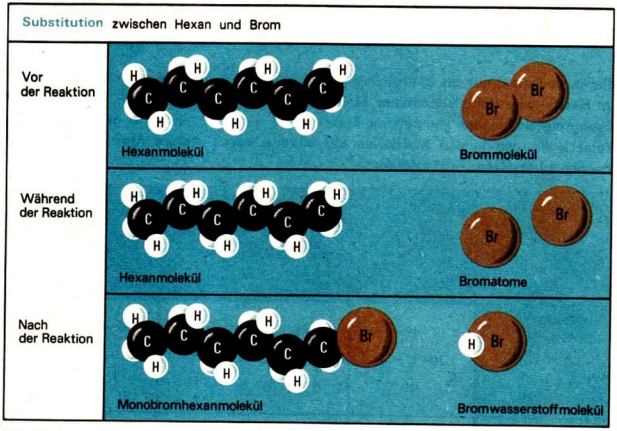


Abb. 83 Schematische Darstellung des Ablaufs einer Substitutionsreaktion

$$C_6H_{14} + Br_2 \longrightarrow HBr + C_6H_{13}Br; \qquad Q = -37{,}7\ kJ$$

Hexan Brom Bromwasserstoff Monobromhexan

Neben Bromwasserstoff entsteht Monobromhexan. Dabei wird Wärme abgegeben (Abb. 84). Der Name gibt an, daß in jedem Molekül des Stoffes ein Bromatom enthalten ist. ①

Betrachtet man die chemische Gleichung der Reaktion, so ist der Umbau chemischer Bindungen und die Umordnung von Teilchen (Atomen) erkennbar. Diese Umordnung der Teilchen besteht in einem Austausch von Atomen zwischen den Molekülen der Ausgangsstoffe. Diese Art chemischer Reaktionen wird als **Substitutionsreaktion** bezeichnet. Substitutionsreaktionen sind bei allen Alkanen möglich. ② ③ ④

① Nenne Möglichkeiten der Identifizierung des farblosen Gases, das bei Experiment 67, Seite 169, entsteht! Beachte die Identifizierung von Chlorwasserstoff (/ S. 124)!

② Beschreibe den Umbau chemischer Bindungen bei der chemischen Reaktion von Hexan mit Brom (/ Abb. 83)!

③ Beschreibe die Umordnung von Teilchen bei der chemischen Reaktion von Hexan mit Brom anhand von Abbildung 83!

④ Entwickle die chemische Gleichung für die chemische Reaktion von Heptan mit Brom!

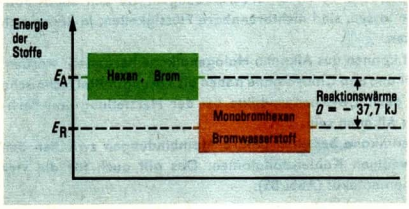


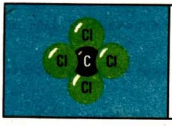
Abb. 84 Energiediagramm zur chemischen Reaktion von Brom mit Hexan

▶ **Die Substitution ist eine chemische Reaktion, bei der zwischen den Molekülen der Ausgangsstoffe Atome ausgetauscht werden.**

Substitutionsprodukte, die bei chemischen Reaktionen von Methan mit Chlor entstehen, haben industrielle Bedeutung (Tab. 35).

Tabelle 35 Verwendung von einigen Substitutionsprodukten des Methans

Formel	Systematischer Name	Häufig gebrauchter Name	Verwendung
CH_3Cl	Monochlormethan	Methylchlorid	Zwischenprodukt zur Herstellung von Farbstoffen
CH_2Cl_2	Dichlormethan	Methylenchlorid	Im Gemisch mit anderen Stoffen als Treibmittel in Spraydosen, Lösungsmittel für Farben, Klebstoffe, Holzimprägniermittel und Fette
$CHCl_3$	Trichlormethan	Chloroform	Lösungsmittel für Harze, Fette und andere organische Stoffe
CCl_4	Tetrachlormethan	Tetrachlorkohlenstoff	Lösungsmittel für Fette, Wachse und andere organische Stoffe



Cl Cl—C—Cl Cl	CCl_4	Tetrachlormethan

Abb. 85 Modell, Strukturformel und Summenformel des Tetrachlormethanmoleküls

Monochlormethan ist bei Zimmertemperatur ein Gas, das sich durch Abkühlung und Druck leicht verflüssigen läßt. Alle anderen Chlorverbindungen, die sich durch Substitution aus Methan herstellen lassen, sind nichtbrennbare Flüssigkeiten, in denen sich viele organische Stoffe gut lösen. ① ②

Durch Substitutionsreaktionen können aus Alkanen Halogenalkane hergestellt werden. Halogenalkane, wie Chlormethane und Chloräthane haben als Lösungsmittel technische Bedeutung. Sie können aber auch Zwischenprodukte bei der Herstellung von Farbstoffen oder Waschmitteln aus Alkanen sein.

In den Molekülen der Halogenalkane bestehen polare Atombindungen zwischen den Halogenatomen und den jeweiligen Kohlenstoffatomen. Das gilt auch für die vier Bindungen im Tetrachlormethanmolekül (Abb. 85).

► **Alkane sind Ausgangsstoffe für chemische Synthesen.**

Aufarbeitung des Erdöls durch Destillation 74

68 ▼

Paraffinöl wird in einer Apparatur nach Abbildung 86 erhitzt.

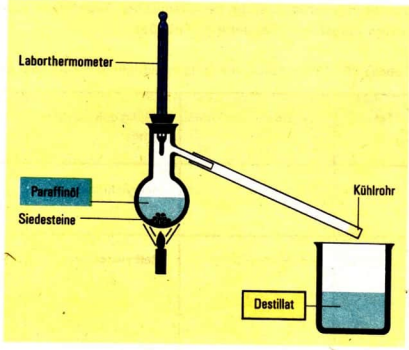


Abb. 86 Apparatur zum Erhitzen von Paraffinöl

► **Alkane sind Hauptbestandteile von Kraftstoffen, Heizölen und Schmierstoffen.**

In der Natur kommen Alkane als Bestandteile des Erdöls vor, aus dem sie gewonnen werden können. ③ ④ ⑤ ⑥

Die Erdölvorkommen in der Deutschen Demokratischen Republik sind gering. Um den Bedarf an Erdöl zu decken, muß Erdöl importiert werden. Mit Erdöl und Produkten

① a) Brom ist giftig! Bei chemischen Experimenten ist deshalb darauf zu achten, daß eingesetztes Brom möglichst restlos verbraucht wird. Berechne die Masse von Brom, die ausreicht, um experimentell 100 ml Propan vollständig in Monobrompropan umzuwandeln!

Flüssiges Brom hat eine Dichte von $\varrho = 3{,}14\ \frac{g}{ml}$. Schätze ab, welches Volumen von Brom benötigt wird!

b) Welches Volumen von Bromwasserstoff entsteht bei der unter a) angegebenen chemischen Reaktion?

② Entwickle die chemische Gleichung für eine schrittweise Bildung von Tetrachlormethan aus Methan und Chlor!

③ Nenne Vorkommen des Erdöls, und beschreibe die Gewinnung von Erdöl!

④ Sprich am Beispiel der Erdöl- und Erdgasleitungen über die Zusammenarbeit der sozialistischen Staaten auf dem Gebiet der Rohstoff- und Energiewirtschaft!
Begründe die Notwendigkeit der zunehmenden ökonomischen Integration der sozialistischen Staaten!

⑤ Erläutere die Bedeutung des Erdöls a) als Energieträger, b) als chemischer Rohstoff!

⑥ Durch welche Eigenschaften eignen sich Alkane a) als Energieträger, b) als Ausgangsstoffe für chemische Synthesen?

aus Erdöl ist sparsam umzugehen. Den Hauptanteil der Erdölimporte bezieht die DDR aus der Sowjetunion. In sozialistischer Zusammenarbeit beteiligt sich die Deutsche Demokratische Republik gemeinsam mit anderen sozialistischen Staaten an der Erschließung und Gewinnung sowjetischen Erdöls. Sowjetisches Erdöl fließt über die Erdölleitung „Freundschaft" in die DDR, in die ČSSR, in die Ungarische Volksrepublik und in die Volksrepublik Polen.

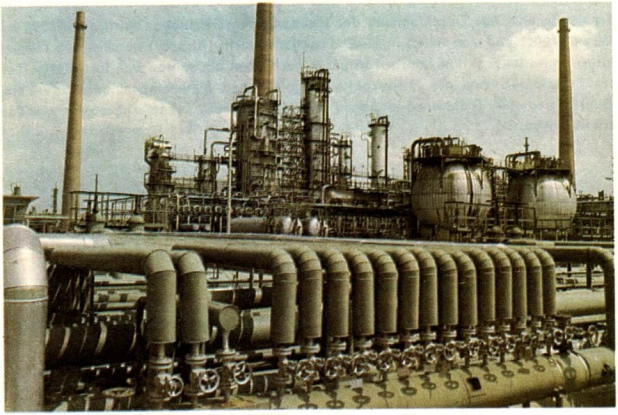


Abb. 87 Erdöldestillationsanlage im VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt

Die Erdölleitung „Freundschaft" wurde in sozialistischer Gemeinschaftsarbeit gebaut und ausgerüstet. Die DDR lieferte zum Beispiel die explosionsgesicherten Motoren für die Pumpstationen. Diese Erdölleitung ist mit insgesamt 5500 km Länge die längste Erdölleitung der Welt. Der Hauptstrang von Almetjewsk, zwischen Wolga und Ural, bis in die DDR nach Schwedt ist 4000 km lang. Das Erdöl ist etwa 20 Tage unterwegs. Innerhalb der DDR sind Zweigleitungen gebaut worden. In ihnen fließt sowjetisches Erdöl nach Leuna und Böhlen, wo es verarbeitet wird.

Der Erdöltransport durch Erdölleitungen ist billiger als mit Kesselwagen oder Tankschiffen. Zwei Stränge der Erdölleitung „Freundschaft" ermöglichen beispielsweise einen Durchlaß von 100 Mt je Jahr. Dazu wären 2500000 Kesselwagen oder 10000 Tanker vom Typ „Leuna" mit einem Fassungsvermögen von 10000 t erforderlich.

Erdöl ist eine hellbraune bis schwarzbraune Flüssigkeit. Die Farbe ist von der Zusammensetzung abhängig. Erdöl ist ein Gemisch von Kohlenwasserstoffen mit unterschiedlicher Siedetemperatur. Kettenförmige Kohlenwasserstoffe sind Hauptbestandteile des Erdöls. Die Kohlenwasserstoffe des Erdöls lassen sich auf Grund der unterschiedlichen Siedetemperaturen durch Destillation voneinander trennen.

Beim Erhitzen eines Gemisches von Flüssigkeiten, die unterschiedliche Siedetemperaturen haben, verdampfen die Stoffe mit niedriger Siedetemperatur schneller als die mit höherer Siedetemperatur (↗ Experiment 68, S. 172). Die entstehenden Dämpfe werden abgeleitet und durch Kondensation wieder in den flüssigen Aggregatzustand überführt. Fängt man die bei verschiedenen Temperaturen siedenden Stoffe getrennt auf, dann erhält man Stoffgemische mit unterschiedlichen Siedebereichen. Sie werden als **Erdölfraktionen** bezeichnet. Diese Art der Stofftrennung heißt **fraktionierte Destillation**. ① ② ③

▶ **Die Destillation ist ein Trennverfahren für Gemische von Stoffen mit unterschiedlichen Siedetemperaturen.**

Bei der technischen Durchführung der fraktionierten Destillation wird das Erdöl auf 350 °C erhitzt und von unten in einen Fraktionierturm (Abb. 87) geleitet. Die Temperatur nimmt im Fraktionierturm von unten nach oben ab, so daß sich im unteren Teil des Fraktionierturms die Erdölfraktionen mit hohen Siedetemperaturen sammeln, leichter siedende Fraktionen dagegen aus den oberen Teilen abgezogen werden können (Abb. 88).

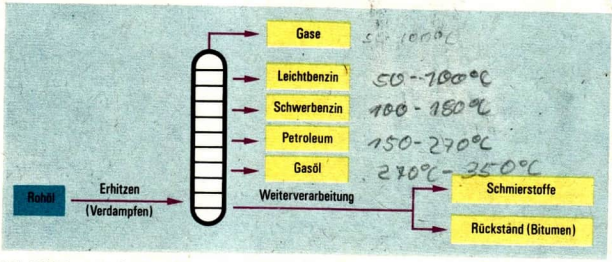


Abb. 88 Schematische Darstellung der Erdöldestillation

① a) Wie kann eine wäßrige Kochsalzlösung in ihre Bestandteile zerlegt werden?
b) Welche Eigenschaften des Kochsalzes und des Wassers werden bei der Trennung dieser Verbindungen genutzt?

② Beschreibe am Beispiel einer Salzlösung das Verdampfen und anschließende Kondensieren von Wasser als Trennverfahren!

③ Vergleiche die Trennverfahren Filtrieren, Dekantieren, Eindampfen, Destillieren und fraktioniertes Destillieren! Welche physikalischen Eigenschaften der zu trennenden Stoffe werden bei der Trennung jeweils genutzt?

Die wichtigsten Destillationsprodukte des Erdöls sind in Tabelle 36 angegeben.

Tabelle 36 Produkte der Erdöldestillation

Fraktion	Siedebereich	Verwendung
Leichtbenzin	50 ··· 100 °C	Lösungsmittel, Vergaserkraftstoff
Schwerbenzin	100 ··· 180 °C	Vergaserkraftstoff, Lösungsmittel
Petroleum	150 ··· 270 °C	Turbinentreibstoff, Motorenkraftstoff, leichtes Heizöl
Gasöl	270 ··· 350 °C	Dieselkraftstoff, Heizöl
Maschinenöle	350 ··· 500 °C	Schmierstoffe
Rückstand	oberhalb 500 °C	Straßenbelag (Bitumen)

In der Deutschen Demokratischen Republik spielte das Erdöl als Energieträger und Rohstoff der chemischen Industrie bis 1958 nur eine untergeordnete Rolle. Der Ölhafen in Rostock befand sich noch im Bau. Die Erdölleitung „Freundschaft" existierte noch nicht. Im Rahmen des Rates für Gegenseitige Wirtschaftshilfe unterstützte die Sowjetunion die DDR und andere sozialistische Staaten bei der Entwicklung der erdölverarbeitenden Industrie. Langfristige Verträge zu beiderseitigem Vorteil sicherten unserer Chemieindustrie die Lieferung des Rohstoffs Erdöl aus der Sowjetunion. 1958 begannen die ersten Arbeiten zum Aufbau des VEB Erdölverarbeitungswerk Schwedt. Der Aufbau des Werkes war ein zentrales Jugendobjekt. Das damalige Erdölverarbeitungswerk Schwedt war 1964 der erste Erdölverarbeitungsbetrieb der DDR. Heute ist es der Stammbetrieb des VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt. Das Werk und das Kombinat entwickelten sich stetig. Im VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt werden aus Erdöl neben anderen Produkten Flüssiggas, Kraftstoffe, Heizöle, Schmierstoffe und Stickstoffdüngemittel hergestellt. Der Stickstoff wird dazu aus der Luft gewonnen.

