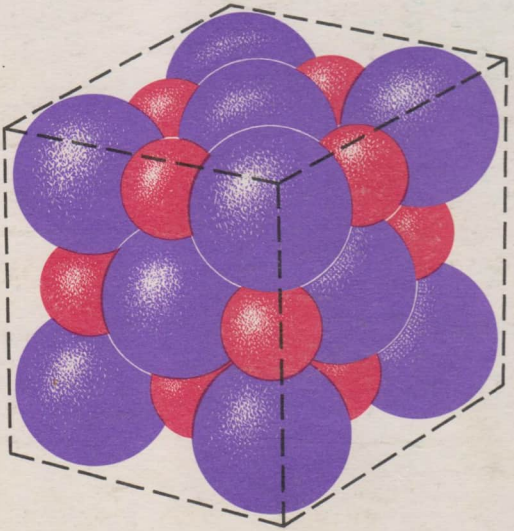
CHEMIE 8



Periode	Protonenzahl = Kernladungszahl	Element		Elektronenzahl der Schale						
		Name	Symbol	K	L	M	N	O	P	Q
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	J	2	8	18	18	7		
	54	Xenon	Xe	2	8	18	18	8		

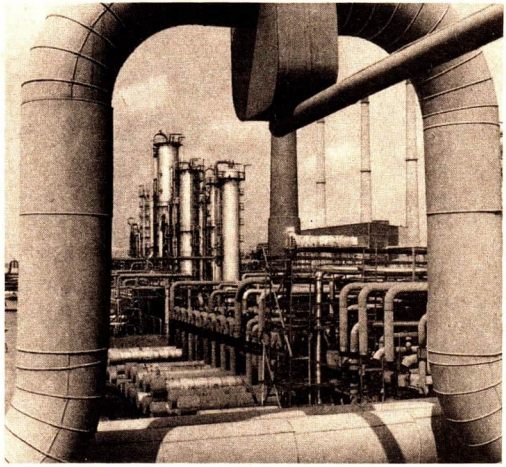
Periode	Protonenzahl = Kernladungszahl	Element		Elektronenzahl der Schale							
		Name	Symbol	K	L	M	N	O	P	Q	
6	55	Zäsium	Cs	2	8	18	18	8	1		
	56	Barium	Ba	2	8	18	18	8	2		
	57	Lanthan	La	2	8	18	18	8 + 1	2		
	58	Zer	Ce	2	8	18	18 + 1	8 + 1	2		
	59	Praseodym	Pr	2	8	18	18 + 2	8 + 1	2		
	60	Neodym	Nd	2	8	18	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	Kurium	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	Lawrenzium	Lr	2	8	18	32	18 + 14	8 + 1	2 *	

* Bei diesen Elementen bestehen Abweichungen in der Anordnung der neu hinzukommenden Elektronen oder ist die Anordnung derselben nicht gesichert.

Atomaufbau der Elemente

CHEMIE

Lehrbuch für Klasse 8



Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin · 1972

Autoren:

Horst Möhle (Atom und Ion; Chemische Bindung; Periodensystem der Elemente)
Peter Lange (Säuren; Basen; Salze)
Heinz Obst (Elemente der VII. Hauptgruppe)
Jochen Teichmann (Kohlenstoff als Element der IV. Hauptgruppe)
Barbara Arndt (Chemisches Rechnen)
Günther Nolte (Systematisierung)
Albert Hradetzky (Kohlenwasserstoffe)

Herausgegeben von Horst Möhle

Redaktionelle Bearbeitung:
Edward Gutmacher, Klaus Sommer, Werner Trebing

Vom Ministerium für Volksbildung der Deutschen Demokratischen Republik
als Schulbuch bestätigt

4. Auflage
Ausgabe 1969
Lizenz Nr. 203 · 1000/71 (BN)
ES 11 H
Zeichnungen: Fritz Hampel
Ausstattung: Atelier VWV · Günther Runschke
Gesetzt aus der Gill
Printed in the German Democratic Republic
Satz und Druck: Grafischer Großbetrieb Völkerfreundschaft Dresden (III/9/1)
Redaktionsschluß: 15. Oktober 1971
Bestell-Nr.: 03 08 01-4
Preis: 2,65

Inhalt

Atom und Ion Seite

1 Atom 9
2 Atomkern 10
3 Atomhülle 13
4 Anordnung der Elektronen in den Elektronenschalen der Atome 18
5 Entwicklung der Erkenntnisse über den Atombau 20
6 Ionenbildung 23
Positive Ionen *23* Negative Ionen *24* Vergleich von Atom und Ion *25*
7 Wiederholung und Übung 26

Chemische Bindung

8 Atombindung 27
Wesen der Atombindung *27* Aufbau und Eigenschaften von Stoffen mit Atombindung *28*
9 Ionenbeziehung 29
Wesen der Ionenbeziehung *29* Aufbau und Eigenschaften von Stoffen mit Ionenbeziehung *30*
10 Dissoziation von Ionenkristallen 31
11 Mol und molare Masse bei Verbindungen mit Ionenbeziehung 33
12 Übergang von der Atombindung zur Ionenbeziehung 34
Wesen der Übergangsformen *34* Elektronegativitätstabelle *36* Aufbau und Eigenschaften von Stoffen mit Übergangsformen der Bindung *38*
13 Metallbindung 38
14 Veränderung des Atombaus und Umbau der chemischen Bindung bei chemischen Reaktionen 40
15 Wiederholung und Übung 41
Zusammenhang zwischen Atombau und chemischer Bindung *41* Arten der chemischen Bindung *41* Atombau und chemische Bindung als Grundlage für das Deuten der chemischen Reaktion *42*

Säuren

16 Zusammensetzung von Säuren 43
17 Eigenschaften von Säuren 44

Seite

18 Darstellung von Lösungen sauerstoffhaltiger Säuren 47
19 Eigenschaften und Verwendung der Schwefelsäure 48
20 Wiederholung und Übung 50

Basen

21 Zusammensetzung von Basen 51
22 Eigenschaften von Basen 51
23 Darstellung von Basenlösungen 52
24 Eigenschaften und Verwendung von Natriumhydroxid und Kalziumhydroxid 55
25 Vergleich von Säuren, Basen und Wasser 56
Vergleich der Darstellung von Säure- und Basenlösungen *56* Saure, basische und neutrale Reaktion von Lösungen *57* Neutralisation *59*
26 Wiederholung und Übung 60

Salze

27 Zusammensetzung und Eigenschaften von Salzen 61
Aufbau *61* Namen *61* Dissoziation *62*
28 Einige wichtige Salze 63
29 Darstellung von Salzlösungen aus Basen- und Säurelösung 65
30 Darstellung von Salzlösungen aus Metalloxid und Säurelösung 66
31 Darstellung von Salzlösungen aus unedlem Metall und Säurelösung 66
32 Wiederholung und Übung 68
Darstellung von Säure-, Basen- und Salzlösungen *68* Vergleich der Lösungen von Säuren, Basen und Salzen *68*

Periodensystem der Elemente

33 Atombau und Periodensystem 69
34 Periodische Änderung des Baus der Atomhülle 72
35 Wertigkeit der Hauptgruppenelemente 74
36 Metall- und Nichtmetallcharakter der Elemente 75
37 Elektronegativitätswerte und chemische Bindung 77
38 Charakter der Oxide der Hauptgruppenelemente 78
39 Periodensystem, Atombau und Eigenschaften der Elemente 81
40 Elemente der I. ··· III. Hauptgruppe 82
41 Zur Geschichte der Systematisierung der Elemente 84
42 Wiederholung und Übung 87

Die VII. Hauptgruppe

43 Elemente der VII. Hauptgruppe 89
44 Chlor 90
Darstellung und Eigenschaften *90* Verwendung *92*

Seite

45 Chloride 93
Darstellung *93* Eigenschaften und Nachweis *94*
46 Chlorwasserstoff und Salzsäure 97
Darstellung *97* Eigenschaften und Verwendung *98*
47 Brom und Jod sowie deren Verbindungen 99
Eigenschaften von Brom und Jod *99* Bromide und Jodide *100* Bromwasserstoff und Jodwasserstoff *101*
48 Wiederholung und Übung 101

Kohlenstoff als Element der IV. Hauptgruppe

49 Elemente der IV. Hauptgruppe 103
50 Kohlenstoff 104
51 Kohlendioxid 106
Darstellung und Nachweis *106* Struktur und Eigenschaften *108* Verwendung *108*
52 Kohlenmonoxid 109
53 Kohlensäure 111
54 Karbonate 112
Darstellung und Eigenschaften *112* Verwendung *114*
55 Technische Verwendung des Kalksteins 114
Herstellung von Branntkalk – Kalkbrennen *114* Herstellung von Löschkalk – Kalklöschen *116* Verwendung von Kalkstein, Branntkalk und Löschkalk *117*
56 Wiederholung und Übung 119
Reaktionen der Kohlenstoffoxide *119* Reaktionen des Kohlendioxids mit Wasser und mit Kalziumhydroxid *119* Reaktionen zur Bildung des Kohlendioxids aus Kohlensäure und aus Kalziumkarbonat *119* Weg vom Kalkstein zum abgebundenen Kalkmörtel *120*
57 Energetische Betrachtung der chemischen Reaktion 120
Reaktionswärme *120* Energetischer Verlauf chemischer Reaktionen *121*
58 Verkokung und Vergasung der Kohlen 123
Verkokung *123* Vergasung *124*
59 Kohle als Energieträger und chemischer Rohstoff 128
Verwendung von Kohle *128* Entwicklung der Braunkohlenverarbeitung und der Energiewirtschaft der Deutschen Demokratischen Republik *129*
60 Wiederholung und Übung 130

Chemisches Rechnen

61 Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 131
62 Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 136
Molares Volumen der Gase *136* Berechnungen zu chemischen Reaktionen mit Hilfe des molaren Volumens *138* Molares Volumen, molare Masse und Dichte *139*
63 Wiederholung und Übung 141

Seite

Systematisierung

64 Stoffe 143
Einteilung der Stoffe *143* Bau der Stoffe *144* Chemische Bindung *145*
65 Chemische Reaktionen 147
66 Chemische Zeichensprache 148

Kohlenwasserstoffe

67 Organische Verbindungen 151
68 Entwicklung der organischen Chemie 152
69 Methan 154
70 Homologe Reihe der Alkane 156
71 Isomerie 158
72 Substitution 162
73 Äthen (Äthylen) 164
74 Eliminierung und Addition 165
75 Polyäthylen – Polymerisation 167
76 Homologe Reihe der Alkene 168
77 Homologe Reihe der Alkine 169
78 Äthin (Azetylen) 170
79 Technische Herstellung von Kalziumkarbid 172
80 Polyvinylchlorid 174
81 Benzol 176
Struktur *176* Eigenschaften *177*
82 Toluol, Styrol, Polystyrol 178
83 Vergleichende Betrachtung der Kohlenwasserstoffe 180
84 Aufarbeitung des Erdöls durch Destillation 182
85 Herstellung von Petrolchemikalien 186
Kracken *186* Herstellung von Synthesegas *189*
86 Perspektiven der Erdölchemie in der Deutschen Demokratischen Republik 189
87 Wiederholung und Übung 191

Anhang: Schülerexperimente 193
Register 203

Erläuterungen

1 *Lehrbuchabschnitte.* Das Buch ist in 87 Abschnitte gegliedert, von denen jeder inhaltlich einen abgeschlossenen Gedankengang darstellt. Diese Abschnitte sind fortlaufend numeriert.

Tabellen und Abbildungen im Text sind fortlaufend numeriert.

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

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

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

▶ *Zusammenfassungen und Merkstoff*

■ *Beispiele* zur Erläuterung des Textes

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

Atom und Ion

Atom 1

Alle Stoffe sind aus Teilchen aufgebaut. Eine Art dieser Teilchen sind die Atome. Ihre Existenz ist in Untersuchungen nachgewiesen worden (Abb. 1). Jedes Atom hat eine Masse, die (absolute) **Atommasse**. Sie ist außerordentlich klein. Deshalb ist für Berechnungen die **relative Atommasse** eingeführt worden. Sie ist der Quotient aus der (absoluten) Atommasse eines Elements und einem Zwölftel der (absoluten) Atommasse des Elements Kohlenstoff.

Jedes Atom besteht aus dem Atomkern, der elektrisch positiv geladene **Protonen** enthält, und der Atomhülle, in der sich elektrisch negativ geladene **Elektronen** aufhalten. Die Anzahl der Protonen und die Anzahl der Elektronen eines Atoms ist stets gleich. Der Betrag der elektrischen Ladung eines Protons und eines Elektrons ist gleich. Die beiden Teilchen sind entgegengesetzt geladen. Ihre Wirkungen heben sich nach außen hin auf. Das Atom ist also elektrisch neutral.

Der Durchmesser eines Atoms kann annähernd bestimmt werden und wird mit etwa 0,000 000 01 cm angegeben. Er ist etwa 10 000mal so groß wie der seines Kerns. Denkt man sich ein Atom um so viel vergrößert, daß sein Durchmesser 30 m beträgt, so hätte sein Kern einen Durchmesser von 0,003 m = 3 mm. Diese Abmessungen haben

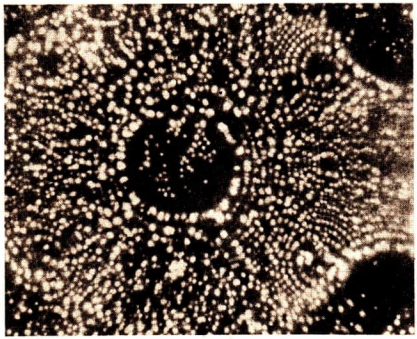


Abb. 1 Die Atome können mit dem Feldionenmikroskop sichtbar gemacht werden.

etwa die Kugel des Berliner Fernsehturms und ein sich in ihrem Mittelpunkt befindlicher Zündholzkopf. Die Elektronen haben eine wesentlich kleinere Masse als der Atomkern, so daß fast die gesamte Masse des Atoms im Atomkern konzentriert ist.

▶ **Die Atome aller Elemente sind aus dem Atomkern und der Atomhülle aufgebaut. In einem Atom ist die Anzahl der Protonen gleich der Anzahl der Elektronen.** ① ② ③ ④ ⑤

Atomkern 2

Im Atomkern befinden sich verschiedene Bausteine. Einer dieser Bausteine ist das **Proton**[1].
Es hat annähernd dieselbe Masse wie das Wasserstoffatom. Die relative Masse des Protons ist rund 1. Es hat die elektrische Ladung +1. Mit der Anzahl der Protonen im Atomkern ist die Anzahl seiner positiven elektrischen Ladungen bestimmt. Sie ist gleich der **Kernladungszahl** des entsprechenden Elements.