69

Paraffinöl und Eisenspäne werden im Halbmikro-Reaktionskolben erhitzt und die flüssigen und gasförmigen Reaktionsprodukte aufgefangen (/ Ch-SE Experiment 26, S. 45).
Vorsicht! Vor Beendigung des Erhitzens ist die Apparatur an der Vorlage, die zum Auffangen flüssiger Produkte dient, zu öffnen.

In Tabelle 37 sind die prozentualen Anteile der bei der Destillation des Erdöls anfallenden Fraktionen und der Bedarf an diesen Fraktionen gegenübergestellt. ①

Tabelle 37 Produktion und Bedarf an verschiedenen Erdölfraktionen

Erdölfraktionen	Anfallender Anteil in %	Volkswirtschaftlicher Bedarf in %
Benzin	12	45
Petroleum	15	5
Gasöl	16	35
Schmieröl	35	3
Asphalt	22	12

Es kommt darauf an, den Anteil niedrigsiedender Kohlenwasserstoffe zu erhöhen. Kohlenwasserstoffe mit hoher Siedetemperatur sind in Kohlenwasserstoffe mit niedrigerer Siedetemperatur umzuwandeln. Das ist gleichbedeutend mit einer Umwandlung langkettiger Kohlenwasserstoffe in kurzkettige. Bei Temperaturen von etwa 850 °C können langkettige Kohlenwasserstoffe in kurzkettige zerfallen (/ Experiment 69). Dieser Vorgang heißt **Kracken**[1]. In der Industrie wird das Kracken in Benzinspaltanlagen durchgeführt. ②

Wichtige Betriebe, in denen das Kracken durchgeführt wird, sind der VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht", Leuna II und der Äthylenkomplex im VEB „Otto Grotewohl" Böhlen. Durch das Kracken können auch Stoffe hergestellt werden, die für die Produktion von Plasten erforderlich sind. Um den Bedarf decken zu können, wurde der VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" erweitert und der Werkteil Leuna II erbaut. Leuna II ist parallel zum Erdölverarbeitungswerk Schwedt aufgebaut worden. Seit 1967 besteht zwischen Schwedt und Leuna eine Erdölleitung zur Versorgung von Leuna II. 1975 konnte auch der Äthylenkomplex des VEB „Otto Grotewohl" Böhlen die Produktion aufnehmen. Er wurde als Jugendobjekt des Bezirkes Leipzig erbaut.

Das Experiment 69 bestätigt, daß beim Kracken auch Kohlenstoff entsteht. Außerdem entstehen Kohlenwasserstoffe, deren Moleküle bei gleicher Anzahl Kohlenstoffatome weniger Wasserstoffatome enthalten als Alkanmoleküle. Folgende chemische Gleichung kennzeichnet eine mögliche chemische Reaktion, die beim Kracken ablaufen kann.

$$\underset{\text{Dekan}}{C_{10}H_{22}} \longrightarrow \underset{\text{Butan}}{C_4H_{10}} + \underset{\text{Methan}}{CH_4} + 2\,\underset{\text{Kohlenstoff}}{C_2H_4} + C$$

Beim Kracken werden langkettige Kohlenwasserstoffmoleküle in kurzkettige Kohlenwasserstoffmoleküle gespalten.

[1] to crack (englisch) = brechen

① Welches volkswirtschaftliche, chemisch-technische Problem ergibt sich aus den Gegenüberstellungen der Zahlen in Tabelle 37, S. 176?

② Begründe die Notwendigkeit, Erdölfraktionen zu kracken!

③ Erkläre das Entstehen von Äthen beim Kracken von Paraffinöl!

④ Entwickle die chemische Gleichung für die vollständige Oxydation von Äthen!

⑤ Vergleiche den Molekülbau von Äthan und Äthen! Gib Gemeinsamkeiten und Unterschiede an!

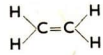
⑥ Beschreibe die Einfachbindung im Vergleich zur Doppelbindung am Beispiel der Moleküle von Äthan und Äthen!

Äthen (Äthylen) 76

70

Vorsicht! Äthen wird in einem Standzylinder verbrannt. Die Verbrennungsprodukte werden identifiziert.

Beim Kracken entsteht unter anderem ein Kohlenwasserstoff mit der Summenformel C_2H_4. Er heißt **Äthen (Äthylen;** Ethen, Ethylen). ③
Äthen ist ein farbloses Gas. Es brennt mit leuchtender Flamme (↗ Experiment 70). Äthen-Luft-Gemische sind explosiv. ④
Aus einem Vergleich der Summenformel von Äthan C_2H_6 und Äthen C_2H_4 ist zu erkennen, daß Äthenmoleküle 2 Wasserstoffatome weniger enthalten als Äthanmoleküle. Im Äthanmolekül ist jedes Kohlenstoffatom von vier anderen Atomen umgeben (↗ Abb. 77a · · · d, S. 162). Im Äthenmolekül ist dagegen jedes Kohlenstoffatom nur von drei anderen Atomen umgeben (Abb. 89). Im Äthanmolekül sind die beiden Kohlenstoffatome durch ein gemeinsames Elektronenpaar miteinander verbunden. Es liegt eine Einfachbindung vor. Auch jedes Wasserstoffatom ist durch eine Einfachbindung an ein Kohlenstoffatom gebunden. Die Wasserstoffatome im Äthenmolekül sind wie beim Äthanmolekül durch Einfachbindungen mit den Kohlenstoffatomen verbunden. Zwischen den beiden Kohlenstoffatomen befinden sich im Äthenmolekül zwei gemeinsame Elektronenpaare. In der Strukturformel werden die Elektronenpaare durch zwei Striche gekennzeichnet. Diese Atombindung wird als **Doppelbindung** bezeichnet.

Äthen  oder $CH_2=CH_2$ ⑤ ⑥

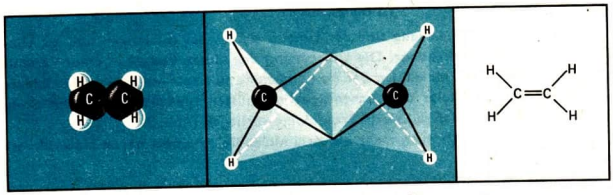


Abb. 89 Modell, Anordnung der Atome und Strukturformel des Äthenmoleküls

Auch im Äthenmolekül kann man sich die vier Bindungen, die von einem Kohlenstoffatom ausgehen, nach den Eckpunkten eines Tetraeders gerichtet vorstellen. Die beiden gedachten Tetraeder berühren sich mit einer Kante (/ Abb. 89).

Im Äthenmolekül besteht zwischen den beiden Kohlenstoffatomen eine Doppelbindung. Die Doppelbindung ist eine Atombindung, bei der zwei gemeinsame Elektronenpaare vorliegen.

Additionsreaktion und Eliminierungsreaktion 77

Additionsreaktion

71 ▼ Ein mit Bromgas gefüllter Standzylinder wird mit der Öffnung nach unten auf einen mit Äthen gefüllten Standzylinder gestellt (Abb. 90).

72 ▼ Beim Kracken entstehende gasförmige Produkte sind mit Bromwasser zu prüfen!

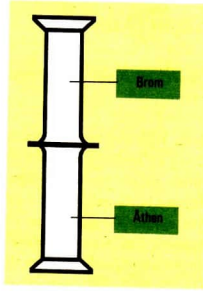
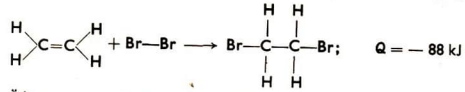


Abb. 90
Nachweis von Doppelbindungen in organischen Stoffen

Äthen reagiert mit Brom (/ Experiment 71). Die beiden Gase bilden ein farbloses Reaktionsprodukt. Im Gegensatz zu einer Substitutionsreaktion entsteht kein Nebenprodukt. Diese chemische Reaktion ist möglich, weil in Äthenmolekülen eine Doppelbindung vorhanden ist. Bei der chemischen Reaktion von Äthen mit Brom werden diese Doppelbindungen aufgespalten. Nach der chemischen Reaktion besteht anstelle der Doppelbindung eine Einfachbindung in den Molekülen. ① ②



Äthen Brom 1,2-Dibromäthan

Aus der chemischen Gleichung sind der Umbau chemischer Bindungen und die Umordnung der Atome erkennbar. Die Umordnung der Atome besteht in einer Vereinigung von jeweils zwei Molekülen der Ausgangsstoffe zu einem Molekül des Reaktionsproduktes. Auch bei dieser chemischen Reaktion müssen zunächst die Brommoleküle gespalten werden, so daß aktivierte Bromatome vorliegen (Abb. 91). ③ ④
Beim Äthen können sich auch mehr als zwei Moleküle zu einem neuen Molekül vereinigen.
Chemische Reaktionen, bei denen sich mindestens zwei Moleküle zu einem neuen vereinigen, werden als **Additionsreaktionen** bezeichnet. ⑤

① Nach der Durchführung des Experiments 71, Seite 178, haften die Standzylinder aneinander! Gib eine Erklärung dafür!

② Interpretiere die chemische Gleichung
$CH_2 = CH_2 + Br_2 \longrightarrow CH_2Br—CH_2Br$
qualitativ und quantitativ!

③ Beschreibe den Umbau chemischer Bindungen bei der chemischen Reaktion von Äthen mit Brom!

④ Vergleiche die Umordnung der Atome oder Atomgruppen bei Substitutionsreaktionen mit denen bei Additionsreaktionen!

⑤ Vergleiche den Begriff Addition in der Chemie mit der Addition in der Mathematik! Gib Gemeinsames und Unterschiedliches an!

⑥ Beim Schütteln der Krackprodukte mit Bromlösung wird die Bromlösung entfärbt. Wie ist diese Erscheinung zu erklären?

⑦ Beim Kracken entstehen auch Verbindungen mit Doppelbindungen im Molekül. Wie kann das Vorhandensein solcher Verbindungen in den Krackprodukten experimentell nachgewiesen werden?

► **Die Additionsreaktion ist eine chemische Reaktion, bei der sich jeweils zwei oder mehr Moleküle der Ausgangsstoffe zu einem Molekül Reaktionsprodukt vereinigen. Bei Additionsreaktionen an Äthen wird die Doppelbindung aufgespalten.**

Die Additionsreaktion von Brom mit anderen Stoffen ist auf Grund der gut zu beobachtenden Farbänderung als einfacher **Nachweis für Doppelbindungen** in Molekülen organischer Stoffe geeignet (↗ Experiment 72, S. 178). Als Nachweismittel wird Bromwasser verwendet. ⑥ ⑦

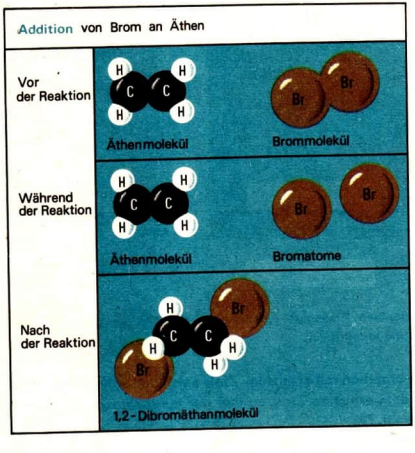
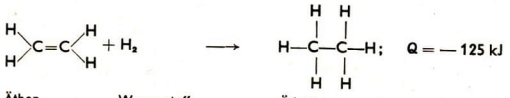


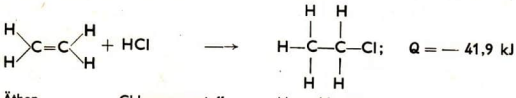
Abb. 91 Schematische Darstellung des Ablaufs einer Additionsreaktion

Die Additionsreaktion mit Brom dient als Nachweis für Doppelbindungen in Molekülen organischer Stoffe.

Additionsreaktionen sind wie Substitutionsreaktionen geeignet, Kohlenwasserstoffe, die aus Erdöl oder Erdgas gewonnen werden können, in andere Stoffe umzuwandeln. Äthen kann mit verschiedenen Stoffen reagieren, auch mit Wasserstoff oder Chlorwasserstoff.



Äthen Wasserstoff Äthan



Äthen Chlorwasserstoff Monochloräthan

Die Addition von Wasserstoff wird als **Hydrierung** bezeichnet. Durch Hydrierung kann Äthen in Äthan umgewandelt werden. Bei Hydrierungen ist die Verwendung von **Katalysatoren** erforderlich. Katalysatoren beeinflussen durch ihre Anwesenheit den Ablauf chemischer Reaktionen.

Die Hydrierung ist eine Additionsreaktion, bei der Wasserstoff mit anderen Stoffen, wie Äthen, reagiert.

Additionsreaktionen sind exotherme Reaktionen. Die Energie der Ausgangsstoffe ist größer als die der Reaktionsprodukte (Abb. 92). ① ② ③

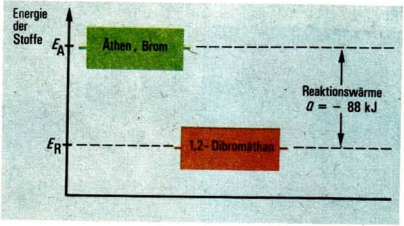


Abb. 92 Energiediagramm zur Addition von Brom an Äthen

Eliminierungsreaktion

73

1,2-Dibromäthan wird über glühenden Zinkstaub geleitet (Abb. 93). Das gasförmige Reaktionsprodukt wird aufgefangen und identifiziert.

Bei der Reaktion von 1,2-Dibromäthan mit erhitztem Zink entstehen Äthen und Brom. Das Brom reagiert sofort mit dem erhitzten Zink, so daß nur ein farbloses Gas, Äthen, aufgefangen wird (↗ Experiment 73).

① Entwickle die chemische Gleichung für die Additionsreaktion von Brom an Propen ($CH_2{=}CH{-}CH_3$)!

~~②~~ 100 ml eines Gases, von dem angenommen wird, daß es sich um Äthen handelt, soll mit Bromwasser geprüft werden. Welche Masse von Brom darf höchstens im verwendeten Volumen des Bromwassers enthalten sein, damit das Bromwasser vollständig entfärbt wird?

③ Entwickle die chemische Gleichung für die Additionsreaktion von Bromwasserstoff an Propen!

④ Nach Experiment 73, S. 180, soll Äthen entstehen. Wie kann diese Behauptung experimentell bewiesen werden?

⑤ Es sollen 200 ml Äthen dargestellt werden. Als Ausgangsstoff dient 1,2-Dibromäthan. Um einen sparsamen Verbrauch und zugleich einen ausreichenden Einsatz des Ausgangsstoffes zu gewährleisten, ist die Masse 1,2-Dibromäthan zu berechnen, die für das geplante Experiment erforderlich ist!

~~⑥~~ Berechne, welches Volumen von Wasserstoff erforderlich ist, um 1 t Äthen zu hydrieren!

⑦ Vergleiche die Hydrierung von Äthen und die Dehydrierung von Äthan hinsichtlich der Reaktionswärme!

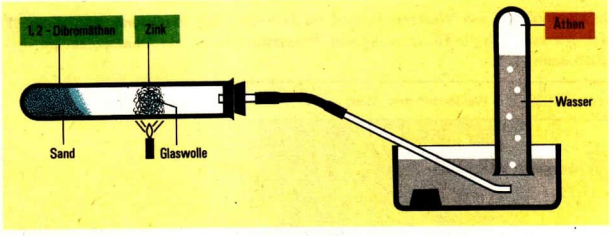
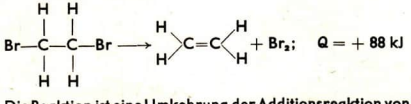


Abb. 93 Apparatur zur chemischen Reaktion von 1,2-Dibromäthan mit Zink

Vernachlässigt man die chemische Reaktion von Zink mit Brom, dann gilt folgende chemische Gleichung.



Die Reaktion ist eine Umkehrung der Additionsreaktion von Brom an Äthen (Abb. 94). ④ ⑤ Auch die Hydrierung von Äthen ist umkehrbar.

$$CH_3{-}CH_3 \longrightarrow CH_2{=}CH_2 + H_2; \qquad Q = + 125\ kJ$$

Diese chemische Reaktion wird als **Dehydrierung** bezeichnet. Dabei muß, wie bei der Hydrierung, ein Katalysator verwendet werden. Außerdem ist Energiezufuhr notwendig. Die chemische Reaktion ist endotherm. ⑥ ⑦

Aus den chemischen Gleichungen ist ersichtlich, daß die Zerlegung von 1,2-Dibromäthan in Äthen und Brom und die Bildung von Äthen durch Abspaltung von Wasserstoff aus Äthan Umkehrungen von Additionsreaktionen sind. Die Umordnung der Atome

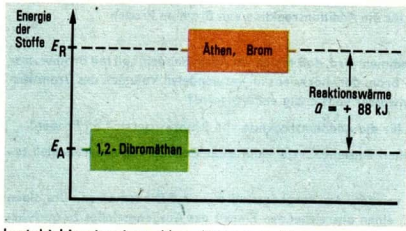


Abb. 94 Energiediagramm zur Eliminierung von Brom aus 1,2-Dibromäthan

besteht hier in einer Abspaltung von Atomen aus den Molekülen der Ausgangsstoffe. Chemische Reaktionen, bei denen Atome abgespalten werden, bezeichnet man als **Eliminierungsreaktionen.**
①

▶ **Die Eliminierung ist eine chemische Reaktion, bei der jeweils aus einem Molekül des Ausgangsstoffes mindestens zwei Atome abgespalten werden.**

Die Eliminierung von Wasserstoff wird als Dehydrierung bezeichnet. Abbildung 95 zeigt, wie man sich die Eliminierung von Wasserstoffatomen aus Äthanmolekülen vorstellen kann. ②

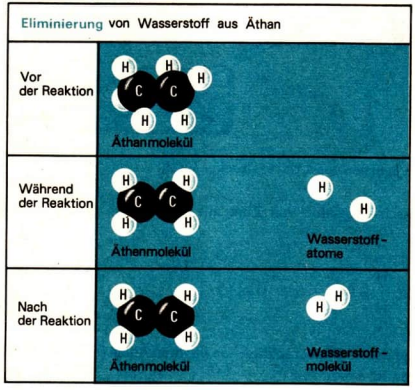


Abb. 95 Schematische Darstellung der Eliminierung von Wasserstoff aus Äthan

Vergleich von Addition und Eliminierung

Additionsreaktionen und Eliminierungsreaktionen sind einander entgegengesetzt gerichtete chemische Reaktionen. In Abbildung 96 ist der Zusammenhang für die Additionsreaktion von Brom an Äthen und die Eliminierungsreaktion von Brom aus 1,2-Dibromäthan erkennbar. ③

① Begründe die Richtigkeit der Aussage, daß beim technischen Prozeß des Krackens Eliminierungsreaktionen ablaufen!

② Vergleiche die Hydrierung und die Dehydrierung am Beispiel
Propan ⟶ Propen + Wasserstoff; Propen + Wasserstoff ⟶ Propan!

③ Beschreibe Additionsreaktion und Eliminierungsreaktion am Beispiel der Hydrierung und Dehydrierung als einander entgegengesetzt ablaufende Reaktionen! Beachte dabei a) Stoffumwandlung, b) Umordnung der Teilchen, c) Umbau chemischer Bindungen, d) Energieumwandlungen!

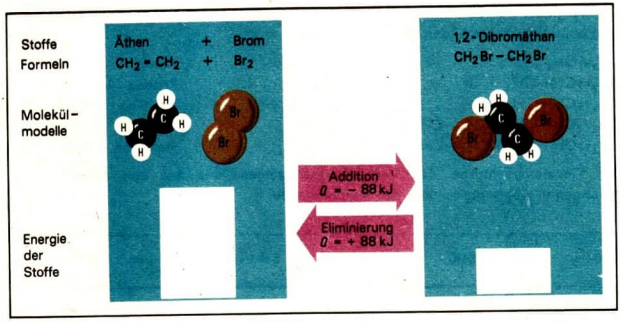


Abb. 96 Vergleich der Addition und der Eliminierung

Homologe Reihe der Alkene

78

Neben dem Äthen gibt es Kohlenwasserstoffe mit mehr als zwei Kohlenstoffatomen im Molekül, die ebenfalls eine Doppelbindung zwischen Kohlenstoffatomen aufweisen.

■ Propen $CH_2=CH-CH_3$
Buten $CH_2=CH-CH_2-CH_3$ oder $CH_3-CH=CH-CH_3$

Alle diese Verbindungen gehören zur Stoffklasse der **Alkene.** Ihr gemeinsames Strukturmerkmal ist eine Doppelbindung zwischen zwei benachbarten Kohlenstoffatomen im Molekül.

► **Alkene sind kettenförmige Kohlenwasserstoffe, die eine Doppelbindung zwischen benachbarten Kohlenstoffatomen im Molekül enthalten.**

Äthen ist die einfachste Verbindung aus der Stoffklasse der Alkene. Alkene unterscheiden sich von Alkanen durch die Doppelbindung im Molekül. Ein Alken hat immer zwei Wasserstoffatome je Molekül weniger als das entsprechende Alkan mit der gleichen Anzahl Kohlenstoffatome im Molekül.

■ Äthan C_2H_6 CH_3-CH_3 Äthen C_2H_4 $CH_2=CH_2$
Propan C_3H_8 $CH_3-CH_2-CH_3$ Propen C_3H_6 $CH_2=CH-CH_3$

Die Namen der Alkene mit unverzweigten Kohlenstoffketten im Molekül werden wie die der Alkane gebildet. An den Wortstamm, der die Anzahl Kohlenstoffatome im Molekül angibt, wird die Endung **en** angeschlossen. Die Wortstämme sind die gleichen wie bei den Alkanen (/ S. 165). Bei Alkenen mit mehr als drei Kohlenstoffatomen im Molekül kann sich die Doppelbindung an verschiedenen Stellen im Molekül befinden. Deshalb wird bei der exakten Benennung angegeben, vom wievielten Kohlenstoffatom der Kette die Doppelbindung ausgeht. ①

■ Pent-1-en $CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_3$ oder $CH_3-CH_2-CH_2-CH=CH_2$
Pent-2-en $CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3$ oder $CH_3-CH_2-CH=CH-CH_3$

Ein Vergleich der Formeln verschiedener Alkene zeigt, daß Alkene wie die Alkane eine homologe Reihe bilden. ②

$CH_2=CH_2$	C_2H_4	Äthen
$CH_2=CH-CH_3$	C_3H_6	Propen
$CH_2=CH-CH_2-CH_3$	C_4H_8	But-1-en
$CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_3$	C_5H_{10}	Pent-1-en
$CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	C_6H_{12}	Hex-1-en

Die Siedetemperaturen der Verbindungen zeigen, wie bei den Alkanen, Abstufungen in Abhängigkeit von der Molekülgröße. ③

Alken	Äthen	Propen	But-1-en	Pent-1-en	Hex-1-en
Siedetemperatur in °C	— 102,4	— 47,7	— 6,5	+ 30,1	+ 63,5

Alle Alkene sind brennbar. Ihrer Zusammensetzung entsprechend verläuft die Oxydation unter Bildung von Kohlendioxid und Wasser. Die Doppelbindung zwischen Kohlenstoffatomen in jedem Alkenmolekül ermöglicht Additionsreaktionen mit anderen Stoffen. Alle Alkene zeigen ähnliche chemische Reaktionen, wie die beim Äthen beschriebenen. So können alle Alkene durch Hydrierung in die entsprechenden Alkane umgewandelt werden. Diese chemische Reaktion wird bei der Herstellung von Vergaserkraftstoff durchgeführt, um die durch Kracken entstandenen Alkene in Alkane umzuwandeln. Umgekehrt lassen sich Alkane in Alkene umwandeln.
④ ⑤ ⑥
Propen und Buten sind neben Äthen die wichtigsten Alkene mit technischer Bedeutung. Sie werden vorwiegend durch Kracken hergestellt und als Ausgangsstoffe zur Plastherstellung verwendet. ⑦

Chemische Reaktionen der Alkane und Alkene 79

Die kettenförmigen Kohlenwasserstoffe Alkane und Alkene werden als Energieträger und Ausgangsstoffe für chemische Synthesen genutzt. ⑧
Alle Alkane und Alkene sind brennbar. Auf Grund ihrer Zusammensetzung aus Kohlenstoff und Wasserstoff entstehen bei der Verbrennung Kohlendioxid und Wasser. Die

① Bilde die Namen der Alkene mit 3 ··· 6 Kohlenstoffatomen im Molekül, bei denen die Doppelbindung vom ersten Kohlenstoffatom der Kette ausgeht!

② a) Informiere dich über die Eigenschaften der Stoffe einer homologen Reihe (↗ ChiÜb)!
b) Begründe die Richtigkeit der Behauptung, daß Alkene eine homologe Reihe bilden!

③ Welchen Aggregatzustand haben die in der Zusammenstellung (S. 184) angegebenen Alkene bei 20 °C?

Entwickle die chemischen Gleichungen für die a) Hydrierung von But-1-en, b) Addition von Chlorwasserstoff an Propen, c) Reaktion von Propen mit Brom!

Gib Möglichkeiten zur Bildung von Monobromäthan a) durch Substitution, b) durch Addition an!

Prüfe, bei welcher der folgenden chemischen Reaktionen kein Monochlorpropan entstehen kann:
a) Propan + Chlor, b) Propen + Chlor, c) Propen + Chlorwasserstoff!

⑦ a) Bei der Herstellung von Plasten aus Äthen entsteht als ein Zwischenprodukt 1,2-Dichloräthan ($CH_2Cl—CH_2Cl$). Berechne die Masse von Chlor, die einem Betrieb täglich zur Verfügung stehen muß, der 100 000 m^3 Äthen am Tag verarbeitet!
b) Aus dem durch Addition hergestellten 1,2-Dichloräthan wird in der Weiterverarbeitung Chlorwasserstoff eliminiert.
$CH_2Cl—CH_2Cl \longrightarrow CH_2=CHCl + HCl$
Welches Volumen von Chlorwasserstoff entsteht, wenn die Größen aus Aufgabe a) zugrunde gelegt werden?

⑧ Erläutere am Beispiel von Butan und But-1-en die Möglichkeiten zur Nutzung dieser Stoffe als Energieträger und als Ausgangsstoffe für chemische Synthesen!

⑨ Nenne Beispiele für die Nutzung von Kohlenwasserstoffen als Energieträger! Entwickle für die Oxydationen von Propan, Butan und Oktan die chemischen Gleichungen!

dabei abgegebene Wärme ermöglicht die Verwendung dieser Stoffe als Energieträger. ⑨

In der organischen Chemie unterscheidet man drei Arten chemischer Reaktionen, die Substitutionsreaktionen, Additionsreaktionen und Eliminierungsreaktionen. Ihnen können chemische Reaktionen der organischen Stoffe zugeordnet werden.

Chemische Reaktionen		
Substitutionsreaktionen	**Additionsreaktionen**	**Eliminierungsreaktionen**
Austausch von Atomen gegen andere Atome, z. B. Wasserstoffatome in Alkanmolekülen gegen Chlor- oder Bromatome	Vereinigung von jeweils zwei oder mehreren Molekülen zu einem Molekül, z. B. Hydrierung von Alkenen, Addition von Chlor oder Brom an Alkene, Addition von Chlorwasserstoff oder Bromwasserstoff an Alkene	Austritt von zwei oder mehreren Atomen aus je einem Molekül, z. B. Dehydrierung von Alkanen, Eliminierung von Brom oder Chlor aus Dibrom- oder Dichloralkanen, Eliminierung von Chlorwasserstoff aus Monochloralkanen

Substitutionsreaktionen, Additionsreaktionen und Eliminierungsreaktionen sind geeignet, Alkane und Alkene ineinander und in andere Verbindungen umzuwandeln. ①



Voraussetzung für die chemischen Reaktionen der Stoffe sind bestimmte Strukturmerkmale in den Molekülen und energetische Bedingungen. So sind Additionsreaktionen bei Alkenen möglich, weil diese eine Doppelbindung im Molekül enthalten. Bei Alkanen sind dagegen Additionsreaktionen unmöglich. Eliminierungsreaktionen sind immer nur unter Wärmezuführung durchführbar. Besonders groß ist die Wärmezufuhr, wenn aus Alkenen weiterer Wasserstoff abgespalten werden soll. Deshalb können Eliminierungsreaktionen nur bei Alkanen und Halogenalkanen verhältnismäßig leicht durchgeführt werden. Substitutionsreaktionen sind bei Alkanen, Halogenalkanen und Alkenen möglich. Bei Alkenen sind Additionsreaktionen leichter möglich als Substitutionsreaktionen (Tab. 38).
②③④⑤

Tabelle 38 Mögliche chemische Reaktionen verschiedener organischer Stoffklassen

Stoffklasse	Strukturmerkmal	Substitutionsreaktion	Eliminierungsreaktion	Additionsreaktion
Alkane		möglich	durch Wärmezufuhr möglich	unmöglich
Alkene		möglich	trotz Wärmezufuhr kaum möglich	sehr gut unter Energieabgabe möglich
Halogenalkane		möglich	durch Wärmezufuhr möglich	unmöglich

① Begründe die Aussage, daß bei Substitutionsreaktionen, Additionsreaktionen und Eliminierungsreaktionen, wie bei allen chemischen Reaktionen, eine Umordnung von Teilchen erfolgt! Kennzeichne die Art und Weise dieser Umordnung der Teilchen bei den genannten chemischen Reaktionen!