■ Das Kohlenstoffatom hat 6 Protonen im Atomkern. Die Kernladungszahl des Elements Kohlenstoff ist folglich 6. ⑥

▶ **Anzahl der Protonen = Kernladungszahl**

Außer den Protonen enthält der Atomkern noch weitere Bausteine, die **Neutronen**[2]. Das Neutron hat wie das Proton ungefähr die relative Masse 1. Es ist aber ohne elektrische Ladung.
Addiert man die gerundeten relativen Massen aller Protonen und Neutronen einer Atomart, so erhält man die auf eine ganze Zahl gerundete relative Masse dieser Atomart, die man als **Massenzahl** bezeichnet. Die Summe aller Protonen und Neutronen einer Atomart ist gleich deren Massenzahl.

■ Der Atomkern des Heliums besteht aus 2 Protonen und 2 Neutronen. Die Massenzahl der Heliumatome ist 4. Die auf eine ganze Zahl gerundete relative Atommasse des Heliums beträgt also 4. ⑦

▶ **Anzahl der Protonen + Anzahl der Neutronen = Massenzahl**

Die Massenzahl und die Kernladungszahl eines Elements können am Symbol angegeben werden. Die Massenzahl steht vor dem Symbol links oben, die Kernladungszahl links unten. ⑧

■ $^{4}_{2}He$ $^{19}_{9}F$ $^{23}_{11}Na$

Alle Atome eines Elements besitzen dieselbe Anzahl Protonen. Die Anzahl der Neutronen kann aber verschieden sein (Tab. 1). Atome eines Elements mit gleicher Anzahl

[1] protos (griechisch) = der Erste
[2] neutrum (lateinisch) = keines von beiden

① **Welcher Zusammenhang besteht zwischen der (absoluten) Atommasse und der relativen Atommasse eines Elements?**

② a) Gib die relative Atommasse für Natrium, Aluminium und Phosphor an!
(↗ Tafelwerk, S. 41, 42)
b) Erläutere, was diese Zahlenwerte angeben!

③ Welcher Unterschied besteht zwischen der elektrischen Ladung eines Protons und der eines Elektrons?

④ Wie kommt es, daß die Atome eines Elements nach außen elektrisch neutral sind, obwohl sie aus elektrisch geladenen Teilchen aufgebaut sind?

⑤ Übertrage folgende Tabelle in dein Heft und ergänze!

Atome	Anzahl der Protonen	Anzahl der Elektronen
Wasserstoff	1	
Sauerstoff	8	
Magnesium		12
Stickstoff		7

⑥ Bestimme für die Elemente Wasserstoff, Sauerstoff und Chlor die Kernladungszahlen! (↗ Tafelwerk, S. 43)

⑦ Berechne für die Elemente Natrium, Aluminium und Phosphor die Massenzahlen! (Benutze Tabelle 1, S. 12!)

⑧ Erläutere folgende Angaben: $^{4}_{2}He$, $^{19}_{9}F$, $^{23}_{11}Na$!

⑨ Berechne für die Isotope des Wasserstoffs, Sauerstoffs und Chlors mit Hilfe von Tabelle 1 (↗ S. 12) die Massenzahlen!

Protonen und unterschiedlicher Anzahl Neutronen werden **Isotope**[1] genannt. Isotope eines Elements haben also auch unterschiedliche Massenzahlen. ⑨

■ Es gibt Kohlenstoffatome mit 6 Protonen und 6 Neutronen; ihre Massenzahl ist 12. Eine zweite Art Kohlenstoffatome hat 6 Protonen und 7 Neutronen; ihre Massenzahl ist 13. Diese beiden Isotope des Kohlenstoffs werden durch folgende Schreibweise gekennzeichnet.

$^{12}_{6}C$ und $^{13}_{6}C$

▶ **Isotope sind Atomarten eines Elements mit gleicher Anzahl Protonen, aber unterschiedlicher Anzahl Neutronen und damit unterschiedlicher Massenzahl.**

Bei Elementen mit nur einer Atomart ist die Massenzahl annähernd gleich der relativen Atommasse.

■ Natrium hat die Massenzahl 23, die relative Atommasse ist 22,989.

[1] isos (griechisch) = gleich; topos (griechisch) = Ort

Tabelle 1 Aufbau der Atomkerne bei den Elementen mit den Kernladungszahlen 1 bis 25

Element	Symbol	relative Atom-masse	Anzahl der Protonen = Kernladungs-zahl	Anzahl der Neutronen (nach abnehmenden prozentualen Anteilen geordnet)
Wasserstoff	H	1,008	1	0; 1
Helium	He	4,003	2	2
Lithium	Li	6,94	3	4; 3
Beryllium	Be	9,01	4	5
Bor	B	10,81	5	6; 5
Kohlenstoff	C	12,01	6	6; 7
Stickstoff	N	14,007	7	7; 8
Sauerstoff	O	15,999	8	8; 10; 9
Fluor	F	18,998	9	10
Neon	Ne	20,18	10	10; 12; 11
Natrium	Na	22,989	11	12
Magnesium	Mg	24,31	12	12; 13; 14
Aluminium	Al	26,98	13	14
Silizium	Si	28,09	14	14; 15; 16
Phosphor	P	30,97	15	16
Schwefel	S	32,06	16	16; 18; 17
Chlor	Cl	35,45	17	18; 20
Argon	Ar	39,95	18	22; 18; 20
Kalium	K	39,10	19	20; 22
Kalzium	Ca	40,08	20	20; 24; 22; 28; 23
Skandium	Sc	44,96	21	24
Titan	Ti	47,90	22	26; 24; 25; 27; 28
Vanadin	V	50,94	23	28; 27
Chrom	Cr	51,996	24	28; 29; 26; 30
Mangan	Mn	54,94	25	30

Die meisten Elemente bestehen jedoch aus mehreren Isotopen. Hier bestimmen die prozentualen Anteile dieser Isotope die relative Atommasse der Elemente.

Chlor besteht zu rund 75% aus dem Isotop $^{35}_{17}Cl$ und zu etwa 25% aus dem Isotop $^{37}_{17}Cl$.

Die relative Atommasse des Chlors ist demnach rund

$0{,}75 \cdot 35 + 0{,}25 \cdot 37 = 26{,}25 + 9{,}25 = 35{,}5.$

Elemente mit mehreren Isotopen haben meist keine ganzzahligen Atommassen. ① ② Mit der Einführung des Isotopenbegriffs ist auch eine exaktere Fassung des Begriffs der relativen Atommasse möglich.
Die relative Atommasse eines Elements ist der Quotient aus der Masse eines Atoms des Elements und dem 12. Teil der Masse des Kohlenstoffisotops $^{12}_{6}C$. Die relative Atommasse gibt demnach an, wievielmal so groß die Masse eines Atoms eines Elements wie der 12. Teil der Masse des Kohlenstoffisotops $^{12}_{6}C$ ist. ③

① Gib die Schreibweise für die Isotope des Wasserstoffs, Sauerstoffs und des Chlors an!

② Worauf ist der nicht ganzzahlige Wert 24,31 für die relative Atommasse des Magnesiums zurückzuführen? ($^{24}_{12}$Mg 78,7%; $^{25}_{12}$Mg 10,1%; $^{26}_{12}$Mg 11,2%)

③ Gib die allgemeine Formel für die Berechnung der relativen Atommassen von Elementen an!

④ Übertrage folgende Tabelle in dein Heft und ergänze sie!

Isotope	Anzahl der Protonen im Atomkern	Kernladungszahl des Elements	Anzahl der Elektronen in der Atomhülle
Sauerstoff $^{16}_{8}$O	8		
Sauerstoff $^{17}_{8}$O			
Sauerstoff $^{18}_{8}$O			
Schwefel $^{32}_{16}$S		16	
Schwefel $^{34}_{16}$S			16
Magnesium			12
Chlor		17	

⑤ Kann aus der Anzahl der Elektronen in den Atomen auch die Massenzahl des entsprechenden Elements bestimmt werden? Begründe deine Meinung!

Atomhülle 3

In der Atomhülle halten sich die elektrisch negativ geladenen Elektronen auf. Im Vergleich zum Proton hat das Elektron (e^-) eine sehr kleine Masse, die etwa $\frac{1}{1800}$ der Masse des Protons beträgt. Nahezu die gesamte Masse des Atoms ist demnach im Atomkern konzentriert.
Jedes Element ist durch eine bestimmte Anzahl von Protonen im Atomkern und damit durch die Kernladungszahl gekennzeichnet, die auch gleich der Anzahl der Elektronen ist. ④ ⑤

▶ **Anzahl der Protonen = Kernladungszahl = Anzahl der Elektronen**
Das Elektron besitzt angenähert $\frac{1}{1800}$ der Masse eines Protons und hat die elektrische Ladung −1.

Die Elektronen bewegen sich mit außerordentlich großer Geschwindigkeit im Raum um den Atomkern, in der Atomhülle. Der Aufenthaltsraum der Elektronen läßt sich am Beispiel des Wasserstoffatoms veranschaulichen. Dazu soll ein vereinfachendes Modell dienen.

Im Wasserstoffatom bewegt sich mit großer Geschwindigkeit ein Elektron um den Atomkern. Wenn man sich vorstellt, ein Schnitt durch das Atom könnte in sehr kleinen Zeitabständen fotografiert werden, dann würde man erkennen, daß das Elektron bei den einzelnen Fotos unterschiedlich weit vom Atomkern entfernt ist (Abb. 2, 3, 4, S. 14).

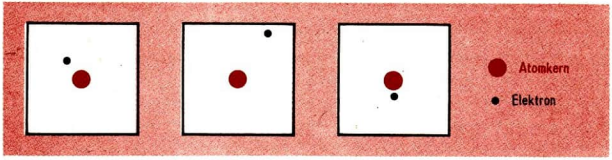


Abb. 2, 3, 4 Gedachte Einzelaufnahmen von Atomkern und Elektron beim Wasserstoffatom

Würde man dann alle Einzelfotos übereinanderkopieren, so erhielte man ein kreisförmiges Gesamtbild. Dieses Gesamtbild ist als Querschnitt einer Kugel aufzufassen, in deren Mittelpunkt sich der Atomkern befindet. Diese Kugel ist nach außen hin nicht scharf begrenzt (Abb. 5). Sie enthält um den Atomkern den Raum, in dem das Elektron mit größter Wahrscheinlichkeit anzutreffen ist. Man spricht von dem **Raum größter Aufenthaltswahrscheinlichkeit** des Elektrons. Dieser kugelschalenförmige Raum um den Atomkern kann in der Ebene vereinfacht als Kreis dargestellt werden (Abb. 6).



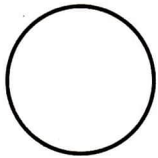


Abb. 5 Der Aufenthaltsraum des Elektrons beim Wasserstoffatom ist kugelförmig.
Abb. 6 Der Aufenthaltsraum des Elektrons beim Wasserstoffatom wird in der Ebene vereinfacht als Kreis dargestellt.

Dem Aufenthaltsraum des Elektrons entspricht seine **Energie**. Wenn ein Elektron aus der Atomhülle entfernt werden soll, muß Energie zugeführt werden, damit die elektrische Anziehung durch den Atomkern überwunden wird. Wird das Wasserstoffatom aus dem abgetrennten Elektron und dem Atomkern dagegen wieder aufgebaut, so wird derselbe Energiebetrag frei, der vorher zugeführt werden mußte. Das Elektron des Wasserstoffatoms kann nur Energie bis zu einem bestimmten Betrag aufnehmen und wieder abgeben (Abb. 7).
Bei Atomen mit mehr als 2 Elektronen haben nicht alle Elektronen die gleiche Energie. Elektronen mit gleicher beziehungsweise annähernd gleicher Energie werden einem **Energieniveau** zugeordnet. Bei den Atomen der bisher bekannten Elemente unterscheidet man 7 Energieniveaus. Diese Energieniveaus können in einem **Energieniveauschema** dargestellt werden (Abb. 8). Hierbei handelt es sich ebenfalls um eine Modellvorstellung. Das Elektron des Wasserstoffatoms wird dem 1. Energieniveau des Energieniveauschemas zugeordnet, sofern es keine Energie aufgenommen hat (Abb. 9). ①

① Erkläre, was unter dem Begriff Energie zu verstehen ist!

② a) Beschreibe das Modell von der Atomhülle des Berylliumatoms!
b) Zeichne das Energieniveauschema der Atomhülle des Berylliumatoms!



Abb. 7 Beim Entfernen des Elektrons aus der Atomhülle des Wasserstoffatoms nimmt dieses Energie auf. Bei dessen Einbau in die Atomhülle gibt es Energie ab.

Das Modell des Wasserstoffatoms zeigt, daß sich das Elektron mit größter Wahrscheinlichkeit in dem kugelschalenförmigen Raum um den Atomkern aufhält. Diesem Aufenthaltsraum des Elektrons entspricht seine Energie. Das Elektron befindet sich im 1. Energieniveau, das modellhaft im Energieniveauschema dargestellt wird.

Beide für die Atomhülle des Wasserstoffs entwickelten Modellvorstellungen können grundsätzlich auch auf Atome anderer Elemente übertragen werden.
Das Heliumatom besitzt 2 Elektronen in der Atomhülle. Wie beim Wasserstoffatom ist der Raum der größten Aufenthaltswahrscheinlichkeit der beiden Elektronen kugelschalenförmig und hat den gleichen Abstand vom Atomkern. Da diese 2 Elektronen die gleiche Energie haben, werden sie beide dem 1. Energieniveau des Energieniveauschemas zugeordnet (Abb. 10). ②

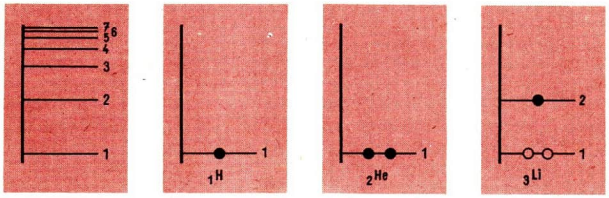


Abb. 8 Mögliche Energieniveaus der Elektronen in der Atomhülle (Energieniveauschema)
Abb. 9, 10, 11 Energieniveauschemas der Atomhüllen des Wasserstoff-, Helium- und Lithiumatoms

Das Lithiumatom besitzt 3 Elektronen in der Atomhülle. Für 2 Elektronen ist der Raum ihrer größten Aufenthaltswahrscheinlichkeit ebenso wie beim Helium gestaltet. Dagegen ist das 3. Elektron in einem größeren kugelschalenförmigen Raum am häufigsten anzutreffen. Im Vergleich zu den 2 Elektronen gleicher Energie hat das 3. Elektron eine höhere Energie. Deshalb sind 2 Elektronen des Lithiumatoms dem 1. Energieniveau und das 3. Elektron dem 2. Energieniveau zugeordnet (Abb. 11, S. 15).
Bei den Atomen der Elemente mit 5 und mehr Elektronen bilden diese neben kugelschalenförmigen Räumen größter Aufenthaltswahrscheinlichkeiten auch Räume anderer geometrischer Form aus. Dem Aufenthalt der Elektronen in diesen Räumen entspricht stets eine bestimmte Energie der Elektronen.