② Entwickle die chemischen Gleichungen möglicher Reaktionen, um Äthan in Monochloräthen umzuwandeln!

③ Welche chemischen Reaktionen sind geeignet, Monobrompropan darzustellen? Entwickle die chemischen Gleichungen!

Entwickle die chemischen Gleichungen für die folgenden Umwandlungen der angegebenen Stoffe, und gib jeweils die Reaktionsarten an!

a) Propan ⟶ Monochlorpropan ⟶ Propen ⟶ Dibrompropan,

b) Äthen ⟶ 1,2-Dichloräthan ⟶ Monochloräthen

Entscheide, ob eine Additionsreaktion, eine Substitutionsreaktion oder eine Eliminierungsreaktion vorliegt!

a) $CH_3—CH=CH_2 + Br_2 \longrightarrow CH_3—CHBr—CH_2Br$

b) $CH_3—CH_2—CH_3 + Br_2 \longrightarrow CH_2Br—CH_2—CH_3 + HBr$

c) $C_4H_{10} + Cl_2 \longrightarrow C_4H_9Cl + HCl$

d) $CH_3—CH_2—CH_2—CH_3 \longrightarrow CH_2=CH—CH_2—CH_3 + H_2$

e) $C_2H_4 + HCl \longrightarrow C_2H_5Cl$

f) $CH_2Cl—CH_2Cl \longrightarrow CH_2=CHCl + HCl$

g) $CH_2Br—CH_2Br \longrightarrow CH_2=CH_2 + Br_2$

⑥ 100 ml Äthin sollen experimentell dargestellt werden. Berechne die dafür erforderlichen Massen der Ausgangsstoffe a) Kalziumkarbid und b) Wasser!

⑦ Berechne, welches Volumen von Äthin aus 1 t reinem Kalziumkarbid hergestellt werden kann!

Äthin (Azetylen) 80

74 ▼ **Vorsicht!** In einem Halbmikrogasentwickler wird ein linsengroßes mit Sand überschichtetes Stück Kalziumkarbid tropfenweise mit Wasser versetzt. Das entstehende Gas wird pneumatisch aufgefangen (/ Ch-SE, Experiment 27, S. 47)

75 ▼ **Vorsicht!** Äthin wird mit einem brennenden Holzspan entzündet! Die Flamme ist zu beobachten und zu beschreiben! (/ Ch-SE, Experiment 27, S. 47)

Äthin (Azetylen; Ethin, Acetylen) ist als Schweißgas bekannt (Abb. 97). Es kann aus Kalziumkarbid und Wasser hergestellt werden (/ Experiment 74). ⑥ ⑦

$$\underset{\text{Kalziumkarbid}}{CaC_2} + 2\,H_2O \longrightarrow \underset{\text{Äthin}}{C_2H_2} + \underset{\text{Kalziumhydroxid}}{Ca(OH)_2}; \quad Q = -146\ kJ$$
(Wasser)

▶ **Äthin kann aus Kalziumkarbid und Wasser hergestellt werden und wird als Schweißgas verwendet.**

Äthin ist ein farbloses Gas, das rein fast geruchlos ist. Der unangenehme Geruch des technisch hergestellten Äthins wird durch Verunreinigung hervorgerufen. In großen Mengen eingeatmet, wirkt Äthin narkotisierend. Äthin brennt mit leuchtender, stark



Abb. 97
Schweißer bei der Arbeit

rußender Flamme (↗ Experiment 75). Beim Verbrennen mit Sauerstoff werden Temperaturen bis 3000 °C erreicht. Gemische von Äthin mit Sauerstoff oder mit Luft bei einem Anteil von 2,3 ··· 82 % Äthin sind hochexplosiv. ①

Äthin ist ein farbloses Gas, das mit stark rußender Flamme brennt.

Die stark rußende Flamme ist durch die unvollständige Verbrennung des verhältnismäßig großen Anteils Kohlenstoff in der Verbindung bedingt. Die Summenformel C_2H_2 zeigt ein Atomzahlverhältnis von Kohlenstoff zu Wasserstoff von 1 : 1 an. Jedes Kohlenstoffatom im Äthinmolekül ist mit nur einem Wasserstoffatom verbunden (Abb. 98). Zwischen den beiden Kohlenstoffatomen liegt eine **Dreifachbindung** vor. Die beiden Kohlenstoffatome sind durch drei gemeinsame Elektronenpaare miteinander verbunden.

H—C≡C—H

Die Dreifachbindung ist eine Atombindung, bei der drei gemeinsame Elektronenpaare vorliegen.

Auch bei den Kohlenstoffatomen des Äthinmoleküls kann man sich die vier Bindungen nach den Eckpunkten eines Tetraeders gerichtet vorstellen. Dabei berühren sich die

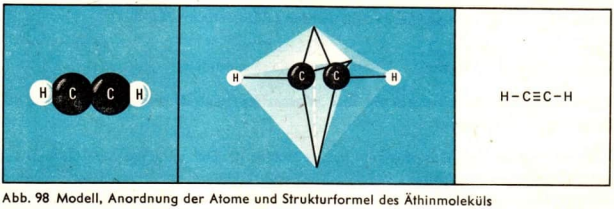


Abb. 98 Modell, Anordnung der Atome und Strukturformel des Äthinmoleküls

Nenne Gründe für die Forderung, außerordentlich vorsichtig mit Äthin zu arbeiten!

Vergleiche Summenformel, Strukturformel, Aggregatzustand, Farbe und Brennbarkeit von Äthin, Äthan und Äthen!

Erläutere die Begriffe Einfachbindung, Doppelbindung und Dreifachbindung (ChiÜb)!

Erläutere an einem Beispiel das Wesen der Additionsreaktion!

Zwischen Alkenen und Alkinen besteht in den chemischen Eigenschaften große Ähnlichkeit. Gib eine Erklärung dafür!

⑥ Entwickle die chemischen Gleichungen für die stufenweise Hydrierung von Äthin!

⑦ Berechne das für die Herstellung von einer Tonne Monochloräthen erforderliche Volumen von Äthin!

⑧ Entwickle chemische Gleichungen für folgende Stoffumwandlungen:
Kalziumkarbid ⟶ Äthin ⟶ Äthen ⟶ Monochloräthan!

beiden Tetraeder mit den Grundflächen. An den Spitzen der Tetraeder befinden sich die Wasserstoffatome. So liegen die beiden Wasserstoffatome und die beiden Kohlenstoffatome auf einer Geraden (Abb. 98). ② ③ ④ ⑤

Äthin ist der einfachste Kohlenwasserstoff aus der homologen Reihe der **Alkine**. Alle Alkine haben wie Äthin eine Dreifachbindung in den Molekülen. Ihre Benennung entspricht der der Alkene unter Verwendung der Endung **in**.

▶ Alkine sind Kohlenwasserstoffe mit einer Dreifachbindung im Molekül.

Auf Grund der Dreifachbindung im Molekül sind am Äthin Additionsreaktionen möglich. So kann Äthin Brom addieren. Diese chemische Reaktion wird zum Nachweis der Dreifachbindung genutzt.



Äthin kann hydriert werden. Diese chemische Reaktion läßt sich so durchführen, daß Äthen oder Äthan entsteht. ⑥

Auch die Addition von Chlorwasserstoff an Äthin ist möglich. Von technischer Bedeutung ist die Bildung von Monochloräthen (Vinylchlorid). Monochloräthen ist Ausgangsstoff für die Plastherstellung.



Äthin Chlorwasserstoff Monochloräthen

Additionsreaktionen sind an allen Alkinen möglich. Dabei wird Wärme abgegeben. ⑦ ⑧

Äthin ist wegen der vielfältigen Möglichkeiten zur Weiterverarbeitung ein wichtiger Ausgangsstoff der chemischen Industrie. Zu seiner Herstellung ist Kalziumkarbid erforderlich. Kalziumkarbid wird aus Kohlenstoff (Koks) und Kalziumoxid (Branntkalk) hergestellt. Die chemische Reaktion ist stark endotherm.

$CaO + 3\,C \longrightarrow CaC_2 + CO; \qquad Q = +\,470\ kJ$

Die technische Durchführung erfolgt in Elektroöfen. Der Stromverbrauch eines solchen Ofens ist mit dem einer Großstadt vergleichbar. ①

► **Kalziumkarbid ist das Produkt der stark endothermen chemischen Reaktion von Kohlenstoff mit Kalziumoxid.**

Polymerisation 81

Polyvinylchlorid

76 ▼ Eine Probe Polyvinylchlorid wird mit Hilfe eines ausgeglühten Kupferdrahtes in die entleuchtete Brennerflamme gehalten (/ Ch-SE Experiment 28, S. 48).

Im Haushalt und in allen Bereichen der Volkswirtschaft werden Plaste verwendet. **Polyvinylchlorid** ist ein vielseitig verwendeter Plastwerkstoff. Es entsteht durch fortgesetzte Addition von Monochloräthen (Vinylchlorid). Der Name ist aus der Herstellung der Stoffe abgeleitet. Die Silbe „Poly[1]" bedeutet „viel" und „Vinylchlorid" weist auf den Ausgangsstoff hin. Stoffe mit jeweils einer Doppelbindung in den Molekülen können durch Additionsreaktionen verhältnismäßig leicht in Moleküle mit Einfachbindungen umgewandelt werden. Diese Umwandlung tritt auch ein, wenn sich viele Monochloräthenmoleküle zu langen kettenförmigen Molekülen, die wegen ihrer Größe auch als Riesen- oder **Makromoleküle** bezeichnet werden, miteinander verbinden.

► **Makromoleküle sind Riesenmoleküle.**

Eine chemische Gleichung für diese chemische Reaktion kann in folgender Weise angegeben werden:

$$n\,CH_2 = CHCl \longrightarrow (-CH_2-CHCl-)_n$$

Monochloräthen (Vinylchlorid) — Polyvinylchlorid

Bei dieser chemischen Reaktion entstehen Makromoleküle unterschiedlicher Molekülgröße. In den Molekülen von Polyvinylchlorid können mehrere tausend Moleküle Monochloräthen miteinander verknüpft sein. Die Addition von Molekülen zu Makromolekülen wird als **Polymerisation** bezeichnet. ②

► **Polyvinylchlorid ist das Polymerisationsprodukt des Monochloräthens. Polymerisation ist eine Additionsreaktion, bei der viele Moleküle mit Mehrfachbindungen unter Bildung von Makromolekülen reagieren.**

Polyvinylchlorid PVC ist farblos bis hellbraun, geruchlos, geschmackfrei, schwer entflammbar und bei Zimmertemperatur in vielen Lösungsmitteln unlöslich. Es ist beständig gegen Säuren, Basen, Mineralöle und viele andere Stoffe. Beim Erwärmen wird Polyvinylchlorid weich. Es kann im erwärmten Zustand geformt werden. Bei starkem Erhitzen wird es unter Schwarzfärbung und Abspaltung von Chlorwasserstoff zersetzt. Auf Grund seiner chemischen Widerstandsfähigkeit wird Polyvinylchlorid zu Formstücken, Profilen, Platten und Folien, zum Bau von chemischen Apparaturen, Rohrleitun-

[1] poly (griechisch) = viel

① Beschreibe die im folgenden Schema durch Pfeile angegebenen chemischen Reaktionen! Erörtere dabei den erforderlichen Energieaufwand!

Kohle ⟶ Koks
Kalk ⟶ Branntkalk
} ⟶ Kalziumkarbid ⟶ Äthin

② Entwickle für die folgenden chemischen Reaktionen die chemischen Gleichungen:
Kalziumkarbid ⟶ Äthin ⟶ Monochloräthen ⟶ Polyvinylchlorid!

③ Warum ist Polyvinylchlorid nicht zur Herstellung von Artikeln geeignet, die thermischen Beanspruchungen ausgesetzt sind?

④ Steigerungen in der Plastproduktion setzen Steigerungen in der Produktion der Ausgangsstoffe voraus. Berechne, welche Masse von Kalziumkarbid für 1 t Polyvinylchlorid hergestellt werden muß!

⑤ Polyäthylen fühlt sich wie Kerzenparaffin an. a) Wie ist diese Ähnlichkeit zu erklären? b) Prüfe Plastgegenstände, ob sie aus Polyäthylen bestehen!

⑥ Warum wird in den Volkswirtschaftsplänen der Herstellung von Polyäthylen so große Bedeutung beigemessen?

⑦ Wie kann Polyvinylchlorid von Polyäthylen unterschieden werden?

⑧ Stelle Anwendungsgebiete für Polyvinylchlorid und Polyäthylen in einer Tabelle zusammen!

gen, als Installationsmaterial und Isolierstoff für die Elektroindustrie, zur Herstellung von Arbeitsschutzkleidung, in der Möbelindustrie und als Verpackungsmaterial verwendet. Polyvinylchlorid wird in unserer Republik im Stammbetrieb des Kombinats VEB Chemische Werke Buna in Schkopau hergestellt. ③ ④

► **Polyvinylchlorid PVC wird als Werkstoff vielseitig verwendet.**

Beim Erhitzen von Polyvinylchlorid in Gegenwart von Kupfer bildet sich Kupfer(II)-chlorid, das die Brennerflamme grün färbt (/ Experiment 76). Diese Flammenfärbung kann als Hinweis auf das Vorhandensein von Halogenen in organischen Stoffen dienen und wird als **Beilstein-Probe** bezeichnet.

► **Die Beilsteinprobe gibt einen Hinweis auf das Vorliegen von Halogenen in organischen Stoffen.**

Polyäthylen (Polyethylen)

Polyäthylen ist ein vielseitig verwendeter Plastwerkstoff. Vor allem Folien für Verpackungsmaterialien, Rohre, Schläuche und Formstücke werden daraus hergestellt. Polyäthylen hat hervorragende Werkstoffeigenschaften. Es ist geruch- und geschmackfrei, unempfindlich gegen Wasser, Chemikalien und Fette und in der Wärme leicht formbar. Wegen der leichten Formbarkeit in der Wärme dürfen Polyäthylengegenstände keinen größeren thermischen Belastungen ausgesetzt werden. ⑤ ⑥ ⑦ ⑧

► **Polyäthylen wird auf Grund seiner Eigenschaften als Werkstoff vielseitig verwendet.**

Polyäthylen entsteht durch Addition von Äthenmolekülen.