Die Räume größter Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen mit gleicher beziehungsweise annähernd gleicher Energie und die ihnen entsprechenden Energieniveaus werden als Elektronenschalen oder Schalen der Atomhülle bezeichnet.

Den Energieniveaus 1, 2 bis 7 entsprechen die 1., 2. bis 7. Schale, die auch als K-, L- bis Q-Schale bezeichnet werden (Tab. 2). Jede Schale kann nur eine begrenzte Anzahl Elektronen aufnehmen. In die 1. Schale können höchstens 2, in die 2. Schale nicht mehr als 8 Elektronen aufgenommen werden. Allgemein gilt, daß die n-te Schale $2 \cdot n^2$ Elektronen aufnehmen kann (Tab. 2). ① ② ③ ④

Tabelle 2 Höchste Aufnahmefähigkeit von Energieniveaus beziehungsweise Elektronenschalen an Elektronen

Energieniveaus	Bezeichnung der Elektronenschalen	Höchstzahl der aufnehmbaren Elektronen: $2n^2$
1	1. oder K-Schale	$n = 1 \quad 2 \cdot 1^2 = 2$
2	2. oder L-Schale	$n = 2 \quad 2 \cdot 2^2 = 8$
3	3. oder M-Schale	$n = 3 \quad 2 \cdot 3^2 = 18$
4	4. oder N-Schale	$n = 4 \quad 2 \cdot 4^2 = 32$
.	.	.
.	.	.
.	.	.

Die äußerste von Elektronen gebildete Schale eines Atoms heißt **Außenschale.** Die Elektronen dieser Außenschale nennt man **Außenelektronen.** ⑤
Die Außenelektronen der Atome haben bei chemischen Reaktionen besondere Bedeutung und werden bei der **Elektronenschreibweise** symbolhaft hervorgehoben. Dabei werden der Atomkern und die Atomhülle ohne die Außenschale durch das Symbol des Elements gekennzeichnet. Die Anzahl der Außenelektronen gibt man durch eine entsprechende Anzahl der Punkte an, die um das Symbol angeordnet werden. Bis zu 4 Außenelektronen sind als Einzelpunkte am Symbol zu markieren. Jedes weitere Außenelektron wird mit einem der schon vorhandenen Außenelektronen zusammengefaßt, so daß an dieser Stelle dann zwei Punkte geschrieben werden (Tab. 3). ⑥

① Errechne die höchstmögliche Elektronenbesetzung der P- und der Q-Schale!

② Zeichne und erkläre die Energieniveauschemas für die Atomhüllen des Phosphoratoms und des Kalziumatoms!

③ Erläutere den Zusammenhang zwischen der Energie eines Elektrons, dem gleichen Energieniveau verschiedener Elektronen und den Elektronenschalen!

④ Welche Elektronenschalen der Argon- und Kaliumatome sind höchstmöglich besetzt?

⑤ a) Welche Schale ist bei den Atomen von Wasserstoff, Stickstoff und Aluminium die Außenschale?
b) Wieviel Außenelektronen besitzen die unter a) genannten Atome der Elemente?

⑥ Stelle die Elemente mit den Kernladungszahlen 11 bis 18 in Elektronenschreibweise nach Tabelle 3 dar!

⑦ Welche Atome besitzen von den Elementen mit den Kernladungszahlen 1 bis 20 a) eine mit Elektronen höchstmöglich besetzte Außenschale, b) Achterschalen, c) eine Achterschale als Außenschale?

Tabelle 3 Elemente mit den Kernladungszahlen 3 bis 10 in Elektronenschreibweise

Symbol	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Anzahl der Außenelektronen	1	2	3	4	5	6	7	8
Elektronenschreibweise	$\cdot\mathrm{Li}$	$\cdot\mathrm{Be}\cdot$	$\cdot\dot{\mathrm{B}}\cdot$	$\cdot\dot{\underset{\cdot}{\mathrm{C}}}\cdot$	$:\dot{\underset{\cdot}{\mathrm{N}}}\cdot$	$:\dot{\underset{\cdot}{\mathrm{O}}}:$	$:\ddot{\underset{\cdot}{\mathrm{F}}}:$	$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Ne}}}:$

Bei der Elektronenschreibweise werden die Aussagen über die Bedeutung der Symbole der Elemente um Angaben über die Anzahl der Außenelektronen der Atome erweitert.

Elektronenschalen, die aus der höchstmöglichen Anzahl Elektronen aufgebaut sind, sind stabiler als unvollständig besetzte Schalen. Besonders stabil sind auch solche Außenschalen, die aus 8 Elektronen gebildet werden. Man spricht von einer stabilen Elektronenanordnung. Es bedarf bestimmter Energiebeträge, um ein Elektron aus einer solchen Schale zu entfernen. Elektronenschalen, die aus 8 Elektronen gebildet werden, bezeichnet man als **Achterschalen**. Alle unvollständig besetzten Schalen, die weniger als 8 Elektronen enthalten, sind weniger stabil. ⑦

Die Elektronenschalen werden mit den Zahlen 1 bis 7 oder den Buchstaben K, L, M, N, O, P und Q benannt. Die *n*-te Schale kann höchstens $2 \cdot n^2$ Elektronen aufnehmen und ist dann stabil. Ebenso sind auch Elektronenschalen mit 8 Außenelektronen, sogenannte Achterschalen, stabil.

Zur Kennzeichnung des Baus der außerordentlich kleinen, der Beobachtung nicht direkt zugänglichen Atome bedient sich die moderne Naturwissenschaft der Atom-

modelle. Diese Modelle geben das in der Natur existierende Atom in ausgewählten, wesentlichen Eigenschaften vereinfacht wieder. Sie dürfen also nicht mit der Wirklichkeit gleichgesetzt werden. Diese Modelle berücksichtigen einmal die sehr komplizierte Bewegung und den Aufenthaltsraum der Elektronen, zum anderen die Energieverhältnisse in der Atomhülle. Mit Hilfe von Experimenten und der Atommodelle ist es möglich, neue Erkenntnisse über die Atome zu gewinnen. ①

Anordnung der Elektronen in den Elektronenschalen der Atome 4

Die Atome der verschiedenen Elemente unterscheiden sich im Bau ihres Kerns und ihrer Hülle. Für jedes Atom sind die Anzahl der Protonen und die Anzahl der Elektronen charakteristisch. Die Anzahl der Protonen bestimmt die Kernladungszahl des jeweiligen Elements. Werden die Elemente nach steigender Kernladungszahl geordnet, so findet man bei den Atomen eines bestimmten Elements stets ein Proton und ein Elektron mehr als bei denen des voranstehenden Elements. Das jeweils hinzukommende Elektron gehört entsprechend seiner Energie gesetzmäßig zu einer bestimmten Elektronenschale. Einer solchen Betrachtungsweise liegt die Ordnung der Elemente nach der Kernladungszahl zugrunde, wie sie aus der Übersicht am Anfang des Buches hervorgeht.

Das Wasserstoffatom mit der Kernladungszahl 1 besitzt 1 Elektron, das sich entsprechend seiner Energie in der 1. Schale befindet und dem 1. Energieniveau zugeordnet wird (↗ Abb. 9, S. 15). Beim Heliumatom (Kernladungszahl 2) mit seinen 2 Elektronen ist die 1. Schale schon höchstmöglich besetzt (↗ Abb. 10, S. 15).

Vom Lithiumatom (Kernladungszahl 3) befinden sich 2 Elektronen entsprechend ihrer Energie in der 1. Schale, während das 3. Elektron mit höherer Energie dem 2. Energieniveau zugeordnet wird beziehungsweise die 2. Schale besetzt (↗ Abb. 11, S. 15). Bei den Atomen der Elemente mit den Kernladungszahlen 4 bis 10 treten bei steigender Kernladungszahl Elektronen mit annähernd gleicher Energie hinzu, die dem 2. Energieniveau zugeordnet werden und somit die 2. Schale besetzen. Beim Neonatom (Kernladungszahl 10) ist die 2. Schale eine Achterschale, die zugleich ihre höchstmögliche Aufnahmefähigkeit an Elektronen erreicht hat.

Das Natriumatom (Kernladungszahl 11) besitzt 11 Elektronen, von denen sich 2 Elektronen in der 1. Schale und 8 Elektronen in der 2. Schale befinden. Das 11. Elektron wird entsprechend seiner höheren Energie dem 3. Energieniveau zugeordnet und befindet sich in der 3. Schale. Bei den Atomen der Elemente mit den Kernladungszahlen 12 bis 18 treten wiederum Elektronen mit annähernd gleicher Energie hinzu, die dem 3. Energieniveau zugeordnet werden und die 3. Schale besetzen. Beim Argonatom (Kernladungszahl 18) ist die 3. Schale eine Achterschale, die allerdings ihre höchstmögliche Aufnahmefähigkeit noch nicht erreicht hat.

Das Kaliumatom (Kernladungszahl 19) besitzt 19 Elektronen, von denen 2 Elektronen die 1. Schale, 8 Elektronen die 2. Schale und 8 Elektronen die 3. Schale bilden. Das 19. Elektron befindet sich nicht, wie man vermuten könnte, in der 3. noch nicht höchstmöglich besetzten Schale, sondern wird entsprechend seiner Energie dem 4. Energie-

① Nenne wesentliche Merkmale des Baus der Atomhülle, die in Atommodellen erfaßt werden!

② Stelle Gemeinsames und Unterschiedliches im Bau der Hülle der Atome von Elementen mit den Kernladungszahlen a) 6, 7 und 8, b) 2, 10 und 18 und c) 3, 11 und 19 fest!

③ Bestimme für die Atome der Elemente mit den Kernladungszahlen 11, 19 und 20 die Anzahl der Außenelektronen!

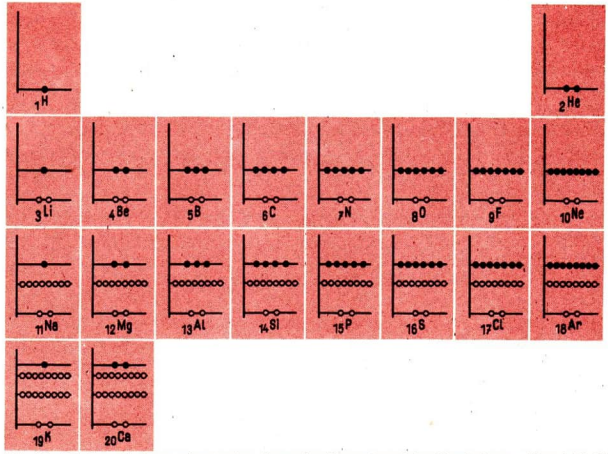


Abb. 12 Die Energieniveauschemas der Atome der Elemente mit den Kernladungszahlen 1 bis 20 sind nach der Anzahl der Außenelektronen und nach der Anzahl der Schalen geordnet.

niveau zugeordnet. Es befindet sich in der 4. Schale. Beim Kalziumatom befinden sich 2 Elektronen in der 4. Schale. ② ③

Abbildung 12 zeigt die Energieniveauschemas der Atome der Elemente mit den Kernladungszahlen 1 bis 20, die nach steigender Kernladungszahl und der Besetzung der Elektronenschalen mit Elektronen geordnet sind.

▶ **Bei den Atomen der Elemente mit den Kernladungszahlen 1 bis 20 wird mit steigender Kernladungszahl entsprechend der Energie der Elektronen zunächst die 1. und dann die 2. Schale bis zur höchstmöglichen Besetzung und schließlich die 3. Schale bis zur Achterschale mit Elektronen aufgebaut. Danach erfolgt der Aufbau der 4. Schale bis zu 2 Außenelektronen, obwohl die 3. Schale mit Elektronen noch nicht höchstmöglich besetzt ist.**

Bei den Atomen der Elemente mit den Kernladungszahlen 21 bis 30 besetzen die neu hinzutretenden Elektronen nicht die 4. Schale, sondern bauen die 3. Schale bis zu ihrer höchstmöglichen Besetzung von 18 Elektronen auf, die beim Zinkatom (Kernladungszahl 30) erreicht wird. Die Atome dieser Elemente haben alle auf der 4. Schale, ihrer Außenschale, 2 Elektronen. Vom Galliumatom (Kernladungszahl 31) an besetzen die mit steigender Kernladungszahl neu hinzukommenden Elektronen nun die 4. Schale, bis schließlich beim Kryptonatom (Kernladungszahl 36) eine Achterschale aufgebaut ist. Der Aufbau der Atomhülle der weiteren Elemente wird durch die Gesetzmäßigkeiten bestimmt, die bei den Elementen mit den Kernladungszahlen 1 bis 20 und bei den Elementen mit den Kernladungszahlen 21 bis 30 auftreten (↗ Übersicht am Anfang des Buches).

Der Aufbau der Atomhülle wird durch die Anzahl der Elektronen und deren Energie bestimmt. Die Atome der einzelnen Elemente unterscheiden sich gesetzmäßig im Aufbau ihrer Hülle und sind durch eine bestimmte Anzahl Elektronenschalen gekennzeichnet. ① ②

Die uns umgebende Natur stellt ein einheitliches stoffliches Ganzes dar. Die bisher entdeckten 104 verschiedenen Elemente bestehen aus Atomen, deren einheitliche Bausteine vor allem Protonen und Neutronen sowie Elektronen sind. Die unterschiedlichen Eigenschaften dieser Elemente werden wesentlich durch die Anzahl dieser Bausteine im Atom bedingt.

Entwicklung der Erkenntnisse über den Atombau 5

Für die großen Fortschritte in der Erforschung der Natur sind die wachsenden Erkenntnisse über den Bau der Atome ein überzeugender Beweis. Bereits vor mehr als 2000 Jahren vertraten zwei griechische Naturphilosophen, *Leukipp* und *Demokrit*, die Lehre, daß die Stoffe aus kleinsten, unteilbaren Teilchen bestehen. Diese Auffassung wirkte bis ins 19. Jahrhundert. ③



Abb. 13 *John Dalton* (1766 bis 1844)

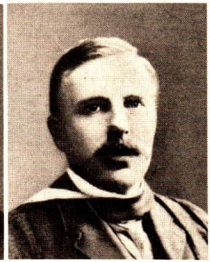


Abb. 14 *Ernest Rutherford* (1871 bis 1937)



Abb. 15 *Niels Bohr* (1885 bis 1962)

① Nenne Namen, Symbole und Kernladungszahlen aller Atome der Elemente mit den Kernladungszahlen 1 bis 36, die als Außenschale eine Außenschale mit höchstmöglicher Elektronenbesetzung oder eine Achterschale haben! (Benutze die Übersicht am Anfang des Buches!)

② Ermittle die Atome der Elemente mit den Kernladungszahlen 1 bis 30, die zwei Elektronen in der Außenschale besitzen, ohne daß die nächstinnere Schale schon voll besetzt ist! (Benutze die Übersicht am Anfang des Buches!)

③ Wiederhole, was dir über die Ansichten *Leukipps* und *Demokrits* vom Atom bekannt ist!

④ Vergleiche die Vorstellungen *Daltons* und *Rutherfords* über den Atombau!

Der englische Naturforscher *John Dalton* (Abb. 13) leitete zu Anfang des 19. Jahrhunderts einen neuen Abschnitt in der Geschichte der Chemie ein. Seine Atomhypothese[1] besagt, daß jedes Element aus gleichen, kleinsten Teilchen, den Atomen, aufgebaut ist. *Dalton* erklärte zum Beispiel das experimentell abgeleitete Gesetz von der Erhaltung der Masse mit Hilfe seiner Hypothese. Die Meinung *Daltons*, daß die Atome gleichmäßig von Stoff erfüllte Kugeln seien, wurde allerdings durch spätere Experimente widerlegt.

Auf den englischen Physiker *Ernest Rutherford* (Abb. 14) gehen die ersten grundlegenden Erkenntnisse über den Aufbau der Atome zurück. Er entwickelte auf Grund der im Jahre 1911 durchgeführten Experimente und unter Auswertung der Ende des 19. Jahrhunderts erfolgten Entdeckung des Elektrons ein Modell vom Atom (Abb. 16):
Das Atom setzt sich aus Kern und Hülle zusammen. Wie die Sonne von den Planeten, so wird nach seiner Vorstellung der Kern von den Elektronen umkreist. Es wurde von einem „Planetenmodell" gesprochen. ④

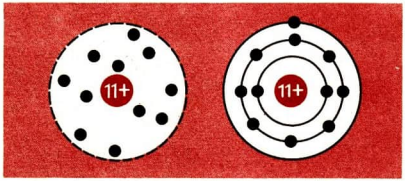


Abb. 16
Rutherfords Atommodell für das Natriumatom
Abb. 17
Rutherford-Bohrsches Atommodell für das Natriumatom

Der dänische Physiker *Niels Bohr* (Abb. 15) vervollkommnete zwei Jahre später das *Rutherfords*che Modell vom Atom. Danach haben die Elektronen eine bestimmte Energie und können sich deshalb in der Atomhülle nur auf entsprechenden Bahnen bewegen (Abb. 17). Damit waren erste Vorstellungen über den Bau der Atomhülle entstanden.
Wichtige Forschungsergebnisse bestätigten, widerlegten oder erweiterten in den folgenden Jahren die ausgearbeiteten Modellvorstellungen. So gelang es *Rutherford* 1919 erstmals, aus Atomkernen des Stickstoffs Protonen abzuspalten. Der englische Physiker *James Chadwick* entdeckte 1932 die Neutronen.

[1] hypothesis (griechisch) = Annahme

Das in diesem Lehrbuch behandelte, stark vereinfachte Atommodell stützt sich im wesentlichen auf die Arbeiten der deutschen Atomphysiker *Werner Heisenberg* und *Max Born*. Sie wiesen nach, daß sich die Elektronen im Atom nicht auf Bahnen bewegen. Der Aufenthalt der Elektronen in der Atomhülle wird mit mathematischen Methoden erfaßt. Dieses Modell entspricht den neuen experimentellen Befunden und gesicherten theoretischen Erkenntnissen besser als das veraltete *Rutherford-Bohr*sche Atommodell. ①

Die Entwicklung der Atomforschung ist ein historischer Prozeß, in dem bisher bedeutende Erkenntnisse durch mehrere Generationen von Chemikern, Physikern, Mathematikern und anderen Wissenschaftlern vieler Nationen erarbeitet wurden. Sie ist keineswegs abgeschlossen. Gegenwärtig sind große Kollektive von Naturwissenschaftlern in internationalen Forschungszentren tätig, um die komplizierten, vielfältigen Aufgaben der Atomforschung in Gemeinschaftsarbeit zu lösen. Sie arbeiten mit modernen, großen Apparaten und in Anlagen, die das Ausmaß von Industriebetrieben haben. Das Vereinigte Kernforschungsinstitut der sozialistischen Länder in Dubna bei Moskau zählt zu den bedeutendsten Forschungsstätten dieser Art (Abb. 18).

Gerade bei der Erforschung des Atombaus wird das Wesen der naturwissenschaftlichen Arbeit deutlich: Auf der Grundlage vorliegender Untersuchungsergebnisse wird eine Hypothese, eine wissenschaftlich begründete Vermutung, aufgestellt. Der Nachweis ihrer Richtigkeit kann zunächst noch nicht erbracht werden. Er soll durch gezielt durchgeführte, neue Beobachtungen und Experimente erfolgen. Sie müssen gedeutet und verallgemeinert werden. Da der Bau der Atome durch Beobachtung nicht unmittelbar erfaßt werden kann, werden Modelle ausgearbeitet. Sie sind Arbeitsmittel jeder modernen Wissenschaft. Stimmen sie mit den neuen experimentellen Befunden nicht mehr überein, müssen sie durch verbesserte Modelle ersetzt werden. Mit der weiteren Absicherung der Hypothese durch umfangreiches Tatsachenmaterial wird sie schließlich zum Gesetz und zur wissenschaftlichen Theorie ausgebaut.

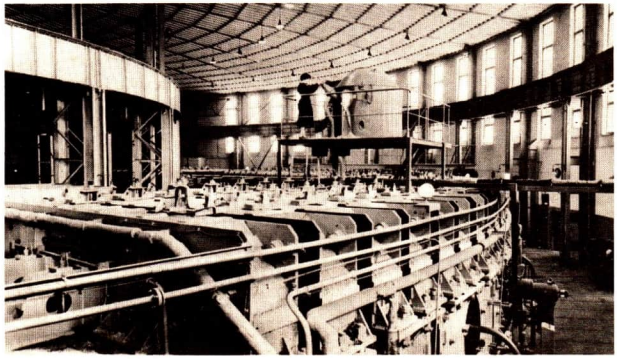


Abb. 18 Vereinigtes Kernforschungsinstitut Dubna

① Belege, daß die Atommodelle eine ständige Weiterentwicklung erfuhren!

② An welchen Plätzen am Symbol eines Elements werden die Massenzahl, die Kernladungszahl, die Ionenladung angegeben?

Ionenbildung 6

Die meisten Atome können bei chemischen Reaktionen durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen stabile Elektronenanordnungen ihrer Atomhüllen erreichen. Dabei entstehen elektrisch geladene Teilchen, die **Ionen**, da die Anzahl der Protonen im Atomkern erhalten bleibt. Je nachdem, ob Elektronen abgegeben oder aufgenommen werden, entstehen aus Atomen elektrisch positiv beziehungsweise negativ geladene Ionen der entsprechenden Elemente.

Positive Ionen

Beim Natriumatom sind mit 11 elektrisch positiv geladenen Protonen im Kern und 11 elektrisch negativ geladenen Elektronen in der Hülle die Ladungen im Atom ausgeglichen, so daß das Atom nach außen hin elektrisch neutral ist.
Von den 11 Elektronen befindet sich ein Elektron in der 3. Schale, der Außenschale. Dieses Außenelektron kann bei chemischen Reaktionen an andere Atome abgegeben werden. Das dabei entstehende Teilchen hat 11 elektrisch positiv geladene Protonen im Kern, aber nur noch 10 elektrisch negativ geladene Elektronen in der Hülle. Zwei Elektronen bilden die 1. Schale und 8 Elektronen die 2. Schale, eine stabile Achterschale. Da die positive elektrische Ladung eines Protons nicht mehr durch ein elektrisch negativ geladenes Elektron ausgeglichen wird, entsteht ein **einfach positiv geladenes Natrium-Ion** (Abb. 19). Die Ionenladung eines Elements wird am Symbol des Elements rechts oben angegeben, zum Beispiel Na^+. ②

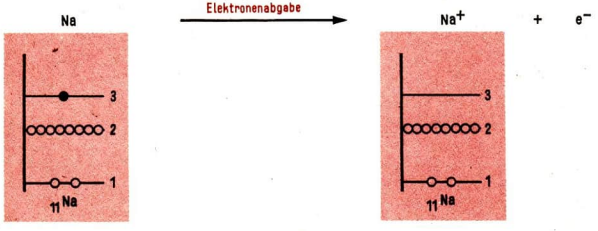


Abb. 19 Elektrisch positiv geladene Ionen werden durch Elektronenabgabe aus den entsprechenden Atomen gebildet.

■ Aus dem Magnesiumatom wird durch Abgabe seiner zwei Außenelektronen das zweifach positiv geladene Magnesium-Ion Mg^{2+} gebildet. ①

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

Atome, die wie das Natrium- und Magnesiumatom wenig Außenelektronen haben, geben diese bei chemischen Reaktionen leicht ab, bilden dabei eine stabile Elektronenanordnung und gehen in elektrisch positiv geladene Ionen über, die **Kationen** genannt werden. Die Anzahl der positiven elektrischen Ladungen des entstehenden Kations ist gleich der Anzahl der abgegebenen Außenelektronen. Kationen werden vor allem von Metallen gebildet.

▶ **Besonders Atome mit 1 bis 3 Außenelektronen können durch Abgabe ihrer Außenelektronen elektrisch positiv geladene Ionen, Kationen, bilden.**

Negative Ionen

Das elektrisch neutrale Chloratom hat 17 Protonen im Kern und 17 Elektronen in der Hülle. Davon sind 7 Elektronen in der 3. Schale, der Außenschale. Ein Elektron, das bei chemischen Reaktionen einem anderen Atom entzogen werden kann, muß noch aufgenommen werden, damit die Schale zur stabilen Achterschale aufgebaut wird. Das dabei entstehende Teilchen besitzt dann 17 elektrisch positiv geladene Protonen im Kern, aber 18 elektrisch negativ geladene Elektronen in der Hülle. Da die eine negative elektrische Ladung nicht ausgeglichen wird, entsteht ein **einfach negativ geladenes Chlorid-Ion** (Abb. 20). Das Chlorid-Ion wird durch Cl^- in der Zeichensprache wiedergegeben.

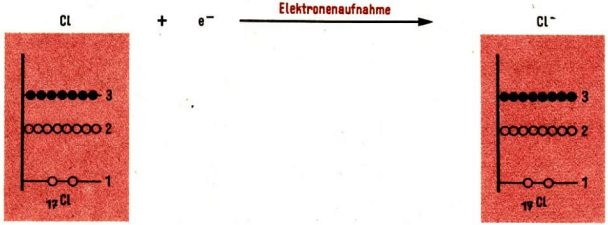


Abb. 20 Elektrisch negativ geladene Ionen werden durch Elektronenaufnahme aus den entsprechenden Atomen gebildet.

■ Das Schwefelatom kann zwei Elektronen aufnehmen. Dabei entsteht das zweifach negativ geladene Sulfid-Ion S^{2-}. ②③④

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

Dem Chlor- und Schwefelatom entsprechend nehmen Atome mit viel Außenelektronen noch weitere Elektronen auf. Die Außenschale wird zur stabilen Achterschale aufge-

① Zeichne Energieniveauschemas a) für das Magnesiumatom und das Magnesium-Ion, b) für das Lithiumatom und das Lithium-Ion und beschreibe den Übergang der jeweiligen Atome in die entsprechenden Ionen mittels der chemischen Zeichensprache!

② Zeichne Energieniveauschemas für die Bildung a) des Oxid-Ions und b) des Fluorid-Ions!

③ Vergleiche a) Natriumatom und Natrium-Ion sowie b) Chloratom und Chlorid-Ion im Bau ihrer Atomhüllen miteinander!

④ Bestimme a) für das Natrium- und Magnesiumatom, wieviel Elektronen abgegeben werden können und wieviel Elektronen dann verbleiben, b) für das Chlor- und Schwefelatom, wieviel Elektronen aufgenommen werden können und wieviel Elektronen dann insgesamt vorhanden sind!

⑤ Suche a) zum Magnesium- und Beryllium-Ion, b) zum Sulfid- und Oxid-Ion die Atome auf, die denselben Aufbau der Hülle haben!

⑥ a) Ermittle die Wertigkeiten der Elemente aus der Anzahl der elektrischen Ladungen folgender Ionen: Be^{2+}, F^- und Ca^{2+}!
b) Ermittle die Ladung der Ionen aus der Wertigkeit und dem Atombau des Kaliums K^I und des Kalziums Ca^{II}!

füllt. Dabei entstehen elektrisch negativ geladene Ionen, die als **Anionen** bezeichnet werden. Die Anzahl der negativen elektrischen Ladungen der entstehenden Anionen ist gleich der Anzahl der aufgenommenen Elektronen. Anionen werden vor allem von Nichtmetallen gebildet.