Eine chemische Gleichung für diese chemische Reaktion kann in folgender Weise angegeben werden:

$$n\ CH_2{=}CH_2 \longrightarrow (\text{—}CH_2\text{—}CH_2\text{—})_n$$

Äthen (Äthylen) — Polyäthylen ①

Polyäthylen besteht aus einem Gemisch von Makromolekülen unterschiedlicher Kettenlänge. Die relative Molekülmasse des Polyäthylens ist nicht einheitlich. Sie schwankt zwischen 10000 und 100000. ②

Die angegebene Formel für das Polyäthylen ist eine Vereinfachung. Die Enden der Makromoleküle sind in der Formel nicht berücksichtigt. ③ ④

Polyäthylen ist das Polymerisationsprodukt des Äthens.

Zur Polyäthylenherstellung werden in der chemischen Industrie moderne Anlagen sowohl zur Äthenproduktion als auch zur Polymerisation von Äthen benötigt. Zur Sicherung einer hohen Arbeitsproduktivität sind große und teure Anlagen erforderlich. Durch gegenseitig vorteilhafte Abkommen zwischen den Regierungen der DDR und der ČSSR wurde 1971 festgelegt, gemeinsam dieses ökonomische Problem zu lösen. Es wurde vereinbart, zunächst gemeinsam Polyäthylen zu produzieren und in Arbeitsteilung die erforderlichen Anlagen zu bauen. Die DDR errichtete zunächst nur die Äthylenanlage in Böhlen. Gleichzeitig erbaute die ČSSR in Litvinov die Polyäthylenanlage. In Gemeinschaftsarbeit entstand zwischen beiden Betrieben eine 140 km lange Äthylenleitung, die seit 1975 in Betrieb ist. Die DDR lieferte der ČSSR durch diese Leitung Äthylen, das in der ČSSR zu Polyäthylen verarbeitet wurde. Die ČSSR lieferte der DDR einen Teil des produzierten Polyäthylens. ⑤

Inzwischen verfügen die Deutsche Demokratische Republik mit „Polymir 60" auch über eine moderne Polyäthylenanlage, die in Zusammenarbeit mit der UdSSR erbaut wurde, und die ČSSR über eine große Äthylenanlage. Über die Leitung fließt seit 1981 Äthylen aus der ČSSR in die DDR.

Auf diese Weise konnte sich jedes Land auf den Bau einer modernen Anlage konzentrieren. Beiden stand aber Polyäthylen zur Verfügung, obwohl jedes Land zunächst nur einen der beiden erforderlichen Teilbetriebe erbaut hatte.

Benzen

82

77 Einige Tropfen Benzen werden in eine angewärmte, flache Schale gegeben. An die Schale wird ein brennender Holzspan herangeführt.

78 Etwas Benzen wird mit dem doppelten Volumen von Bromwasser versetzt und geschüttelt. Die Einwirkung von Wärme oder Sonnenlicht ist zu vermeiden!

79 Benzen wird in einer Apparatur (Abb. 99) mit wenig Eisenfeilspänen und etwas Brom vermischt und leicht erwärmt. Das gasförmige Reaktionsprodukt ist zu identifizieren!

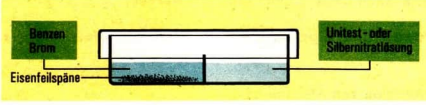


Abb. 99 Apparatur für die chemische Reaktion von Benzen mit Brom

① Begründe die Zuordnung der Polymerisation zu den Additionsreaktionen! Erläutere am Beispiel der Bildung von Polyäthylen das Wesen der Polymerisation!

② Warum ist es nicht möglich, für Polyäthylen eine genaue relative Molekülmasse anzugeben?

③ Gib an, wie aus Äthin Polyäthylen hergestellt werden kann!

④ Vergleiche die Herstellung von Polyäthylen aus Äthin (aus Kohle und Kalk gewonnen) mit der aus Äthen (aus Erdöl- oder Erdgas gewonnen) hinsichtlich des ökonomischen Aufwands!

⑤ Welches Volumen von Äthen mußte je Tonne Polyäthylen von Böhlen nach Litvinov (ČSSR) transportiert werden?

⑥ Begründe, warum Benzenbrände nicht mit Wasser gelöscht werden können!

⑦ Begründe, daß es sich bei der chemischen Reaktion von Benzen mit Brom, unter Bildung von Bromwasserstoff, um eine Substitutionsreaktion handelt!

⑧ Erläutere an je einem Beispiel das Wesen a) der Substitutionsreaktion, b) der Additionsreaktion (/ ChiÜb)!

Benzen (früher Benzol) ist eine farblose aromatisch riechende Flüssigkeit. Benzen ist mit Wasser kaum mischbar. Es ist ein gutes Lösungsmittel für viele organische Stoffe. Benzen bildet bei Zimmertemperatur leicht entzündliche giftige Dämpfe (/ Experiment 77). Benzendämpfe können im Gemisch mit Luft explodieren. ⑥

▶ **Benzen ist eine farblose Flüssigkeit. Es brennt mit rußender Flamme. Mit Wasser ist Benzen wenig mischbar. Gute Mischbarkeit besteht mit vielen organischen Lösungsmitteln.**

Die stark rußende Flamme weist auf einen hohen Kohlenstoffanteil des Stoffes hin. Benzen ist ein Kohlenwasserstoff mit der Formel C_6H_6. Das Atomzahlverhältnis von Kohlenstoff zu Wasserstoff ist, wie beim Äthin, 1 : 1. Im Gegensatz zum Äthin reagiert Benzen nicht mit Bromwasser. Es findet keine Addition von Brom an Benzen statt (/ Experiment 78). Dagegen reagiert Benzen bei leichtem Erwärmen mit Brom, wenn Eisen als Katalysator vorhanden ist (/ Experiment 79). Als ein Reaktionsprodukt entsteht dabei Bromwasserstoff. Es findet eine Substitutionsreaktion statt. ⑦ ⑧

$$C_6H_6 + Br_2 \longrightarrow C_6H_5Br + HBr$$

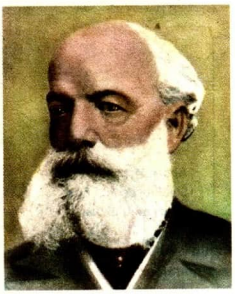
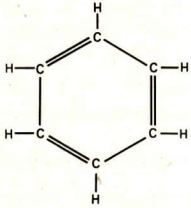


Abb. 100 August Kekulé von Stradonitz (1829 bis 1886)

Benzen ist bereits seit 1825 bekannt. Die Struktur der Moleküle blieb jedoch lange ungeklärt. Im Jahre 1865 wurde von dem deutschen Chemiker *August Kekulé von Stradonitz* (Abb. 100) eine Strukturformel des Benzens aufgestellt, die bei ringförmiger Anordnung der 6 Kohlenstoffatome abwechselnd eine Doppel- und eine Einfachbindung zwischen diesen zeigt. Außerdem sollte jedes Kohlenstoffatom mit einem Wasserstoffatom verbunden sein.



Benzenformel von Kekulé

Die Strukturformel nach *Kekulé* half, viele chemische Reaktionen des Benzens zu erklären. Nach Kenntnis dieser Formel war es möglich, neue, bisher unbekannte chemische Reaktionen des Benzens vorauszusagen und gezielt zu untersuchen. Auch heute wird diese Formel noch verwendet. Nach dieser Formel müßte Benzen auch sehr leicht Additionsreaktionen mit Brom eingehen. Das ist jedoch nicht der Fall (/ Experiment 78). Neuere Untersuchungen haben gezeigt, daß in Benzenmolekülen jedes Kohlenstoffatom mit den benachbarten durch eine Einfachbindung verbunden ist. Einfachbindungen bestehen auch zwischen den Kohlenstoffatomen und je einem Wasserstoffatom. Jedes Kohlenstoffatom ist also durch 3 Einfachbindungen mit benachbarten Atomen verbunden. Jedes Kohlenstoffatom besitzt aber 4 Außenelektronen, mit denen es sich an Atombindungen beteiligen kann. Im Benzenmolekül sind folglich 6 Außenelektronen nicht zu Elektronenparen vereint. Diese 6 Elektronen bilden eine Elektronenanordnung, die stabiler ist, als es 3 Doppelbindungen im Molekül sein könnten. Damit ist auch erklärt, warum unter bestimmten Bedingungen zwischen Benzen und Brom leichter eine Substitutionsreaktion abläuft als eine Additionsreaktion. Das folgende Molekülmodell und die daraus abgeleitete Strukturformel kennzeichnen die räumliche Anordnung der Atome und die Struktur der Benzenmoleküle besser als die Formel nach Kekulé (Abb. 101). ①

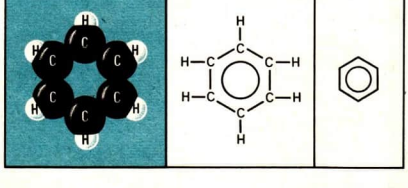


Abb. 101 Modell und Strukturformel des Benzenmoleküls

Wie bei den verzweigten Alkanen können auch an Kohlenstoffatomen des Benzenmoleküls Atomgruppen die Stelle der Wasserstoffatome einnehmen. Eine solche Verbindung ist das Toluen (Methylbenzen) $C_6H_5—CH_3$.

① Vergleiche die Struktur der Moleküle von Benzen mit denen von Hexan, Hex-1-en, Hex-1-in und Zyklohexan (/ S. 158).

② Gegenstände aus Polystyren geben beim Aufschlagen auf andere harte Gegenstände meist einen metallischen Klang. Prüfe Plastartikel, ob sie aus Polystyren bestehen könnten! Vorsicht, nicht alle Polystyrengegenstände sind schlagfest!

③ Wie kannst du feststellen, welche von drei Plastproben Polystyren, Polyäthylen oder Polyvinylchlorid ist?

④ Die Werkstoffeigenschaften der einzelnen Plaste, wie Temperaturbeständigkeit, Widerstandsfähigkeit gegenüber Chemikalien und andere, erfordern bestimmte Regeln beim Einsatz von Artikeln und Gegenständen, die aus Plastwerkstoffen hergestellt sind. Stelle solche Regeln für den Einsatz von Polyäthylen-, Polyvinylchlorid- und Polystyrenartikeln zusammen! Gehe dabei von den Eigenschaften der betreffenden Werkstoffe aus!



► **Toluen (Methylbenzen) ist ein Abkömmling des Benzens.**

Polystyren 83

Neben Polyäthylen, Polyvinylchlorid und anderen Plastwerkstoffen ist auch Polystyren ein vielseitig verwendeter Plast. Glasklare Kühlschrankdosen, aber auch gefärbte Haushaltartikel und Kinderspielzeug sind häufig aus Polystyren hergestellt.
Aus Polystyren werden auch Formteile für die Industrie (Platten, Stäbe, Rohre) hergestellt. Polystyren erkennt man häufig am metallischen Klang, wenn der betreffende Gegenstand mit einem anderen harten Gegenstand zusammenstößt. ② ③
Polystyren ist farblos, geruchlos und geschmackfrei. Es hat gute mechanische Festigkeit und ist ein guter Isolator. Es läßt sich in der Wärme formen. ④
Polystyren entsteht durch Polymerisation aus **Styren**. Styren $C_6H_5—CH=CH_2$ ist ein Stoff, dessen Moleküle sowohl denen des Benzens als auch denen des Monochloräthens ähnlich sind (Abb. 102).

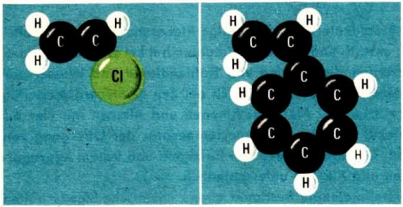
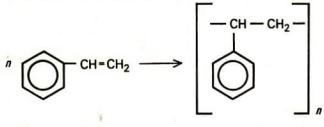


Abb. 102 Modelle des Monochloräthenmoleküls und des Styrenmoleküls

► **Styren ist ein Abkömmling des Benzens.**

Auf Grund der Doppelbindungen in den Molekülen kann Styren wie Monochloräthen polymerisiert werden. ① ②

Die Polymerisation von Styren kann man vereinfacht durch die folgende chemische Gleichung ausdrücken:



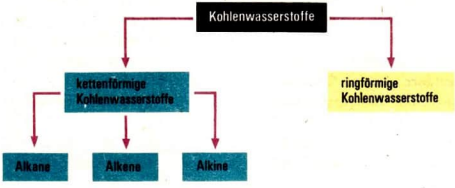
Polystyren ist das Polymerisationsprodukt des Styrens.

Auch Polystyren ist ein Gemisch unterschiedlich großer Makromoleküle. Polystyren wird in unserer Republik hauptsächlich im VEB Chemische Werke Buna hergestellt.

Vergleich der Kohlenwasserstoffe 84

Alle Kohlenwasserstoffe sind aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff aufgebaut. In den Molekülen der Kohlenwasserstoffe sind die Kohlenstoffatome untereinander in unterschiedlicher Weise verbunden und angeordnet. Der unterschiedliche Bau der Moleküle ist Grundlage für die Einteilung. Kohlenwasserstoffe mit gleichartigem Bau der Moleküle sind zu Stoffklassen zusammengefaßt. ③ ④ ⑤

Chemische Bindungen in den Molekülen und der Bau der Moleküle sind Strukturmerkmale. Sie sind Grundlage für die Einteilung der Kohlenwasserstoffe.



Der Bau der Kohlenwasserstoffmoleküle bestimmt einige Eigenschaften dieser Stoffe. Die Zusammensetzung aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen hat bei der vollständigen Oxydation von Kohlenwasserstoffen die Bildung von Kohlendioxid und Wasser zur Folge. Mit der Änderung der Molekülgröße ändern sich bei den Kohlenwasserstoffen die Schmelz- und Siedetemperaturen. Bei Alkanen, Alkenen und Alkinen mit vier bis fünf Kohlenstoffatomen im Molekül erfolgt bei Zimmertemperatur der Übergang von gasförmigen zu flüssigen Stoffen. Die Grenze zwischen flüssigem und festem Aggregatzustand ist bei Alkanen, Alkenen und Alkinen unterschiedlich. ⑥ ⑦

Die Struktur der Kohlenwasserstoffmoleküle bestimmt einige chemische Eigenschaften der Stoffe. Substitutionsreaktionen treten vor allem bei Alkanen auf. Auch Eliminierungsreaktionen sind vor allem bei Alkanen möglich. Additionsreaktionen sind da-

① a) Nenne jeweils zweckmäßige und unzweckmäßige Einsatzgebiete für Polyäthylen, Polyvinylchlorid und Polystyren!

b) Warum darf man Gegenstände aus Polyäthylen, Polyvinylchlorid oder Polystyren nicht auf die heiße Herdplatte stellen oder legen?