▶ **Aus Atomen mit 5 bis 7 Außenelektronen können durch Aufnahme weiterer Elektronen elektrisch negativ geladene Ionen, die Anionen, entstehen.**

Vergleich von Atom und Ion

Atom und Ion desselben Elements besitzen dieselbe Anzahl Protonen und damit dieselbe Kernladungszahl. Sie unterscheiden sich aber in der Anzahl der Elektronen. Da entscheidende Unterschiede in der Besetzung der Außenschale vorliegen, haben Atom und Ion desselben Elements verschiedene Eigenschaften.
Aber auch Teilchen, die einen gleichen Aufbau der Elektronenhülle haben, jedoch unterschiedliche Anzahlen von Protonen aufweisen, besitzen unterschiedliche Eigenschaften. Obwohl zum Beispiel Chlorid-Ion, Sulfid-Ion und Argonatom dieselbe Anzahl Elektronen besitzen, sind wegen ihrer unterschiedlichen Anzahl an Protonen die Eigenschaften verschieden. ⑤
Zwischen der Ionenladung und der (stöchiometrischen) Wertigkeit besteht ein Zusammenhang. Die Anzahl der elektrischen Ladungen des Ions stimmt mit der (stöchiometrischen) Wertigkeit des entsprechenden Elements überein (Tab. 4). Deshalb kann aus der Anzahl der elektrischen Ladungen der Ionen die Wertigkeit der entsprechenden Elemente ermittelt werden. Umgekehrt läßt sich aus der Wertigkeit der Elemente nur die Anzahl der elektrischen Ladungen der entsprechenden Ionen ermitteln, nicht aber die Art (positiv oder negativ) der elektrischen Ladungen. ⑥

Tabelle 4 Ionenladung und Wertigkeit einiger Elemente

Symbol der Elemente	Na	Mg	Al	S	Cl
Anzahl der elektrischen Ladungen der Ionen	1	2	3	2	1
Schreibweise der Ionen	Na^{+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	S^{2-}	Cl^{-}
Wertigkeit dieser Elemente	I	II	III	II	I
Angabe der Wertigkeit	Na^{I}	Mg^{II}	Al^{III}	S^{II}	Cl^{I}

Wiederholung und Übung 7

1. Kennzeichne die Bausteine der Atome und Ionen! Ordne sie Kern und Hülle zu!
2. Schreibe die symbolhafte Darstellung für die beiden Lithiumisotope auf!
3. Bestimme für die Atome mit 7, 15 und 33 Protonen
   a) die Gesamtanzahl der Elektronen und
   b) die Anzahl der Außenelektronen!
4. Gib die Kernladungszahlen der Elemente an, deren Atome höchstens vier Elektronenschalen haben!
5. Begründe die elektrische Ladung der elektrisch positiv und elektrisch negativ geladenen Ionen gegenüber den entsprechenden elektrisch neutralen Atomen!
6. Erläutere an Hand von Abbildung 12 (↗ S. 19) die jeweilige Elektronenbesetzung in dem Energieniveauschema des Berylliums, des Magnesiums und des Kalziums!
7. Zeichne die Energieniveauschemas für Atom und Ion des Aluminiums und begründe die Darstellung!
8. Ermittle, ob die Außenschalen der Atome des Neons, Argons und Kryptons mit jeweils 8 Außenelektronen höchstmöglich mit Elektronen besetzt sind!
9. Vergleiche die Außenschale 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. Erläutere die Grundsätze, nach denen die Elektronen der Atome der Elemente mit den Kernladungszahlen 28 bis 32 in den Schalen angeordnet sind! (Benutze die Übersicht am Anfang des Buches!)
11. Welche Vorstellungen *John Daltons* stimmen noch mit dem im Lehrbuch entwickelten Atommodell überein, welche sind mit diesem Atommodell korrigiert?
12. Erläutere die Bedeutung, die Experiment und Modell für die Erforschung des Atombaus haben!

Chemische Bindung

Elemente, die Moleküle bilden, und chemische Verbindungen, wie zum Beispiel Wasserstoff H_2, Chlor Cl_2, Wasser H_2O, Natriumchlorid NaCl und Magnesiumoxid MgO, besitzen unterschiedliche physikalische und chemische Eigenschaften. Um diese Eigenschaften näher erklären zu können, ist es neben der Kenntnis über den Atombau wichtig zu wissen, auf welche Art und Weise die Teilchen in diesen Stoffen zusammengehalten werden. Auf diese Frage gibt die Theorie der **chemischen Bindung** eine Antwort. Man unterscheidet drei ideale Grenzfälle: die Atombindung, die Ionenbeziehung und die Metallbindung. Zwischen diesen Grenzfällen gibt es eine Vielzahl von Übergangsformen der chemischen Bindung. In den meisten chemischen Verbindungen hat die Bindung einen solchen Übergangscharakter.

Atombindung 8

Wesen der Atombindung

Das Wasserstoffatom besitzt 1 Elektron, das sich in einem kugelförmigen Raum um den Atomkern aufhält. Nähern sich 2 Wasserstoffatome, so wird jeweils das Elektron des einen auch vom Kern des anderen angezogen. Die Räume größter Aufenthaltswahrscheinlichkeit der beiden Elektronen durchdringen einander. Es entsteht ein gemeinsamer Aufenthaltsraum beider Elektronen zwischen beiden Atomkernen und um sie herum (Abb. 21). Die elektrisch positiv geladenen Kerne der beiden Wasserstoffatome müßten sich auf Grund ihrer Ladung abstoßen. Bei einem bestimmten Abstand



Abb. 21 Ein Wasserstoffmolekül entsteht, wenn die Aufenthaltsräume der Elektronen beider Wasserstoffatome einander durchdringen.

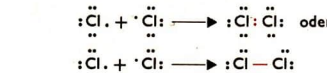
zwischen beiden Kernen werden aber diese Kräfte durch die negative Ladung der Elektronen gerade ausgeglichen, so daß beide Atome zu einem Teilchen, dem Molekül, verbunden sind. Die Energie eines Wasserstoffmoleküls ist geringer als die der beiden Wasserstoffatome zusammen, denn sowohl zur Vergrößerung als zur Verringerung des Abstandes zwischen den beiden Atomkernen müßte Energie zugeführt werden.
Im Wasserstoffmolekül gehören die 2 Elektronen beiden Wasserstoffatomen gemeinsam, das heißt, sie besitzen ein **gemeinsames Elektronenpaar**.

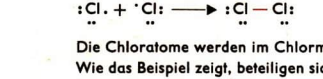
$H^{\cdot} + .H \longrightarrow H:H$

Dieses gemeinsame Elektronenpaar kann in der Elektronenschreibweise auch durch einen Strich dargestellt werden.

$H^{\cdot} + .H \longrightarrow H-H$

Jedes der so aneinander gebundenen 2 Wasserstoffatome hat mit 2 Elektronen eine stabile Elektronenanordnung. Diese Art der chemischen Bindung zwischen 2 Atomen heißt **Atombindung**. ① ② ③ ④
Das Chloratom hat 7 Außenelektronen. Verbinden sich 2 Chloratome zu einem Chlormolekül, dann durchdringen die Aufenthaltsräume der Elektronen beider Atome einander. Jedes Chloratom steuert 1 Elektron zum gemeinsamen Elektronenpaar bei und erreicht mit 8 Elektronen in der Außenschale eine stabile Elektronenanordnung. ⑤ ⑥





Die Chloratome werden im Chlormolekül durch die Atombindung zusammengehalten. Wie das Beispiel zeigt, beteiligen sich nur die Außenelektronen an der Atombindung.
Beim Stickstoffmolekül N_2 beruht die Atombindung auf 3 gemeinsamen Elektronenpaaren, die jedem der beiden Atome angehören.

$:N:::N:$ oder $:N \equiv N:$

Die Atombindung wird durch gemeinsame Elektronenpaare bewirkt. Durch die Wirkung der Außenelektronen entstehen Anziehungskräfte, die die Atome zusammenhalten. Gleichzeitig wird eine stabile Elektronenanordnung im Molekül erreicht.

Aufbau und Eigenschaften von Stoffen mit Atombindung

Im Wasserstoffmolekül bestehen zwischen den beiden Wasserstoffatomen große Anziehungskräfte, die das Molekül zusammenhalten. Zwischen den Molekülen hingegen treten bei Zimmertemperatur nur geringe Anziehungskräfte auf. Deshalb ist Wasserstoff bei Zimmertemperatur gasförmig. Auch Chlor und Stickstoff sind aus Molekülen aufgebaut. Das Chlor zum Beispiel hat auf Grund der geringen, zwischen seinen Molekülen auftretenden Anziehungskräfte eine ziemlich tiefe Siedetemperatur. Es ist deshalb leichtflüchtig.

① Erläutere die Begriffe Molekül und chemische Verbindung!

② Nenne stabile Elektronenanordnungen der Atome!

③ Beschreibe das Modell des Wasserstoffatoms!

④ a) Wodurch unterscheidet sich ein Wasserstoffmolekül von einem Heliumatom?
b) Welche Gemeinsamkeiten sind festzustellen?

⑤ Erläutere die Elektronenanordnung des Chloratoms und des Chlormoleküls!

⑥ Was bedeutet die in Elektronenschreibweise gegebene Darstellung $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Br}}—\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Br}}:$?

⑦ Welche Bedeutung hat die Siedetemperatur für den Aggregatzustand der Stoffe bei Zimmertemperatur?

⑧ Welche Beziehung besteht zwischen den Bindungsverhältnissen, dem Aufbau der Stoffe und der Siedetemperatur beim Chlor?

■ Siedetemperatur von Chlor: – 34 °C
Siedetemperatur von Wasserstoff: – 252,8 °C ⑦ ⑧

Wasserstoff und Chlor sind Nichtmetalle. Zwischen den Atomen dieser Nichtmetalle liegt Atombindung vor. Es werden Moleküle gebildet.

▶ **Viele Stoffe, bei denen zwischen allen Atomen Atombindung besteht, sind aus Molekülen aufgebaut.**

Ionenbeziehung 9

Wesen der Ionenbeziehung

Natriumchlorid NaCl ist aus einfach elektrisch positiv geladenen Natrium-Ionen Na^+ (Kationen) und einfach elektrisch negativ geladenen Chlorid-Ionen Cl^- (Anionen) aufgebaut. Diese Ionen haben eine stabile Elektronenanordnung in ihren äußeren Schalen. Die ungleichnamig elektrisch geladenen Ionen des Natriumchlorids ziehen sich gegenseitig an. Die elektrischen Anziehungskräfte eines Ions wirken nach allen Richtungen des Raumes. Jedes Natrium-Ion tritt nicht nur mit einem Chlorid-Ion, sondern mit mehreren Chlorid-Ionen in Beziehung. Auch jedes Chlorid-Ion steht mit mehreren Natrium-Ionen in Beziehung. Die Natrium- und Chlorid-Ionen sind regelmäßig angeordnet und bilden einen **Ionenkristall**. Im Ionenkristall des Natriumchlorids befinden sich genauso viele Natrium-Ionen wie Chlorid-Ionen. Der gesamte Ionenkristall ist also elektrisch neutral. Die Art der chemischen Bindung zwischen den Ionen im Ionenkristall bezeichnet man als **Ionenbeziehung**.

▶ **Die Ionenbeziehung beruht auf der elektrischen Anziehung entgegengesetzt geladener Ionen. Den festen Körper, der aus elektrisch positiv und elektrisch negativ geladenen Ionen aufgebaut ist, bezeichnet man als Ionenkristall. Stoffe mit Ionenbeziehung sind also nicht aus Molekülen aufgebaut.**

Die Entstehung der Ionenbeziehung von Natriumchlorid kann in Elektronenschreibweise

$$[Na]^+ + [:\ddot{Cl}:]^- \longrightarrow [Na]^+ [:\ddot{Cl}:]^-$$

oder in Ionenschreibweise dargestellt werden. ① ② ③

$$Na^+ + Cl^- \longrightarrow Na^+ Cl^- \quad \text{oder} \quad NaCl$$

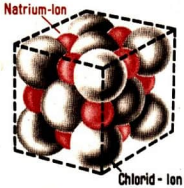
Die Formel NaCl bedeutet, daß die Natrium-Ionen und die Chlorid-Ionen im Zahlenverhältnis 1 : 1 im Natriumchlorid vorhanden sind. Sie sagt jedoch nichts über die Art der Teilchen und die Art der chemischen Bindung aus.

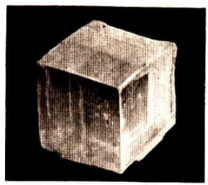
Aufbau und Eigenschaften von Stoffen mit Ionenbeziehung

In einem Ionenkristall sind die elektrisch positiv und die elektrisch negativ geladenen Ionen regelmäßig im Raum angeordnet. Diese räumliche Anordnung der Ionen im Ionenkristall wird als **Ionengitter** bezeichnet. Abbildung 22 zeigt das räumliche Modell des Ionengitters beim Natriumchlorid. Hier berühren die entgegengesetzt elektrisch geladenen Natrium- und Chlorid-Ionen einander. Der Ionenkristall des Natriumchlorids hat die geometrische Form eines Würfels (Abb. 23). Zeichnet man die Ionen als Punkte und verbindet diese durch eine Gerade, so erhält man ein vereinfachtes Modell des Ionengitters des Natriumchlorids (Abb. 24). Aus diesem Ionengitter ist zu ersehen, daß das Natrium-Ion in der Mitte des Würfels von 6 Chlorid-Ionen umgeben ist. Im Ionengitter des Natriumchlorids ist nun jedes Natrium-Ion von 6 Chlorid-Ionen und jedes Chlorid-Ion von 6 Natrium-Ionen umgeben. ④

Auch Lithiumchlorid und Magnesiumoxid haben die gleiche Kristallform und das gleiche räumliche Ionengitter. Andere Stoffe mit Ionenbeziehung hingegen weisen Ionengitter mit anderen geometrischen Formen auf. ⑤

Vor allem Verbindungen von Metallen mit Chlor, wie Natriumchlorid und Kalziumchlorid, und einige Metalloxide, zum Beispiel Kalziumoxid, sind aus Ionen aufgebaut. Auch sie haben Ionenbeziehung und bilden Ionenkristalle.





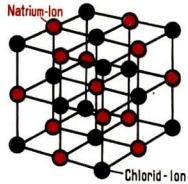


Abb. 22 Im räumlichen Modell des Natriumchlorids berühren sich die entgegengesetzt geladenen Ionen.

Abb. 23 Der Natriumchloridkristall hat die Form eines Würfels.

Abb. 24 Vereinfachtes Modell des Ionengitters beim Natriumchlorid

① a) Beschreibe die stabile Anordnung der Außenelektronen in der Außenschale des Natrium-Ions und des Chlorid-Ions!
b) Zeichne die Energieniveauschemas des Natrium-Ions und des Chlorid-Ions!

② Beschreibe, wie durch Elektronenabgabe aus dem Natriumatom das Natrium-Ion, durch Elektronenaufnahme aus dem Chloratom das Chlorid-Ion entsteht!

③ a) Stelle die Ionenbeziehung von Kalziumoxid mit Hilfe der Ionen- und Elektronenschreibweise dar!
b) Zeichne die Energieniveauschemas für das Kalzium- und das Oxid-Ion!

④ Baue mit Hilfe verschiedenfarbiger Plastilinkugeln ein Modell vom Ionengitter des Natriumchlorids!

⑤ Beschreibe den Aufbau des Ionenkristalls vom Magnesiumoxid!

⑥ Welcher Zusammenhang besteht zwischen dem Aufbau und dem Aggregatzustand des Natriumchlorids bei Zimmertemperatur?

▶ **Stoffe, die Ionenbeziehung aufweisen, sind im festen Aggregatzustand aus Ionenkristallen aufgebaut. Die regelmäßige räumliche Anordnung der Ionen im Ionenkristall wird durch das Modell des Ionengitters beschrieben.**

Der Aufbau einer chemischen Verbindung und deren Bindung bestimmen mit die Eigenschaften der chemischen Verbindung. Die Ionen von chemischen Verbindungen mit Ionenbeziehung sind durch die allseitige gegenseitige Anziehung verhältnismäßig fest an ihre Plätze im Ionengitter gebunden. Daher hat das so aufgebaute Natriumchlorid eine hohe Schmelztemperatur.

■ Schmelztemperatur von Natriumchlorid: 800 °C
Schmelztemperatur von Natriumbromid: 760 °C ⑥

Dissoziation von Ionenkristallen 10

Chemische Verbindungen, die Ionenkristalle bilden, sind in Wasser mehr oder weniger gut löslich. Beim Lösen von Natriumchlorid in Wasser läuft ein Vorgang ab, in dessen Ergebnis in der Lösung frei bewegliche Natrium- und Chlorid-Ionen vorliegen. Die positiven und negativen Ionen werden dabei nur voneinander getrennt, das Ionengitter also zerstört. Es muß Energie aufgewendet werden, um die gegenseitige Anziehung der Ionen zu überwinden. Offenbar wirken dabei die Teilchen des Wassers mit. Dieser Vorgang wird als **Dissoziation**[1] bezeichnet. Ähnlich wie für eine chemische Reaktion eine Reaktionsgleichung aufgestellt werden kann, kann man für die Dissoziation eine **Dissoziationsgleichung** schreiben. Für die Dissoziation von Natriumchlorid lautet die Dissoziationsgleichung:

$$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$$

[1] dissociare (lateinisch) = trennen

Auch Kalziumchlorid dissoziiert beim Lösen in Wasser:

$$CaCl_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\,Cl^- \quad (1)$$

Bei anderen chemischen Verbindungen, die sich nicht so gut wie Natriumchlorid in Wasser lösen, ist nur ein Teil der Ionen in der Lösung frei beweglich, die anderen Ionen befinden sich noch in Ionenkristallen. Verdunstet nun Wasser aus der Lösung, so treten immer mehr Ionen zu Ionenkristallen zusammen. Aus diesem Grunde schreibt man in Dissoziationsgleichungen immer zwei einander entgegengesetzt gerichtete Pfeile ($\rightleftharpoons$).

▶ **Die Dissoziation einer chemischen Verbindung mit Ionenbeziehung ist ein Vorgang, in dessen Ergebnis frei bewegliche Ionen auftreten.**

Beim Aufstellen von Dissoziationsgleichungen geht man grundsätzlich wie bei Reaktionsgleichungen vor. Die Formel der undissoziierten Verbindung wird auf die Seite der Ausgangsstoffe, die Symbole der Ionen auf die Seite der Reaktionsprodukte geschrieben. Die Faktoren für die Ionen ergeben sich aus dem Zahlenverhältnis der Ionen, das aus der Formel ersichtlich ist.

■ Da die chemische Verbindung Kalziumchlorid Ionenbeziehung besitzt, bedeutet die Formel $CaCl_2$: Kalzium-Ionen und Chlorid-Ionen liegen im Zahlenverhältnis 1 : 2 vor.

Für die Ionen ist die elektrische Ladung anzugeben. Die elektrische Ladung der Kationen und Anionen ermittelt man aus der Anzahl der Außenelektronen, die die entsprechenden Atome abgegeben haben beziehungsweise aufnehmen müssen, damit Ionen entstehen (↗ Abschnitt 6, S. 24). Auf der rechten Seite der Dissoziationsgleichung muß die Anzahl aller positiven elektrischen Ladungen gleich der Anzahl aller negativen elektrischen Ladungen sein.
Dissoziationsgleichungen können nach einer Schrittfolge aufgestellt werden.

Teilschritte	■ Stelle die Dissoziationsgleichung für Kalziumchlorid auf!
1. Aufstellen der Formel für die chemische Verbindung	$CaCl_2$
2. Ermitteln der Anzahl der Kationen und der Ionenladung des Kations	Ca^{2+}
3. Ermitteln der Anzahl der Anionen und der Ionenladung des Anions	$2\,Cl^-$
4. Aufstellen der Dissoziationsgleichung	$CaCl_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\,Cl^-$

Der schwedische Chemiker *Svante Arrhenius* untersuchte experimentell die Vorgänge der Dissoziation in wäßrigen Lösungen und stellte 1887 eine Theorie darüber auf. Noch heute sind die Grundgedanken seiner Theorie, daß unter dem Einfluß des Lösungsmittels Wasser frei bewegliche Ionen auftreten, von Bedeutung für die Wissenschaft. Mit Hilfe dieser Theorie können viele chemische Reaktionen erklärt werden. *Arrhenius* wurde für seine Arbeiten im Jahre 1903 mit dem Nobelpreis für Chemie geehrt.

① Stelle für die Dissoziation des Lithiumchlorids, des Natriumbromids und des Magnesiumchlorids die Gleichungen auf! (Benutze die Schrittfolge, S. 32!)

② Was verstehst du unter relativer Atommasse und unter relativer Molekülmasse?

③ Berechne die relative Molekülmasse für Wasserstoff, Stickstoff und Chlor!

④ Berechne die relative Molekülmasse von folgenden Verbindungen mit Ionenbeziehung:
a) LiCl, CaO, $CaCl_2$, b) Kaliumbromid, Magnesiumoxid!

⑤ Gib Art und Anzahl der Teilchen in a) 0,5 mol Kaliumchlorid und b) 2 mol Magnesiumchlorid an!

Mol und molare Masse bei Verbindungen mit Ionenbeziehung

11

Quantitative Aussagen können auch für chemische Verbindungen mit Ionenbeziehung getroffen werden, die aus Ionenkristallen aufgebaut sind. Dabei bleibt unberücksichtigt, daß Kationen und Anionen im Ionenkristall vorliegen. Zum Beispiel berechnet man beim Natriumchlorid die der Formel NaCl entsprechende relative Molekülmasse: $23 + 35{,}5 = 58{,}5$, obwohl die Verbindung nicht aus Molekülen aufgebaut ist. ② ③ ④ Das **Mol** als die Einheit der Stoffmenge gibt die Teilchenanzahl an. Ein Mol sind so viel Teilchen, wie Atome in 12 g des Kohlenstoffisotops $^{12}_{6}C$ enthalten sind, in Zahlen angegeben: etwa $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Das Kurzzeichen für die Einheit der Stoffmenge ist **mol**.

■ 1 mol Chlor Cl_2 sind etwa $6 \cdot 10^{23}$ Chlormoleküle.

Bei Stoffen, die aus Ionen aufgebaut sind, bezieht sich diese Teilchenanzahl ebenfalls auf die Formel der Stoffe. Die Formel gibt jedoch nur das Zahlenverhältnis der Ionen an. Deshalb sind bei solchen Stoffen entsprechend diesem Zahlenverhältnis von jedem Ion etwa $6 \cdot 10^{23}$ oder Vielfache davon vorhanden.

■ 1 mol Natriumchlorid NaCl sind etwa $6 \cdot 10^{23}$ Natrium-Ionen und etwa $6 \cdot 10^{23}$ Chlorid-Ionen.
1 mol Kalziumchlorid $CaCl_2$ sind etwa $6 \cdot 10^{23}$ Kalzium-Ionen und etwa $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Chlorid-Ionen. ⑤

▶ **Ein Mol ist die Stoffmenge, die aus ebenso vielen Teilchen besteht, wie Atome in 12 g des Kohlenstoffisotops $^{12}_{6}C$ enthalten sind.**

Auch die **molare Masse** kann bei Verbindungen mit Ionenbeziehung angegeben werden. Die molare Masse eines Stoffes ist der Quotient aus der Masse dieses Stoffes (in g) und seiner Stoffmenge (in mol). Ihre Einheit ist $\frac{g}{mol}$.

■ molare Masse von Natriumchlorid NaCl: $\frac{175{,}5\ g}{3\ mol} = 58{,}5\ \frac{g}{mol}$

molare Masse von Kalziumchlorid $CaCl_2$: $\frac{222\ g}{2\ mol} = 111\ \frac{g}{mol}$

Die molaren Massen stehen bei chemischen Reaktionen im stöchiometrischen Verhältnis und dienen deshalb als Grundlage für stöchiometrische Berechnungen.
① ② ③

Stoffmengen und molare Massen lassen sich auch bei chemischen Verbindungen mit Ionenbeziehung angeben.

Übergang von der Atombindung zur Ionenbeziehung

12

Wesen der Übergangsformen

Außer den Grenzfällen, Atombindung (z. B. H_2) und Ionenbeziehung (z. B. NaCl) gibt es eine Vielzahl von Übergangsformen der chemischen Bindung, bei denen weder die Atombindung noch die Ionenbeziehung stark ausgeprägt sind. Ein Beispiel für eine solche Übergangsform der chemischen Bindung ist das Chlorwasserstoffmolekül HCl. Im Molekül des Chlorwasserstoffs (Abb. 26) sind 1 Wasserstoffatom und 1 Chloratom, also verschiedenartige Atome, miteinander verbunden. Der kugelförmige Raum, in dem sich das eine Elektron des Wasserstoffatoms aufhält, durchdringt den Aufenthaltsraum der Außenelektronen des Chloratoms. Es entsteht ein gemeinsamer Aufenthalts-

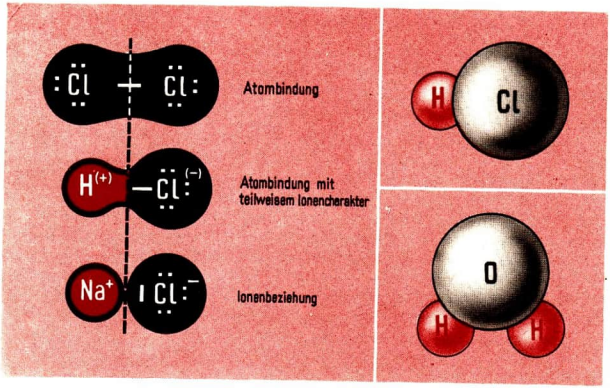


Abb. 25 Übergang von der Atombindung zur Ionenbeziehung
Abb. 26 Modell des Chlorwasserstoffmoleküls
Abb. 27 Modell des Wassermoleküls

① Ermittle für nachstehende Stoffe aus der relativen Atom- beziehungsweise Molekülmasse die molare Masse: a) O_2, MgO, Mg, b) Stickstoff, Magnesiumchlorid, Kalium!

② Welche Masse hat 1 mol Kohlenstoff, 1 mol Lithiumfluorid LiF, haben 3 mol Kalziumoxid, $2\frac{1}{2}$ mol gasförmiges Chlor?

③ Erkläre den Unterschied zwischen relativer Molekülmasse und molarer Masse!

④ Vergleiche den Aufenthaltsraum des gemeinsamen Elektronenpaares beim Chlor- und Chlorwasserstoffmolekül!

⑤ Kennzeichne die im Chlorwasserstoff- und im Wassermolekül erreichte stabile Elektronenanordnung!

⑥ Vergleiche die Verteilung der negativen elektrischen Ladungen im Chlor- und im Chlorwasserstoffmolekül!

raum von 2 Elektronen, der die chemische Bindung darstellt. Beide Atome erreichen mit diesem gemeinsamen Elektronenpaar eine stabile Elektronenanordnung. ④ ⑤

Das Chloratom übt eine stärkere Anziehung auf das gemeinsame Elektronenpaar aus als das Wasserstoffatom. Man sagt, das Chloratom ist stärker elektronegativ als das Wasserstoffatom. Das gemeinsame Elektronenpaar hält sich häufiger beim Chloratom als beim Wasserstoffatom auf. Im Chlorwasserstoffmolekül sind folglich die Ladungen ungleichmäßig verteilt. Die Atombindung im Chlorwasserstoffmolekül hat also teilweise Ionencharakter. Deshalb wird diese Übergangsform der chemischen Bindung **Atombindung mit teilweisem Ionencharakter** genannt. Im Chlorwasserstoffmolekül bildet sich ein negativer und ein positiver Pol heraus. Es ist aber nach außen elektrisch neutral. Ein solches Molekül bezeichnet man als **Dipol**[1] (Abb. 25). ⑥



Im Wassermolekül (Abb. 27) sind 2 Wasserstoffatome und 1 Sauerstoffatom miteinander verbunden. Die beiden Wasserstoffatome und das Sauerstoffatom erreichen durch gemeinsame Elektronenpaare eine stabile Elektronenanordnung.

Das Sauerstoffatom ist stärker elektronegativ als das Wasserstoffatom. Es zieht die Elektronen der Wasserstoffatome stark an. In der Nähe des Sauerstoffatoms sind die gemeinsamen Elektronenpaare häufiger anzutreffen als bei den Wasserstoffatomen. Das Wassermolekül weist also eine ungleichmäßige Verteilung der Ladungen auf. Auch im Wassermolekül liegt Atombindung mit teilweisem Ionencharakter vor. Es ist ein Dipol.

▶ **In chemischen Verbindungen mit verschiedenartigen Atomen tritt Atombindung mit teilweisem Ionencharakter auf. Sie kommt durch den Unterschied in den Anziehungskräften der beteiligten Atome zustande. Diese Bindung stellt einen Übergang von der Atombindung zur Ionenbeziehung dar. Diese Moleküle sind häufig Dipole.**

[1] dis (griechisch) = zwei

Elektronegativitätstabelle

Chlor ist stärker elektronegativ als Wasserstoff, Sauerstoff ist ebenfalls stärker elektronegativ als Wasserstoff. Damit ist die Anziehungskraft gekennzeichnet, die ein Atom im Molekül bei Atombindung auf die gemeinsamen Elektronenpaare ausübt. Der amerikanische Nobelpreisträger für Chemie und Friedensnobelpreisträger *Linus Pauling* berechnete auf Grund bestimmter Annahmen die relativen Elektronegativitätswerte und stellte eine Tabelle auf, die diese Werte für viele Elemente enthält (Tab. 5). Für Fluor als dem am stärksten elektronegativen Element ist der Zahlenwert 4 ohne Einheit festgesetzt. Mit dem Fluor werden die anderen Elemente verglichen. ①

Tabelle 5 Elektronegativitätstabelle für einige Elemente

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
.	...					
.						