② Vergleiche die Strukturmerkmale der Moleküle von Äthen, Monochloräthen und Styren!

③ a) Begründe die Zugehörigkeit von Hexan, Äthan, Methan und Butan zu einer Stoffklasse!
b) Begründe die Zuordnung von Propan, Propen und Propin zu verschiedenen Stoffklassen!

④ Zeige am Beispiel der Kohlenwasserstoffe mit 6 Kohlenstoffatomen im Molekül, daß Strukturmerkmale zur Einteilung der Kohlenwasserstoffe herangezogen werden!

⑤ Definiere Alkane, Alkene und Alkine!

⑥ Vergleiche den Bau der Moleküle von Butan, But-1-en und But-1-in!

⑦ Erläutere am Beispiel der Alkane den Zusammenhang zwischen Molekülgröße und Siedetemperatur der Stoffe!

⑧ Zeige am Beispiel des Propans, Propens und Propins, daß die Struktur der Moleküle die chemischen Eigenschaften der Stoffe bestimmt!

⑨ Zeige am Beispiel von Chlorwasserstoff und Methan, daß für den Bau der Moleküle von anorganischen und organischen Stoffen gleiche Gesetzmäßigkeiten gelten!

gegen nur bei Kohlenwasserstoffen, die Mehrfachbindungen im Molekül haben, möglich. ⑧

Tabelle 39 Zusammenhang zwischen Strukturmerkmal und möglichen chemischen Reaktionen bei einigen Kohlenwasserstoffen

Kohlenwasserstoff	Strukturmerkmal	Mögliche chemische Reaktionen
Alkan		Substitutionen, Eliminierungen
Alken		Additionen, Substitutionen, (Eliminierungen)
Alkin		Additionen, Substitutionen

Strukturmerkmale organischer Stoffe bestimmen deren mögliche chemische Reaktionen.

Der Bau der Moleküle organischer Stoffe folgt den gleichen Gesetzmäßigkeiten wie der der anorganischen Stoffe. Die Besonderheit besteht darin, daß organische Stoffe Kohlenstoffverbindungen sind, bei denen zwischen Kohlenstoffatomen Atombindungen bestehen. Fast alle organischen Stoffe sind aus Molekülen aufgebaut. ⑨

Die Merkmale der Arten der chemischen Bindung gelten für die organische und anorganische Chemie gleichermaßen.

Chemische Reaktionen der Kohlenwasserstoffe 85

Eine technisch wichtige chemische Reaktion der Kohlenwasserstoffe ist die **Oxydation**. Diese exotherme chemische Reaktion ist Grundlage für die Umwandlung der Energie der Stoffe in andere Energiearten (Heizung, Kraftwerk, Verbrennungsmotoren).

In der Organischen Chemie unterscheidet man drei Arten chemischer Reaktionen, **Substitution, Addition** und **Eliminierung**. Unterscheidungsmerkmal ist die Art und Weise der Umordnung von Atomen (Austausch, Vereinigung oder Anlagerung, Abspaltung). ① ② ③ ④

Durch Substitutions-, Additions- oder Eliminierungsreaktionen werden Kohlenwasserstoffe, die aus Erdöl oder Erdgas gewonnen werden können, in andere Stoffe umgewandelt.

Wenn auch in der organischen Chemie eine eigene Einteilung der chemischen Reaktionen üblich ist, gelten doch die gleichen Gesetzmäßigkeiten wie für die chemischen Reaktionen der anorganischen Chemie. Besonderheiten der organisch-chemischen Reaktionen sind nur dadurch bedingt, daß an diesen chemischen Reaktionen immer Kohlenstoffverbindungen beteiligt sind. Es finden jedoch immer Stoffumwandlungen und Energieumwandlungen statt, und es erfolgt eine Umordnung von Teilchen sowie ein Umbau chemischer Bindungen. ⑤

Eine besondere Rolle spielt die **Polymerisation**. Durch die Polymerisation können einige Plaste hergestellt werden, wie Polyäthylen, Polyvinylchlorid und Polystyrol. Diese Plastwerkstoffe, die aus unserem Leben nicht mehr wegzudenken sind, zeigen die Möglichkeiten der Chemie, nicht nur Naturprodukte nachzubilden, sondern auch solche Stoffe herzustellen, für die es in der Natur kein Ebenbild gibt.

Voraussetzung für Polymerisationsreaktionen ist das Vorhandensein von Ausgangsstoffen, die in ihren Molekülen Mehrfachbindungen enthalten, wie Äthen, Monochloräthen (Vinylchlorid) und Styren. Die obengenannten Plastwerkstoffe können aus dem Rohstoff Erdöl hergestellt werden. Beim Kracken entsteht unter anderem Äthen. Dieses Äthen kann zu Polyäthylen verarbeitet werden. Es kann aber auch Ausgangsstoff zur Herstellung von Styren oder Monochloräthen sein, die dann weiter ploymerisiert werden. Verfahren, bei denen Erdölprodukte weiterverarbeitet werden, heißen **petrolchemische Verfahren**. Polyäthylen (PE), Polystyren (PS) oder Polyvinylchlorid (PVC) werden als **petrolchemische Produkte** bezeichnet, wenn sie vom Erdöl ausgehend hergestellt werden. ⑥ ⑦ ⑧ ⑨

Aufgaben zur Festigung 86

1. Begründe die Vielfalt organischer Stoffe! Beachte den Bau der Kohlenstoffatome!
2. Warum handelt es sich bei Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen in Kohlenwasserstoffmolekülen um Atombindungen?
3. a) Entwickle die chemische Gleichung für die exotherme chemische Reaktion von Äthen mit Bromwasserstoff!
   b) Beschreibe anhand dieser chemischen Reaktion die Stoffumwandlung, die Energieumwandlung, den Umbau chemischer Bindungen und die Umordnung von Teilchen!
4. Welche Bedeutung haben Strukturaufklärungen, wie sie zum Beispiel durch Butlerow und Kekulé geführt wurden, für die Entwicklung der Wissenschaft Chemie?

① Beschreibe und vergleiche den Umbau chemischer Bindungen und die Umordnung der Atome bei folgenden chemischen Reaktionen! Bestimme die Reaktionsart!

$CH_3—CH_3 + Br_2 \longrightarrow CH_3—CH_2Br + HBr$
$CH_2=CH_2 + Br_2 \longrightarrow CH_2Br—CH_2Br$
$CH_3—CH_2Br \longrightarrow CH_2=CH_2 + HBr$

② Begründe die Zuordnung folgender chemischer Reaktion zu den Substitutionsreaktionen!

$C_6H_6 + Br_2 \longrightarrow C_6H_5Br + HBr$

③ Bestimme die Reaktionsart für die chemischen Reaktionen, die durch die folgenden chemischen Gleichungen gekennzeichnet sind!

$CH_2=CH—CH_3 + Cl_2 \longrightarrow CH_2Cl—CHCl—CH_3$
$CH_3—CH_2—CH_3 + Cl_2 \longrightarrow CH_3—CH_2—CH_2Cl + HCl$
$CH_3—CH_2—CH_3 \longrightarrow CH_3—CH=CH_2 + H_2$

④ Entwickle die chemischen Gleichungen für die chemischen Reaktionen, die bei der Herstellung von Polyvinylchlorid aus Äthen ablaufen:
Äthen ⟶ 1,2-Dichloräthan ⟶ Monochloräthen ⟶ Polyvinylchlorid!
Bestimme für jede chemische Reaktion die Reaktionsart, und begründe deine Entscheidung!

⑤ Nenne Merkmale der chemischen Reaktion, und zeige an Beispielen aus der anorganischen und organischen Chemie, daß die genannten Merkmale für beide Bereiche der Chemie gelten!

⑥ Beschreibe die Polymerisation von Äthen zu Polyäthylen!

⑦ Erläutere den Zusammenhang zwischen Eigenschaften und Verwendung von Stoffen am Beispiel der Plastwerkstoffe Polyäthylen, Polyvinylchlorid und Polystyren!

⑧ Berechne, welche Masse von Chlor zur Herstellung 1 t Tetrachlormethan benötigt wird!

⑨ Nenne petrolchemische Produkte! Warum kann Polyvinylchlorid, das auf der Grundlage von Kalziumkarbid hergestellt wird, nicht als petrolchemisches Produkt bezeichnet werden?

5. Für die Ausstattung eines Chemieunterrichtsraumes werden etwa 25 kg Rohre aus Polyvinylchlorid benötigt. Berechne, welches Volumen Monochloräthen und welche Masse Kalziumkarbid hergestellt werden mußten, um diese Masse von Polyvinylchlorid zu erhalten!
6. Bei der Herstellung von Tetrachlormethan aus Methan und Chlor entsteht als Nebenprodukt Chlorwasserstoff, der nicht in die Atmosphäre entweichen darf. Berechne, welches Volumen von Chlorwasserstoff bei der Produktion von 1 t Tetrachlormethan entsteht!
7. Welche Aussagen kannst du den folgenden chemischen Gleichungen entnehmen?
   a) $CH_3—CH_2—CH_3 + Cl_2 \longrightarrow CH_3—CH_2—CH_2Cl + HCl$; $Q = -105$ kJ
   b) $CH_2=CH_2 + HBr \longrightarrow CH_3—CH_2Br$; $Q = -50{,}2$ kJ.
8. Überlege, welche Verbrennungsprodukte beim Abbrennen einer Kerze entstehen müßten!
   Wie kannst du experimentell prüfen, ob deine Überlegungen richtig sind!
   Führe die Prüfung durch! Notiere die Beobachtungen!
   Schließe vom Ergebnis deiner Beobachtungen auf die Richtigkeit deiner Ausgangsüberlegung! Prüfe, ob sich deine Beobachtungen auch anders deuten lassen!
9. Wenn eine Kerze brennt, dürften nur Kohlendioxid und Wasserdampf entstehen. Beide Reaktionsprodukte sind farblose Gase. Wie ist zu erklären, daß Kerzen rußen?

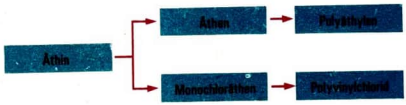
10. Vergaserkraftstoff verbrennt im Motor im wesentlichen zu Kohlendioxid und Wasserdampf. Die Abgase enthalten aber auch einen geringen Prozentsatz des giftigen Kohlenmonoxids. Erkläre das Entstehen des Kohlenmonoxids! Nenne Maßnahmen zur Senkung des Kohlenmonoxidanteils in Abgasen im Interesse des Umweltschutzes!
11. Dir werden vier farblose Flüssigkeiten, a) ein Alkan, b) ein Alken, c) Benzen und d) Tetrachlormethan in vier Gefäßen übergeben. Wie kannst du möglichst schnell experimentell herausfinden, welches Gefäß welchen Stoff enthält?
12. Styren und Benzen sind einander chemisch sehr ähnlich. Wie kann man experimentell beide farblosen Flüssigkeiten voneinander unterscheiden?
13. In Dokumenten zur Entwicklung unserer Volkswirtschaft wird auf die Bedeutung der Kohle verwiesen, obgleich Erdöl und Erdgas in vielen Fällen ökonomisch günstiger zu verarbeiten sind. Gib eine Begründung dafür!
14. Begründe die zunehmend engere Zusammenarbeit der sozialistischen Staaten auf allen Gebieten der Volkswirtschaft!
15. Gib Erdöl-, Erdgas- und Äthenleitungen zwischen sozialistischen Staaten an! Kennzeichne ihren Verlauf! Werte ihre Bedeutung im Vergleich mit anderen Transportmitteln und -wegen (Schiff, Straße, Schiene)!
16. Vier Stoffe A, B, C und D werden an der Luft erhitzt.
    Sie verhalten sich dabei wie unten beschrieben.
    Welcher der Stoffe kann kein Kohlenwasserstoff sein?
    A schmilzt, es entsteht kein Reaktionsprodukt.
    B Verbrennt zu Kohlendioxid und Wasser.
    C verbrennt zu einem einzigen Oxid.
    D verbrennt mit rußender Flamme.
17. Entscheide über mögliche chemische Reaktionen, und entwickle die chemischen Gleichungen!

Stoffe	Chemische Reaktion ist möglich Ja/Nein	Chemische Gleichung
Propan und Chlor Propen und Chlor Propan und Chlorwasserstoff Propan und Sauerstoff Propen und Sauerstoff		

18. a) Erkläre die unterschiedlichen Aggregatzustände unter den Bedingungen des Normzustandes von Propan (C_3H_8), Oktan (C_8H_{18}) und Eikosan ($C_{20}H_{42}$)!
    b) Erkläre den gleichen Aggregatzustand unter den Bedingungen des Normzustandes von Hexan, Hexen und Benzen!
19. Stelle fest, ob es sich um homologe Reihen handelt!
    Begründe deine Entscheidung!

a)	b)	c)	d)
CH_4	CH_4	C_6H_6	C_5H_{10}
C_2H_6	C_2H_4	C_7H_8	C_6H_{12}
C_3H_8	C_3H_4	C_8H_{10}	C_7H_{14}
C_4H_{10}		C_9H_{12}	C_8H_{16}

20. Du kennst folgende Trennverfahren, a) Filtrieren, b) Dekantieren, c) Eindampfen, d) Destillieren. Welches Verfahren würdest du anwenden, um
    1. Erdöl von Sand und Erde abzutrennen,
    2. Salze aus Salzlösungen (Salzquellen) zu gewinnen,
    3. Benzin aus Erdöl zu gewinnen,
    4. Feste Verunreinigungen aus Flußwasser zu entfernen,
    5. Wasser von gelösten Salzen zu befreien?
21. Entscheide welche Reaktionsarten vorliegen!
    Entwickle zuerst die chemischen Gleichungen für die chemischen Reaktionen von
    a) Äthen mit Bromwasserstoff,
    b) Äthan mit Brom,
    c) Äthen zu Polyäthylen,
    d) Äthan zu Äthen und Wasserstoff und
    e) Äthen mit Wasserstoff!
22. Begründe die Feststellung, daß Erdöl und Kohle wichtige Energieträger und chemische Rohstoffe sind!
23. Erläutere die folgende Übersicht! Entwickle die chemischen Gleichungen, und gib die Reaktionsarten an!



24. Gib Gegenstände an, die aus Plastwerkstoff hergestellt sind! Stelle fest, aus welchem anderen Material der jeweilige Gegenstand hergestellt sein könnte! Überlege, welche Eigenschaften den jeweiligen Plastwerkstoff zur Herstellung des betreffenden Gegenstandes geeignet machen!

S. 9 ⑤ $m_{Fe} = 1\,120$ t; ⑥ $m_{Al} = 1{,}2$ kg, $m_{Fe_3O_4} = 3{,}9$ kg, $m_{Fe_3O_4} + m_{Al} = 5{,}1$ kg

S. 41 ① 22,5 g (100%ige) H_2SO_4

S. 46 9. $m_{SO_2} \approx 820\,000$ t; 10. $m_P = 0{,}32$ kg

S. 49 ② 168 g KOH; 342 g $Ba(OH)_2$

S. 51 ② $m_{CaO} = 1{,}14$ g; ③ $m_{MgO} = 2{,}14$ g

S. 57 ③ a) $m_{HNO_3} = 21{,}7$ g, b) $m_{HNO_3} = 31{,}5$ g, c) $m_{HNO_3} = 28{,}1$ g
8. $m_{Mg(OH)_2} = 5{,}33$ g

S. 63 ④ a) 318 g Na_2CO_3, b) 202 g KNO_3

S. 65 ⑧ $m_{KNO_3} = 27{,}1$ g; ⑨ $m_{NaOH} = 731{,}7$ g

S. 67 ④ a) $m_{ZnO} = 42{,}9$ g, b) $m_{MgO} = 33{,}3$ g, c) $m_{CaO} = 100{,}9$ g

S. 71 ② $m_{Zn} = 8{,}1$ g; ③ $m_{HNO_3} = 2{,}6$ g, $m_{H_2SO_4} = 2$ g, $m_{H_3PO_4} = 1{,}36$ g

S. 73 ① $m_{Zn} = 2{,}9$ g
② 318 g Na_2CO_3, 190 g $MgCl_2$, 456 g $FeSO_4$
③ 3 mol $NaNO_3$, 0,5 mol $CuSO_4$, 1 mol $AlCl_3$

S. 75 ① 89,6 l H_2, 2,24 l H_2
⑧ 88 g CO_2, 44,8 l CO_2, 1,96 $\frac{g}{l}$

S. 77 ① a) $m_{Mg} = 12$ g, b) $m_{Mg} = 48$ g
② $\frac{m_{Mg}}{m_{MgO}} = \frac{3}{5}$; ③ a) $\frac{m_{Cu}}{m_{O_2}} \approx \frac{8}{1}$,
b) $\frac{m_{Cu}}{m_{Cu_2O}} \approx \frac{8}{9}$, c) $\frac{m_{O_2}}{m_{Cu_2O}} \approx \frac{1}{9}$
④ $m_{Mg} = 0{,}54$ g; ⑤ $V_{O_2} = 2{,}8$ l
⑥ $V_{O_2} = 0{,}025$ l

S. 79 ① $m_{Ca(OH)_2} = 4{,}53$ g
③ a) $m_{Fe_2O_3} = 14{,}3$ t, b) $V_{CO} = 6000\ m^3$
④ $m_{H_2SO_4} = 43{,}75$ g

S. 81 ④ $m_{NaNO_3} = 21{,}25$ g
⑤ $m_{HNO_3} = 111{,}2$ g; ⑥ $V_{H_2} = 0{,}93$ l
⑦ $V_{H_2} = 0{,}65$ l

S. 82 6. a) $m_{KOH} = 10$ g

S. 83 6. b) $m_{KNO_3} = 18$ g

S. 89 ④ 178 g = 178 g; ⑤ $\frac{m_{Mg}}{m_{H_2SO_4}} \approx \frac{1}{4}$
⑥ a) $m_C = 2{,}4$ t, b) $V_{O_2} = 112\,000$ l (112 m³)
⑦ 84 g Mg

S. 91 ⑦ a) $\frac{n_{H_2}}{n_{O_2}} = \frac{2}{1}$, b) $\frac{m_{H_2}}{m_{O_2}} = \frac{1}{8}$,
c) $\frac{V_{H_2}}{V_{O_2}} = \frac{2}{1}$

S. 93 ⑥ $m_{H_2O} = 18$ g

S. 94 2. a) 2 g bzw. 22,4 l H_2,
b) 58,5 g NaCl, c) 54 g H_2O,
d) 64 g bzw. 44,8 l O_2;
9. 22,4 l N_2, 22,4 l CO_2;
10. 40 g NaOH; 36,5 g HCl; 106 g Na_2CO_3
11. $V_{CO} = 268\,800\,000$ l; 12. $m_{HCl} = 1{,}46$ g

S. 121 ③ a) $m_{AlCl_3} = 14{,}83$ g,
b) $m_{AlBr_3} = 29{,}67$ g, c) $m_{AlJ_3} = 45{,}33$ g
④ $m_{Fe} = 0{,}33$ g

S. 123 ③ $m_{NaCl} = 0{,}16$ g

S. 125 ⑥ a) $m_{NaOH} = 6{,}8$ g,
b) m_{HCl} (15 %) = 40 g

S. 126 11. $m_{Ag^+} = 3{,}76$ g
1. a) 1 mol KBr, 0,5 mol NaCl,
b) 2 mol HCl; 0,5 mol Br_2
4. $m_{FeCl_3} = 20{,}32$ g

S. 137 ⑥ a) $V_{CO_2} = 0{,}021$ l, b) $V_{CO_2} = 0{,}016$ l,
c) $V_{CO_2} = 0{,}022$ l; ⑦ a) $m_{CaCO_3} = 0{,}5$ g,
b) $m_{CaCO_3} = 2{,}5$ g; ⑧ $m_{CaCO_3} = 0{,}44$ g (4,4 %)

S. 139 11. $m_{CaCO_3} = 1$ g (10 %)

S. 145 ① $m_{CaCO_3} \approx 267{,}8$ t

S. 147 ③ $m_{Ca(OH)_2} = 1{,}32$ t
④ $m_{H_2O} = 58{,}4$ kg; ⑤ $V_{CO_2} \approx 72\,650$ l (72,7 m³)

S. 157 ④ $V_{O_2} = 1\,720$ l

S. 161 ⑥ $m_{H_2O} = 1\,607$ g; ⑦ $\frac{V_{CH_4}}{V_{O_2}} = \frac{1}{2}$
⑧ $\frac{V_{CH_4}}{V_{Luft}} = \frac{1}{10}$

S. 165 ② 2 535 l Propan

S. 173 ① a) $m_{Br_2} = 0{,}71$ g,
$V_{Br_2} = 0{,}2 \cdots 0{,}3$ cm³; b) $V_{HBr} = 0{,}1$ l

S. 181 ② $m_{Br_2} = 0{,}71$ g; ⑤ $m_{C_2H_4Br_2} = 1{,}68$ g
⑥ $V_{H_2} = 800\,000$ l (800 m³)

S. 185 ⑦ a) $m_{Cl_2} = 317$ t,
b) $V_{HCl} = 100\,000$ m³

S. 187 ⑥ a) $m_{CaC_2} = 0{,}29$ g,
b) $m_{H_2O} = 0{,}16$ g; ⑦ $V_{C_2H_2} = 350\,000$ l (350 m³)

S. 189 ⑦ $V_{C_2H_2} \approx 358\,000$ l (358 m³)

S. 191 ④ $m_{CaC_2} = 1{,}02$ t

S. 193 ⑤ $V_{C_2H_4} = 800\,000$ l (800 m³)

S. 199 ⑧ $m_{Cl_2} = 1{,}84$ t
5. $V_{CH_2=CHCl} = 8\,960$ l (8,96 m³)
$m_{CaC_2} = 25{,}6$ kg
6. $V_{HCl} \approx 582\,000$ l (582 m³)

Register

A

Additionsreaktionen 178, 185, 186, 189, 198
– an Alkinen 189
– an Äthen 179
– an Brom 178 ··· 180
–, Hydrierung 180
Aktivierung 170
Alkane 164
–, homologe Reihe 163 ··· 168
–, Namen 165
–, Schmelztemperaturen 167
–, Siedetemperaturen 167
Alkene 183 ··· 186
–, homologe Reihe 183
–, Reaktionen 185, 186
–, Siedetemperaturen 184
Alkine 189
Äthan 164
Äthen (Äthylen) 177
Äthin (Azetylen) 187
–, Herstellung 187, 189
–, Verwendung 187
Äthylen s. Äthen
Atom 11 ··· 19, 87, 88
–, Entwicklung der Erkenntnisse über den Bau 12 ··· 16
Atome, freie 86
Atombindung 27 ··· 34, 85, 87
–, Wesen 29
–, polare 30, 42
Atomhülle 11, 12, 16 ··· 18
–, Bau 16 ··· 18
Atomkern 11
Atomkristall 34, 84, 85, 86, 128 ··· 130
Ausgangsstoffe 7, 88
Außenelektronen 18, 96 ··· 98
Avogadro, Amadeo 73
–, Satz von 73
Azetylen s. Äthin

B

Baselösungen 50
–, Darstellung 50, 52
–, elektrisches Leitvermögen 49
–, Reaktion mit Säurelösungen 64
Basen 47, 106, 107
–, Eigenschaften und Zusammensetzung 48 ··· 50
–, Umgang mit 47, 48
–, Vergleich mit Säuren 51
Baustoffindustrie, Bedeutung 144
Beilsteinprobe 191
Benzen 192 ··· 194
–, Eigenschaften 193
–, Bindungsverhältnisse 194
–, Strukturformel 194
Benzin 168, 175, 176
Beton 144
Bindung, chemische 24 ··· 38, 85, 87
–, Merkmale 87
–, Umbau 91
–, vorherrschende Art 33
Blei 127, 128
Bohr, Niels 13, 15
Born, Max 13, 15
Branntkalk 141
–, Herstellung 141 ··· 144
–, Verwendung 144
Braunkohle 151 ··· 154
–, Brikettierung 146
–, Förderung 152
Brom 118
–, Eigenschaften 117, 118
–, Erste Hilfe bei Verätzungen 118
–, Erste Hilfe bei Vergiftungen 118
Bromide 119 ··· 122
–, Darstellung 119, 120
Bromwasserstoff 123
–, Darstellung 123
–, Eigenschaften 124

Butan 164, 168
Butlerow, Alexander Michailowitsch 159

C

Chemie, organische 158 ··· 160
Chlor 115 ··· 119
–, Bau 29
–, Eigenschaften 116, 117
–, Erste Hilfe bei Vergiftungen 116, 117
–, Mißbrauch als Kampfstoff 118
–, Verbindungen 119
–, Verwendung 116
Chlorid-Ionen Nachweis 122
Chloride 119 ··· 122
Chlorwasserstoff 123
–, Darstellung 122
–, Bau 30
–, Eigenschaften 124
Chlorwasserstoffsäure 39, 42, 124

D

Dalton, John 13, 14
Dehydrierung 181
Demokrit 13
Destillation 174
–, fraktionierte 174
Diamant 33, 129
1,2-Dibromäthan 178, 180, 181
Dichlormethan 171
Dieselkraftstoff 175
Dissoziation 42
– von Basen 49, 51
– von Salzen 64
– von Säuren 42, 51
Dissoziationsgleichungen 43, 92
–, Aufstellen mit Schrittfolge 43, 44
Doppelbindung 177, 196
Dreifachbindung 188, 189, 196
Druckvergasung 151
Dubna, Vereinigtes Institut für Kernforschung 16, 108

E

Edelgase 18, 108
Einfachbindung 164, 196
Elektronegativitätswerte der Elemente 31, 32, 102
–, Differenz der 32, 33
Elektronen 12, 87
–, Abstand vom Atomkern 16
–, elektrische Ladung 12
–, Energie von 16, 17
–, frei bewegliche 35, 36
Elektronenabgabe 21, 67, 70
Elektronenaufnahme 21, 67, 70
Elektronenpaar, gemeinsames 28, 29
Elektronenschale 17
–, Anordnung der Elektronen in 18
Elektronenschreibweise 19, 88, 92
Elemente, chemische 95
–, der I. Hauptgruppe 112, 113
–, der II. Hauptgruppe 113
–, der IV. Hauptgruppe 127
–, der VII. Hauptgruppe 115
Eliminierungsreaktionen 178, 180 ··· 182, 185, 186
–, Dehydrierung 181
–, Vergleich mit Addition 182
Energie der Elektronen 16, 17
Energieerhaltungssatz 140
Energieniveauschema 17
Energieträger 151, 175, 185
Energieumwandlung 8 f., 90, 151 f.
Energiewirtschaft 152
Entgasung 147
Erdgas 161, 162
Erdöl 156, 172 ··· 175
–, Aufbereitung durch Destillation 172
–, Destillationsprodukte 175
–, Fraktionen 174
–, Zusammensetzung 156
Experimente, Mittel zum Kenntnisgewinn 54, 55

F

Fällungsreaktion 121, 122, 136
Flüssiggase 164, 175
Formel 86

G

Gegenstromprinzip 143
Germanium 11, 112, 127, 128
Gesetz der Periodizität 107 ··· 112
Gesetz über den Verkehr mit Giften 41
Glas 135, 144
Gleichung, chemische 91, 92
–, Aufstellen in Ionenschreibweise mit Schrittfolge 45
–, in Elektronenschreibweise 92
–, in Ionenschreibweise 45, 92
Graphit 33, 129 ··· 130
Gruppeneigenschaften von Elementen 114, 125

H

Halogenalkan 170
Halogene 115 ··· 119
–, Erste Hilfe bei Verätzungen und Vergiftungen 116 ··· 118
Halogenid-Ionen 120
Halogenide 119, 120
–, Fällungsreaktionen 121, 122
–, Löslichkeit 120, 121
Halogenwasserstoffe 122 ··· 125
–, Vergleich 124
Hauptgruppe (im Periodensystem) 95
Hauptgruppenelemente 98
–, Atombau 98
–, Eigenschaften zugehörender Stoffe 102 ··· 106
–, Elektronegativitätswerte 102
–, Ionen von 101
– mit basebildenden Oxiden 106
– mit säurebildenden Oxiden 106
–, Wertigkeit gegenüber Sauerstoff 99
–, Wertigkeit gegenüber Wasserstoff 100
Heisenberg, Werner 13, 15
Heizgas 133, 148
Heizöl 175
Homologe Reihe 166, 183, 189
Hydrierung 180
Hydroxid-Ionen 48
Hydroxide, Aufstellen von Formeln 48
–, Schrittfolge 49

I

Indikator 43, 50
Ion 11, 19 ··· 23, 87, 88
Ionen 19
–, chemische Zeichen 20
–, elektrisch positiv geladene 20 ··· 22
–, elektrisch negativ geladene 20 ··· 22
–, Ladung 20
–, Vergleich mit Atomen 20, 21
– von Hauptgruppenelementen 101
Ionenbeziehung 24 ··· 27
–, Wesen 25
Ionenkristalle 25 ··· 27, 48, 60, 84, 86
–, Eigenschaften 25 ··· 27

J

Jod 118
–, Eigenschaften 117
Jodid-Ionen, Nachweis 121, 122
Jodide 119 ··· 122
Jodwasserstoff 124
–, Eigenschaften 124