Je größer die Elektronegativitätsdifferenz von 2 Elementen einer chemischen Verbindung ist, um so stärker zieht das Atom des Elements mit dem größeren Elektronegativitätswert das gemeinsame Elektronenpaar an.
Es kann also nach dem Vergleich der Elektronegativitätswerte zweier im Molekül vorhandener Elemente auf die Verteilung der elektrischen Ladung im Molekül qualitativ geschlossen werden.
Für das Chlorwasserstoffmolekül ergibt sich daraus:

Formel: H Cl
Elektronegativitätswerte: 2,1 3,0

Das Element Chlor ist stärker elektronegativ als das Element Wasserstoff. Das Chloratom zieht also das gemeinsame Elektronenpaar stärker als das Wasserstoffatom an. Es befindet sich deshalb auf der negativen Seite des Dipols, hingegen ist das Wasserstoffatom auf der positiven Seite zu finden. ②
Die Elektronegativitätstabelle ist ein Hilfsmittel zum Ermitteln der Unterschiede in der Art der chemischen Bindung zweier Atome.
Mit ihrer Hilfe kann ebenso qualitativ beurteilt werden, ob in einer chemischen Verbindung Atombindung oder Ionenbeziehung vorherrscht. Die Differenz der Elektro-

① Suche in der Elektronegativitätstabelle (Tab. 5, S. 36) a) für Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff, b) für Magnesium und Kalzium die Elektronegativitätswerte auf! Welches ist unter ihnen das stärker elektronegative Element?

② Bestätige für das Wassermolekül mit Hilfe der Elektronegativitätswerte, daß das Wasserstoffatom am positiven Pol, das Sauerstoffatom am negativen Pol des Dipols zu finden ist!

③ Beurteile den Charakter der chemischen Bindung a) beim Bromwasserstoff HBr und b) beim Kaliumchlorid KCl!

negativitätswerte der beiden vorhandenen Elemente wird ermittelt. Ist die Differenz kleiner als 1,7, herrscht Atombindung vor, ist sie größer als 1,7, überwiegt Ionenbeziehung (Tab. 6).

Tabelle 6 Einige chemische Verbindungen und die Art ihrer chemischen Bindung

Name der chemischen Verbindung	Formel; Differenz der Elektronegativitätswerte der Elemente	vorherrschende Art der chemischen Bindung	Aufbau der Verbindung im Normzustand
Chlorwasserstoff	H Cl 2,1 3,0 0,9	Atombindung	Moleküle
Wasser	H_2 O 2,1 3,5 1,4	Atombindung	Moleküle
Kohlendioxid	C O_2 2,5 3,5 1,0	Atombindung	Moleküle
Natriumchlorid	Na Cl 0,9 3,0 2,1	Ionenbeziehung	Ionenkristall
Kalziumchlorid	Ca Cl_2 1,0 3,0 2	Ionenbeziehung	Ionenkristall
Kalziumoxid	Ca O 1,0 3,5 2,5	Ionenbeziehung	Ionenkristall

▶ **Das Beurteilen des Charakters der chemischen Bindung kann mit Hilfe der Elektronegativitätstabelle erfolgen. Atombindung überwiegt, wenn die Differenz der Elektronegativitätswerte zweier Elemente einer chemischen Verbindung kleiner als 1,7 ist; Ionenbeziehung herrscht vor, wenn die Differenz der Elektronegativitätswerte zweier Elemente einer chemischen Verbindung größer als 1,7 ist.** ③

Aufbau und Eigenschaften von Stoffen mit Übergangsformen der Bindung

Chlorwasserstoff und Wasser sind mit ihrer Atombindung, die teilweise Ionencharakter hat, aus Molekülen aufgebaut. Wegen der ungleichmäßigen Verteilung der Elektronen sind sie Dipole. Die meisten Verbindungen, wie Chlorwasserstoff und Wasser, weisen in ihrer chemischen Bindung Übergänge auf und haben Dipolcharakter. ① ② ③
Chlorwasserstoff löst sich in Wasser und dissoziiert dabei nahezu vollständig. Dabei wird die Atombindung zwischen dem Wasserstoffatom und dem Chloratom des Moleküls unter dem Einfluß des Wassers gelöst. Im Ergebnis liegen in der Lösung frei bewegliche elektrisch positiv geladene Wasserstoff-Ionen und elektrisch negativ geladene Chlorid-Ionen vor. In der Dissoziationsgleichung werden nur die dissoziierende Verbindung und die sich aus ihr bildenden Ionen berücksichtigt: ④ ⑤

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

Das Wasser dissoziiert nur sehr schwach. Dabei treten neben einfach positiv geladenen Wasserstoff-Ionen auch **zusammengesetzte Ionen** auf. Sie stellen Sauerstoff-Wasserstoff-Gruppen dar, die **Hydroxid-Ionen** heißen. Wird aus einem Wassermolekül ein elektrisch positiv geladenes Wasserstoff-Ion abgespalten, so ist das andere Spaltstück, das Hydroxid-Ion, einfach negativ geladen. Das Hydroxid-Ion weist mit einem gemeinsamen Elektronenpaar eine stabile Elektronenanordnung auf:

$$\left[:\ddot{O}-H\right]^- \quad \text{oder} \quad OH^-$$

Die Dissoziationsgleichung lautet:

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

▶ **Viele chemische Verbindungen, die Atombindung mit teilweisem Ionencharakter haben und in Wasser löslich sind, dissozlieren. Im Ergebnis dieses Vorgangs liegen frei bewegliche Ionen vor.**

Metallbindung 13

Die meisten Metalle haben Atome mit nur wenig Außenelektronen. Es ist deshalb nicht möglich, durch gemeinsame Elektronenpaare, wie bei der Atombindung, eine stabile Elektronenanordnung (z. B. Achterschale) zu erreichen. Es ist auch nicht möglich, daß sich wie bei der Ionenbeziehung aus 2 Atomen 1 elektrisch positiv geladenes Kation und 1 elektrisch negativ geladenes Anion bilden, die sich dann gegenseitig anziehen. Die chemische Bindung in Metallen muß demnach auf andere Art und Weise zustande kommen.
Durch folgendes Modell, das die tatsächlichen Verhältnisse stark vereinfacht, soll die Metallbindung näher erläutert werden. Die Metallatome befinden sich in einem ähnlichen Gitter wie die Ionen des Natriumchlorids im Ionengitter. Die Außenelektronen der Metallatome sind jedoch so locker gebunden, daß sie sich leicht von Atom zu Atom verschieben lassen und somit nahezu frei beweglich sind. Diese beweglichen Elektronen

① Bestimme die Masse für 2 mol Chlorwasserstoff HCl und 3 mol Bromwasserstoff HBr!

② Was ist ein Dipol?

③ Nenne Eigenschaften des Wassers!

④ Vergleiche die Bindung von Natriumchlorid und Chlorwasserstoff vor ihrer Dissoziation im Wasser!

⑤ Gib für Bromwasserstoff die Dissoziationsgleichung an!

⑥ Worauf beruht die Metallbindung im Unterschied zur Atombindung und Ionenbeziehung?

⑦ Erkläre die elektrische Leitfähigkeit der Metalle aus der Metallbindung!

sind ständig in Wechselwirkung mit den nunmehr im Gitter verbleibenden Metall-Kationen. Während die Metall-Kationen fest im Gitter gebunden sind, gehören die Elektronen keinem bestimmten Metall-Kation an (Abb. 28). Zwischen den Metall-Kationen und den frei beweglichen Elektronen wirken Anziehungskräfte nach allen Richtungen des Raumes.

Das Wesen der Metallbindung besteht demnach in der elektrischen Anziehung zwischen den Metall-Kationen und den frei beweglichen Elektronen. Die elektrische Leitfähigkeit der Metalle beruht auf den frei beweglichen Elektronen. ⑥ ⑦

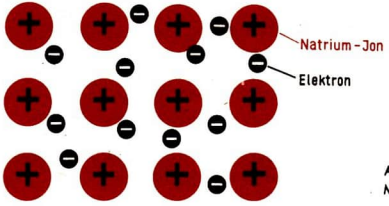


Abb. 28
Modell der Metallbindung

■ Jedes Natriumatom besitzt nur 1 Außenelektron, das für die Metallbindung zur Verfügung steht. Im Natrium sind frei bewegliche Elektronen und einfach positiv elektrisch geladene Natrium-Ionen vorhanden. Diese Natrium-Ionen besitzen mit 8 Elektronen auf der 2. Schale eine stabile Elektronenanordnung. Die Metallbindung des Natriums beruht auf der elektrischen Anziehung zwischen den Natrium-Ionen und den im Natrium frei beweglichen Elektronen.

▶ **Die Metallbindung beruht auf der elektrischen Anziehung zwischen Metall-Kationen und frei beweglichen Elektronen. Die frei beweglichen Elektronen bedingen die elektrische Leitfähigkeit der Metalle.**

Veränderung des Atombaus und Umbau der chemischen Bindung bei chemischen Reaktionen

Vorsicht! Erwärmtes Natrium wird im Chlorgasstrom in der Apparatur nach Abbildung 29 vollständig umgesetzt.

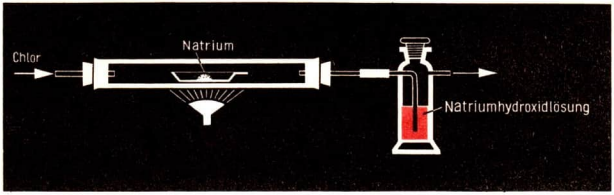


Abb. 29 Natrium reagiert mit Chlor zu Natriumchlorid. Das nicht umgesetzte Chlor wird durch Natriumhydroxidlösung gebunden und damit unschädlich gemacht.

Für alle Stoffe ist die Anzahl der Außenelektronen und die chemische Bindung kennzeichnend. Es ergibt sich die Frage, welche Veränderungen in dieser Hinsicht bei chemischen Reaktionen auftreten. Das soll am Beispiel der Reaktion von Natrium und Chlor erläutert werden.

Natrium hat frei bewegliche Außenelektronen, welche die Metallbindung bedingen. Beim Chlormolekül gehört das gemeinsame Elektronenpaar jedem der Chloratome an. Es besteht Atombindung.

Aus den Ausgangsstoffen Natrium und Chlor entsteht das Reaktionsprodukt Natriumchlorid. Bei der chemischen Reaktion vollzieht sich eine Stoffumwandlung. Ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften hat sich gebildet. Bei chemischen Reaktionen spielen die Außenelektronen eine besondere Rolle. Ein Außenelektron geht vom Natriumatom zu einem Chloratom über. Dabei entsteht ein Natrium-Ion und ein Chlorid-Ion. Diese

Tabelle 7 Reaktion von Natrium mit Chlor zu Natriumchlorid

Stoffe	Verteilung der an der Reaktion teilnehmenden Außenelektronen	Art der chemischen Bindung
2 Na fest	je 1 frei bewegliches Außenelektron der 3. Schale je Atom	**Metallbindung**
Cl_2 gasförmig	neben je 6 Außenelektronen der 3. Schale 2 weitere Außenelektronen im gemeinsamen Elektronenpaar, das zu jedem Atom gehört	**Atombindung**
2 NaCl fest	kein Außenelektron in der 3. Schale (8 Elektronen in der 2. Schale) des Natrium-Ions und 8 Elektronen in der 3. Schale des Chlorid-Ions	**Ionenbeziehung**

① Stelle die bisher zur allgemeinen Kennzeichnung des Wesens der chemischen Reaktion gegebenen Merksätze zusammen! Stelle fest, von welcher Seite her das Wesen der chemischen Reaktion jeweils gedeutet wird!

② Kennzeichne die chemische Reaktion von Magnesium mit Chlor beziehungsweise Sauerstoff hinsichtlich des Elektronenübergangs, der Neuverteilung der Elektronen sowie des Umbaus der chemischen Bindung! (Benutze dazu Tabelle 7 als Arbeitsanweisung!)

chemische Reaktion ist also durch einen **Elektronenübergang** gekennzeichnet. Es findet eine Neuverteilung der Außenelektronen statt. Gleichzeitig wird bei dieser chemischen Reaktion die chemische Bindung der Ausgangsstoffe umgebaut. Das Reaktionsprodukt Natriumchlorid besitzt Ionenbeziehung. Die Ionen haben jeweils eine stabile Elektronenanordnung (Tab. 7). ①
Entsprechend verlaufen auch die chemischen Reaktionen von Magnesium mit Chlor und von Magnesium mit Sauerstoff. ②

▶ **Viele chemische Reaktionen sind durch die Neuverteilung der Außenelektronen und durch den Umbau der chemischen Bindung gekennzeichnet.**

Wiederholung und Übung 15

Zusammenhang zwischen Atombau und chemischer Bindung

Die vom unterschiedlichen Bau der Atome abhängigen verschiedenen Arten der Bindung werden untersucht. Als Beispiele dienen der gasförmige Stickstoff N_2 und die Stickstoff-Wasserstoff-Verbindung Ammoniak mit der Zusammensetzung NH_3 sowie das Kalziumoxid CaO:

1. Kennzeichne die Modelle vom Bau des Stickstoffatoms und des Wasserstoffatoms!
2. Beschreibe die vom Bau des Stickstoff- und des Wasserstoffatoms abhängige Art der Bindung: a) der Stickstoffatome im Stickstoffmolekül, b) der Wasserstoffatome im Wasserstoffmolekül, c) des Stickstoffatoms und der Wasserstoffatome im Ammoniakmolekül!
3. Vergleiche a) Kalziumatom und Kalzium-Ion, b) Kalzium-Ion und Argonatom, c) Sauerstoffatom und Sauerstoff-Ion, d) Sauerstoff-Ion und Neonatom jeweils hinsichtlich der Anzahl ihrer Protonen und Elektronen!
4. Worauf beruht die Bindung zwischen Kalzium-Ionen und Sauerstoff-Ionen im Ionenkristall?

Arten der chemischen Bindung

5. Kennzeichne zeichnerisch die Arten der chemischen Bindung als Modelle!
6. Vergleiche den Aufenthaltsraum der gemeinsamen Elektronen in der Atombindung und der Atombindung mit teilweisem Ionencharakter!