K

Kalkbrennen 141 ··· 144
Kalkhydrat 47, 146
Kalklöschen 145
Kalkmörtel 146
Kalkstein 58, 134, 142 ··· 146
Kalkwasser 47
Kalziumhydroxid 47, 135
–, Eigenschaften und Verwendung 47
Kalziumhydroxidlösung 50, 51, 135 ··· 136
Kalziumkarbid 187, 190
Kalziumkarbonat 58, 60, 134 ··· 136, 142
Kampfstoffe, Mißbrauch 118
Karbonate 134 ··· 138, 142
–, Darstellung und Eigenschaften 135, 136
–, Nachweis 136
–, Reaktion mit Säuren 136
–, thermische Zersetzung 137, 138, 142
–, Verwendung 135
Karbonatanteil, Bestimmung 137
Katalysator 180
Kekulé v. Stradonitz, August 194

Kohle, Verarbeitung 146 ··· 151
–, als chemischer Rohstoff 151
–, als Energieträger 152
–, Bedeutung 151 ··· 154
–, Verwendung 151 ··· 154
Kohlendioxid 130, 131, 136
–, Eigenschaften 134
Kohlenmonoxid 132 ··· 133
–, Eigenschaften 134
Kohlensäure 42, 132
Kohlensäureschnee 85
Kohlenstoff, Bau 33, 34
–, Eigenschaften 127 ··· 130
–, Verbindungen 130 ··· 138, 156
Kohlenwasserstoffe 156 ··· 201
–, Einteilung 197
–, kettenförmige 158
–, Reaktionen 198
–, ringförmige 158
–, Strukturmerkmale 197
–, Vergleich 196
–, Zusammensetzung 157
Kohleveredlung 146 ··· 151
Koks 147
kontinuierliches Verfahren 143, 150
Kracken 176
Kraftstoffe 175
Kreide 58, 134, 135
Kristalle 24, 25, 34, 35, 48, 60, 84, 128
Kurzperiodensystem 96

L

Langperiodensystem 96
Löschkalk 47, 146
Löslichkeit 63
– von Halogeniden 120, 121
– von Salzen 63, 64
Lösungen, basische 52, 53
–, gesättigte 64
–, neutrale 52, 53
–, saure 52, 53
–, ungesättigte 64

M

Makromolekül 190
Marmor 58, 134, 135
Masse, molare 73
Masseberechnung, Schrittfolge 78
Massenverhältnis bei chemischen Reaktionen 76, 78, 79, 89
Mendelejew, Dmitri Iwanowitsch 95, 98, 107 bis 112
Metallbindung 34 ··· 36
–, Wesen 36
Metall-Ionen 36
Metalle, Bau 34 ··· 36
–, Reaktion mit Halogenen 120
–, Reaktion mit Nichtmetallen 66
–, Reaktion mit Säurelösung 68
–, Reaktion mit Wasser 51
–, unedle 69
–, Schmelztemperatur einiger 35
Metallkristall 34, 36, 85, 86
Metalloxide, Reaktion mit Säurelösungen 65
–, Reaktion mit Wasser 50, 106
Methan 161, 162
–, Strukturformel 162
Methylbenzen s. Toluen
Meyer, Lothar 95, 98
Mischgas 148, 149
Molekül 28, 29, 86, 88
Molekülkristall 85, 86
Monochlormethan 171

N

Nachweis, von Doppelbindungen 178
–, von Halogenid-Ionen 122
–, von Hydroxid-Ionen 50
–, von Karbonaten 136
–, von Kohlendioxid 136
–, von Wasserstoff-Ionen 43
Natriumchlorid, Bau 24, 25
–, Darstellung 67, 120
–, Vorkommen und Verwendung 59
Natriumhydroxid, Bau 48
–, Eigenschaften und Verwendung 47
Natriumhydroxidlösung, Darstellung 51
Natronlauge 47
–, Verwendung 47
Nebengruppe (im Periodensystem) 95
Neutralisation 56, 57, 65, 93

Nichtmetalloxide, Reaktion mit Wasser 45, 106
Niederschlag 121, 136

O

Ordnungszahl (im Periodensystem) 95
Organische Chemie, Entwicklung 158

P

Pauling, Linus 31
Paraffinöl, kracken 176
Periode, periodisch 95, 97, 100, 101
Periodensystem der Elemente 95 ··· 114
–, Aufstellung durch Mendelejew und Meyer 107 ··· 109
–, und Atombau 96
petrolchemische Produkte 198
Photosynthese 131
*p*H-Wert 53
Plaste 190, 198
Polarität der chemischen Bindung 32
Polyäthylen 191, 192
–, Verwendung 191
Polymerisation 190, 192, 196, 198
Polystyren 195, 196
Polyvinylchlorid (PVC) 190, 191
–, Verwendung 190
Propan 164
Propen 183
Protonen 11, 12, 96
PVC s. Polyvinylchlorid

R

Reaktion, chemische 7 ··· 10
–, Arten 92, 198
–, Merkmale 91
Reaktionen, endotherme 139
–, exotherme 139
Reaktionswärme 139 ··· 141
Redoxreaktion 93
Rohstoff, chemischer 152
Rosten 8
Ruß 130
Rutherford, Ernest 13, 14

S

Salze 58 ··· 83
–, Aufstellen von Formeln, Schrittfolge 62
–, Darstellung 70
–, Dissoziation 64
–, Eigenschaften 62 ··· 64
–, Löslichkeit 63, 64
–, Namen 61
–, Vorkommen und Bedeutung 58, 59
–, Zusammensetzung 60
Salzlagerstätten 58
Salzlösungen, Eigenschaften 62 ··· 64
–, elektrisches Leitvermögen 64
Salzsäure 39, 124
Säurelösungen 42 ··· 45
–, Darstellung 44
–, elektrisches Leitvermögen 42
–, Nachweis 43
–, Reaktion mit Baselösungen 56
–, Reaktion mit Metalloxiden 65, 66
–, Reaktion mit unedlen Metallen 68 ··· 70
Säuren 39 ··· 46
–, Dissoziation 42
–, Eigenschaften 42
–, Umgang mit 40
–, von Hauptgruppenelementen 106, 107
Säurerest-Ionen 42, 60
Schachtofen 142
Schmierstoffe 175, 176
Schwefelsäure, Eigenschaften und Verwendung 39
–, konzentrierte 39
–, verdünnte 39
Silizium 127, 128
Stadtgas 148
Stahlbeton 144
Stoffe, Bau 24 ··· 38, 84, 85
–, Klassen 84
–, organische 159
Stoffmengenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 78, 79, 89
Stoffumwandlung 7, 88
Strukturformel 163
–, vereinfachte 166
Styren 195
Substitutionsreaktionen 169, 185 ··· 186, 193, 198

Substitutionsprodukte von Methan mit Chlor 171
Summenformel 163
Synthesegas 148

T

Teer 148
Teilchen 10, 87, 88
Teilchenveränderung 10, 90
Tetrachlormethan 171
Tetraeder 129, 162
Toluen 194
Trichlormethan 171
Trockeneis 85, 132

V

VEB Chemiewerk Coswig (Anhalt) 39, 60, 144
VEB Chemiewerk Nünchritz 39
VEB Chemiekombinat Bitterfeld 39, 47, 59
VEB Chemische Werke Buna 8
VEB Gaskombinat „Schwarze Pumpe", Hoyerswerda 151, 153
VEB Hüttenzementwerk Ost, Eisenhüttenstadt 144
VEB Kalikombinat „Werra", Merkers (Rhön) 59
VEB Kaliwerk Zielitz 59
VEB Kombinat Kali- und Steinsalzbetriebe „Saale" 59
VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" 59, 154, 176
VEB „Otto Grotewohl" Böhlen 154, 176
VEB Petrolchemisches Kombinat, Schwedt (Oder) 154, 175
VEB Schwefelsäure- und Superphosphatwerk Salzwedel 60
VEB Stickstoffwerk Piesteritz 59
VEB Zementwerk Karsdorf (Unstrut) 144
VEB Zementwerke Rüdersdorf 144
Veränderung, qualitative 88
–, quantitative 89
Verätzungen durch Säuren und Basen, Erste Hilfe 40, 41, 47, 48
Vergaserkraftstoff 175
Vergasung 148 ··· 151
Verkokung 146 ··· 148
Vinylchlorid 190
Volumen, molares 74
Volumenberechnung bei chemischen Reaktionen 76 ··· 78
Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 71, 78, 79, 89

W

Wärmeabgabe 9, 90, 140
Wärmeaufnahme 9, 90, 140
Wasser, Bau 30
Wasserstoff, Bau 28
Wasserstoffmolekül 28
Wasserstoff-Ionen, Nachweis 43
Wertigkeit, von Hauptgruppenelementen 98 ··· 101
Winkler, Clemens 108 ··· 112
Winkler-Generator 149, 150
Wirbelschicht 150
Wöhler, Friedrich 159

Z

Zeichen, chemische 22, 86, 88
Zement 144
Zementmörtel 144
Zersetzung, thermische 137, 142
Zinn 127, 128

Abbildungsnachweis
ADN-ZB (Innentitelbild, Abb. 3, 50), ADN-ZB/Busch (Abb. 76), ADN-ZB/Häßler (Abb. 10), ADN-ZB/Link (Abb. 97), ADN-ZB/Schulze (Abb. 87), Akademie der Wissenschaften, Bildarchiv (Abb. 7), Bergakademie Freiberg, Bildarchiv (Abb. 52), Humboldt-Universität Berlin, Institut für Geschichte der Medizin und der Naturwissenschaften (Abb. 4, 5, 6, 51, 74, 75, 100), Interflug, Bildarchiv/R. Funck (Abb. 33), Walter Klein, Lauchhammer (Abb. 64), Maximilian Seifert, Berlin (Abb. 15, 24, 25, 55), VEB Kalikombinat „Werra" Merkers/H. Schinzel (Abb. 34), VEB Harzer Kalk- und Zementwerke Rübeland (Abb. 62), VEB Hydrierwerk Zeitz (Abb. 66), Verlag Chemie, Weinheim (Abb. 2), VVB TAKRAF/Schlegel (Abb. 68), Helmut Wahlstab, Berlin (Abb. 26). Die als Abb. 24 und 55 abgebildeten Minerale befinden sich im Mineralogischen Museum für Naturkunde der Humboldt-Universität zu Berlin.

Periode	Protonenanzahl = Ordnungszahl	Element		Elektronenanzahl der Schale						
		Name	Symbol	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.
6	55	Zäsium	Cs	2	8	18	18	8	1	
	56	Barium	Ba	2	8	18	18	8	2	
	57	Lanthan	La	2	8	18	18	8 + 1	2	
	58	Zer	Ce	2	8	18	18 + 1	8 + 1	2	
	59	Praseodym	Pr	2	8	18	18 + 2	8 + 1	2	
	60	Neodym	Nd	2	8	18	18 + 3	8 + 1	2 *	
	61	Promethium	Pm	2	8	18	18 + 4	8 + 1	2 *	
	62	Samarium	Sm	2	8	18	18 + 5	8 + 1	2 *	
	63	Europium	Eu	2	8	18	18 + 6	8 + 1	2 *	
	64	Gadolinium	Gd	2	8	18	18 + 7	8 + 1	2	
	65	Terbium	Tb	2	8	18	18 + 8	8 + 1	2	
	66	Dysprosium	Dy	2	8	18	18 + 9	8 + 1	2	
	67	Holmium	Ho	2	8	18	18 + 10	8 + 1	2	
	68	Erbium	Er	2	8	18	18 + 11	8 + 1	2	
	69	Thulium	Tm	2	8	18	18 + 12	8 + 1	2 *	
	70	Ytterbium	Yb	2	8	18	18 + 13	8 + 1	2 *	
	71	Lutetium	Lu	2	8	18	18 + 14	8 + 1	2	
	72	Hafnium	Hf	2	8	18	32	8 + 2	2	
	73	Tantal	Ta	2	8	18	32	8 + 3	2	
	74	Wolfram	W	2	8	18	32	8 + 4	2	
	75	Rhenium	Re	2	8	18	32	8 + 5	2	
	76	Osmium	Os	2	8	18	32	8 + 6	2	
	77	Iridium	Ir	2	8	18	32	8 + 7	2	
	78	Platin	Pt	2	8	18	32	8 + 8	2 *	
	79	Gold	Au	2	8	18	32	8 + 9	2 *	
	80	Quecksilber	Hg	2	8	18	32	8 + 10	2	
	81	Thallium	Tl	2	8	18	32	18	3	
	82	Blei	Pb	2	8	18	32	18	4	
	83	Wismut	Bi	2	8	18	32	18	5	
	84	Polonium	Po	2	8	18	32	18	6	
	85	Astat	At	2	8	18	32	18	7	
	86	Radon	Rn	2	8	18	32	18	8	
7	87	Franzium	Fr	2	8	18	32	18	8	1
	88	Radium	Ra	2	8	18	32	18	8	2
	89	Aktinium	Ac	2	8	18	32	18	8 + 1	2
	90	Thorium	Th	2	8	18	32	18 + 1	8 + 1	2 *
	91	Protaktinium	Pa	2	8	18	32	18 + 2	8 + 1	2 *
	92	Uran	U	2	8	18	32	18 + 3	8 + 1	2 *
	93	Neptunium	Np	2	8	18	32	18 + 4	8 + 1	2 *
	94	Plutonium	Pu	2	8	18	32	18 + 5	8 + 1	2 *
	95	Amerizium	Am	2	8	18	32	18 + 6	8 + 1	2 *
	96	Curium	Cm	2	8	18	32	18 + 7	8 + 1	2 *
	97	Berkelium	Bk	2	8	18	32	18 + 8	8 + 1	2 *
	98	Kalifornium	Cf	2	8	18	32	18 + 9	8 + 1	2 *
	99	Einsteinium	Es	2	8	18	32	18 + 10	8 + 1	2 *
	100	Fermium	Fm	2	8	18	32	18 + 11	8 + 1	2 *
	101	Mendelevium	Md	2	8	18	32	18 + 12	8 + 1	2 *
	102	Nobelium	No	2	8	18	32	18 + 13	8 + 1	2 *
	103	Lawrencium	Lr	2	8	18	32	18 + 14	8 + 1	2 *
	104	Kurtschatowium	(Ku)	2	8	18	32	32	8 + 2	2 *
	105	Nielsbohrium	(Ns)	2	8	18	32	32	8 + 3	2 *

* Bei diesen Elementen bestehen bei den Atomen Abweichungen in der Anordnung der neu hinzukommenden Elektronen oder ist die Anordnung derselben nicht gesichert.

Atomaufbau der Elemente

Kurzwort: 03 08 04 Lehrb. Chemie Kl 8
Schulpreis DDR: 2,65