7. Bestimme die bei Wasserstoff, Sauerstoff und Wasser, bei Magnesiumoxid und Magnesiumchlorid auftretende Art der chemischen Bindung, indem du die Differenz der Elektronegativitätswerte bildest!
8. Nachstehende Stoffpaare haben dieselbe Art der Bindung und denselben Stoffaufbau:
   Natriumchlorid und Lithiumchlorid,
   Chlorwasserstoff und Bromwasserstoff,
   Natrium und Barium!
   Schließe auf einige Eigenschaften der an zweiter Stelle genannten Stoffe!
9. Stelle die Dissoziationsgleichungen für Lithiumchlorid und Bromwasserstoff auf!

Atombau und chemische Bindung
als Grundlage für das Deuten der chemischen Reaktion

Die chemische Reaktion wird am Beispiel der Reaktion von Kalzium mit Sauerstoff zu Kalziumoxid charakterisiert:

10. Kennzeichne diese Reaktion
    a) als Umwandlung von Stoffen mit bestimmten Eigenschaften in einen Stoff mit neuen Eigenschaften,
    b) mit der Abgabe beziehungsweise Aufnahme von Elektronen und ihrer Neuverteilung,
    c) mit dem Umbau der chemischen Bindung unter Zuhilfenahme der Tabelle 7!
11. Begründe aus den Arten der chemischen Bindung und den Aufbau der Ausgangsstoffe einige Eigenschaften dieser Stoffe!
12. Schreibe für diese Reaktion die chemische Gleichung auf! Berechne den Stoffumsatz,
    a) wenn 2 mol Kalzium reagieren,
    b) wenn 3 mol Kalziumoxid benötigt werden!

Säuren

Zusammensetzung von Säuren 16

Aus dem täglichen Leben sind zahlreiche Stoffe bekannt, die sauren Geschmack aufweisen. So schmecken beispielsweise Obstsäfte, Fruchtbonbons, Sauerkraut, Speiseessig und Quark sauer. Alle diese Produkte sind Stoffgemische. Sie enthalten mindestens eine chemische Verbindung, die den sauren Geschmack bedingt und deshalb 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, Milchsäure ist in saurer Milch enthalten. Wichtige Säuren, die im Laboratorium und in der Industrie verwendet werden, sind Chlorwasserstoffsäure HCl, Salpetersäure HNO_3, Schwefelsäure H_2SO_4, schweflige Säure H_2SO_3, Kohlensäure H_2CO_3 und Phosphorsäure H_3PO_4.

Alle diese Verbindungen enthalten das Element Wasserstoff. Säuren, in denen neben Wasserstoff und einem anderen Element auch noch das Element Sauerstoff vorkommt, werden als **sauerstoffhaltige Säuren** bezeichnet. Säuren, die keinen Sauerstoff enthalten, werden **sauerstofffreie Säuren** genannt. Häufig werden Lösungen der Säuren in Wasser verwendet. Sie haben im allgemeinen den gleichen Namen wie die ungelöste Säure. Die Chlorwasserstoffsäure wird auch Salzsäure genannt. Enthalten die **Säurelösungen** einen verhältnismäßig hohen Anteil an gelöster Säure, so werden sie als **konzentrierte** Säuren bezeichnet. Säurelösungen mit verhältnismäßig geringem Anteil an gelöster Säure nennt man **verdünnte** Säuren.

Beim Umgang mit Säuren und ihren Lösungen muß beachtet werden, daß sie meist giftig sind und ätzend auf den menschlichen Körper wirken. Außerdem können sie Kleidungsstücke und Gegenstände zerstören. Um Schäden durch giftige Stoffe vorzubeugen, erließ die Regierung der Deutschen Demokratischen Republik 1950 das **„Gesetz über den Verkehr mit Giften" (Giftgesetz)**. Darin werden giftige Stoffe ihrer Gefährlichkeit nach in drei Abteilungen eingeteilt. In Abteilung 1 sind die Stoffe mit der



a b

Abb. 30 Beschriftung von Chemikalienflaschen zur Aufbewahrung von Giften
a) Gifte der Abteilung 1,
b) Gifte der Abteilung 2 und 3

starksten Giftwirkung zusammengefaßt. Gefäße, in denen Gifte aufbewahrt werden, müssen besonders beschriftet und gekennzeichnet werden (Abb. 30). Gifte und andere gefährliche Stoffe dürfen nicht in Flaschen oder anderen Gefäßen aufbewahrt werden, die sonst tür die Aufbewahrung von Nahrungs- und Genußmitteln bestimmt sind (z. B. Milchflaschen, Marmeladengläser). ① ② ③ ④ ⑤

Beim Arbeiten mit Säuren muß man äußerst vorsichtig sein. Besonders die Augen sind vor Säurespritzern zu schützen (Abb. 31). Säure, die auf die Haut, Kleidung oder Einrichtungsgegenstände gelangt ist, muß sofort mit reichlich Wasser abgespült werden. Säurespritzer auf der Haut können auch durch verdünnte Natriumhydrogenkarbonatlösung unschädlich gemacht werden.



Abb. 31
Beim Arbeiten mit Säurelösungen sind die Augen mit einer Schutzbrille zu schützen.

Säuren sind Verbindungen aus zwei oder mehreren Elementen. Sie enthalten das Element Wasserstoff. Man unterscheidet sauerstoffhaltige und sauerstofffreie Säuren. Wegen der giftigen und ätzenden Wirkung vieler Säuren muß man sehr vorsichtig mit ihnen umgehen.

Eigenschaften von Säuren 17

2 Destilliertes Wasser sowie verdünnte Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure und Phosphorsäure werden nacheinander in der Geräteanordnung nach Abbildung 32 auf ihr Leitvermögen für elektrischen Strom geprüft.

3 Je eine Probe von verdünnter Salzsäure, Schwefelsäure, schwefliger Säure, Salpetersäure und Phosphorsäure wird mit Lackmusfarbstoff, je eine weitere mit Unitestfarbstoff geprüft.

Die wäßrigen Lösungen von Säuren haben gutes Leitvermögen für elektrischen Strom, destilliertes Wasser dagegen ein so geringes, daß es mit einfachen Geräten nicht nach-

① Gib an, welche der folgenden Säuren sauerstoffhaltig und welche sauerstofffrei sind: Schwefelsäure, schweflige Säure, Chlorwasserstoffsäure, Salpetersäure, Phosphorsäure, Kohlensäure!

② Berechne die relativen Molekülmassen von Schwefelsäure, Salpetersäure und Phosphorsäure!

③ Welche Masse haben 3 mol Chlorwasserstoff, 2 mol Schwefelsäure beziehungsweise 1 mol Kohlensäure?

④ Erkläre die Bedeutung folgender Angaben: 2 HNO_3, 3 H_2SO_4, 4 HCl!

⑤ Begründe, warum Chemikalien nicht auf ihren Geschmack geprüft werden dürfen!

⑥ Erläutere die Bindungsverhältnisse in Metallen!

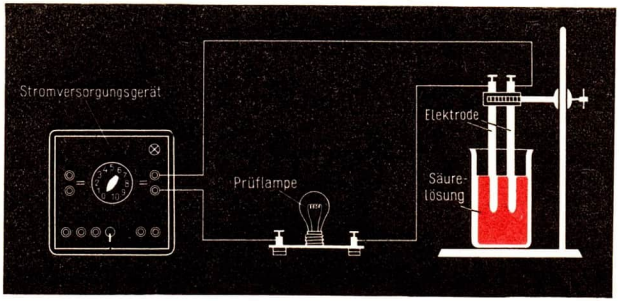


Abb. 32 Geräteanordnung zur Prüfung von Flüssigkeiten auf elektrisches Leitvermögen. Das Glühen der Prüflampe zeigt, daß die Flüssigkeit den elektrischen Strom leitet.

gewiesen werden kann (Experiment 2). Als Voraussetzung für das elektrische Leitvermögen müssen immer bewegliche Teilchen, die Ladungen tragen, vorhanden sein. Bei den Metallen wurden bewegliche Elektronen als Ladungsträger erkannt (↗ S. 39). ⑥ Zwischen den Atomen der Chlorwasserstoffmoleküle liegt Atombindung mit teilweisem Ionencharakter vor (↗ S. 35). Chlorwasserstoffmoleküle dissoziieren beim Lösen in Wasser in Wasserstoff-Ionen und Chlorid-Ionen (↗ S. 38).

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

Die in der Lösung frei beweglichen Ionen bewirken das elektrische Leitvermögen der Lösung von Chlorwasserstoff in Wasser, der **Salzsäure**. Wie bei Salzsäure sind die Ladungsträger auch in anderen Säurelösungen frei bewegliche Ionen. Die Säuren dissoziieren, wenn sie in Wasser gelöst werden. In jeder Säurelösung sind als Kationen frei bewegliche **Wasserstoff-Ionen** vorhanden. Die Anionen in den Säurelösungen sind verschiedenartig. Sie werden als **Säurerest-Ionen** bezeichnet. Bei vielen Säuren sind die Säurerest-Ionen zusammengesetzte Ionen.

Schwefelsäure dissoziiert beim Lösen in Wasser.

$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2\,H^+ + SO_4^{2-}$

Schwefelsäure — Wasserstoff-Ionen — Sulfat-Ion

Ein Sulfat-Ion ist aus einem Schwefelatom und vier Sauerstoffatomen zusammengesetzt und trägt zwei negative elektrische Ladungen. Beim Aufstellen der Dissoziationsgleichung ist zu beachten, daß auf der Seite der Ionen stets die gleiche Anzahl positiver und negativer elektrischer Ladungen vorhanden sein muß. Aus der Ladung der Wasserstoff-Ionen kann man auf die Ladung des zusammengesetzten Sulfat-Ions schließen.

In entsprechender Weise dissoziieren auch andere Säuren beim Lösen in Wasser:

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

Salpetersäure — Wasserstoff-Ion — Nitrat-Ion

$H_3PO_4 \rightleftharpoons 3\,H^+ + PO_4^{3-}$

Phosphorsäure — Wasserstoff-Ionen — Phosphat-Ion

In Tabelle 8 sind wichtige Säuren mit ihren Säurerest-Ionen zusammengestellt. ①

Tabelle 8 Wichtige Säuren und ihre Säurerest-Ionen

Säure		Säurerest-Ion	
Name	Formel	Name	Formel
Chlorwasserstoffsäure (Salzsäure)	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-}

Säuren sind Verbindungen, die in wäßriger Lösung in frei bewegliche elektrisch positiv geladene Wasserstoff-Ionen und elektrisch negativ geladene Säurerest-Ionen dissozieren. Diese frei beweglichen Ionen bedingen das elektrische Leitvermögen der Säurelösungen.

Lackmusfarbstoff und Unitestfarbstoff verändern bei Zusatz zu Säurelösungen ihre Farbe in Rot (Experiment 3). Sie zeigen dadurch an, daß eine Säurelösung vorliegt. Solche Stoffe, die durch Farbänderung das Vorhandensein bestimmter Stoffe oder Teilchen anzeigen, werden **Indikatoren**[1] genannt. Die Indikatoren Lackmus und Unitest dienen zum Nachweis von Säurelösungen. Sie lassen aber nicht erkennen, welche Säure gelöst ist. Das gleichartige Verhalten eines Indikators gegenüber allen Säuren ist darauf zurückzuführen, daß alle diese Lösungen frei bewegliche Wasserstoff-Ionen

[1] indicare (lateinisch) = anzeigen

① Stelle die Dissoziationsgleichungen für schweflige Säure und für Kohlensäure auf! Verwende dabei Tabelle 8 und lies die Gleichungen mit Angabe der Anzahl der auftretenden Teilchen!

② Begründe mit Hilfe eines Vergleichs der Dissoziationsgleichungen verschiedener Säuren die Gleichartigkeit der Wirkung von Säuren auf einen Indikator!

③ Prüfe Essig, saure Milch und Fruchtsäfte mit einem Indikator und erkläre die Beobachtungen!

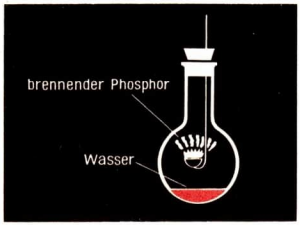
enthalten, die in gleicher Weise auf den Indikator wirken (Experiment 3). Die verschiedenartigen Säurerest-Ionen beeinflussen die Farbe dieser Indikatoren dagegen nicht. Während im Wasser Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen nur in sehr geringer Anzahl und im gleichen Verhältnis vorliegen (↗ S. 38), enthalten Säurelösungen im Vergleich zu Wasser einen millionenfachen Überschuß an Wasserstoff-Ionen. Er bedingt die Veränderung der Indikatoren durch Säuren. Liegt in einer Lösung ein Überschuß an Wasserstoff-Ionen vor, so spricht man von einer **sauren Reaktion** der Lösung. ② ③

▶ **Indikatoren für Säuren zeigen durch Farbumschlag die saure Reaktion einer Lösung an, die durch einen Überschuß an Wasserstoff-Ionen bedingt wird. Sie dienen deshalb zum Nachweis von Säuren.**

Darstellung von Lösungen sauerstoffhaltiger Säuren 18

4 ▼ Schwefel wird auf einem Verbrennungslöffel entzündet und in einen Rundkolben gebracht, der etwas Wasser enthält. Das Verbrennungsprodukt des Schwefels wird durch Schütteln mit dem Wasser gemischt. Die entstehende Lösung ist mit einem Indikator zu prüfen. (↗ ▼ 1, S. 193)

5 ▼



Vorsicht! Roter Phosphor wird auf einem Verbrennungslöffel in einem Rundkolben verbrannt. Das Verbrennungsprodukt wird in Wasser gelöst und die Lösung mit einem Indikator geprüft (Abb. 33).

Abb. 33
Phosphor reagiert mit dem Sauerstoff der Luft zu Phosphorpentoxid.

Die bisher erwähnten sauerstoffhaltigen Säuren enthalten außer Wasserstoff und Sauerstoff noch ein weiteres Nichtmetall. Durch Zusammenbringen dieser drei Elemente entsteht jedoch kein Stoff, der saure Reaktion zeigt. Ebenso ist es in den meisten Fällen nicht möglich, Wasser (in dem die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff bereits chemisch verbunden sind) mit dem dritten Element zu vereinigen. Anders verhalten sich aber die Oxide einiger Nichtmetalle. Sie reagieren mit Wasser zu Säuren.

Verbrennt man das Nichtmetall Schwefel, so bildet sich Schwefeldioxid, das sich in Wasser löst. Es verbindet sich gleichzeitig mit dem Wasser zu schwefliger Säure, die in wäßriger Lösung dissoziiert vorliegt.

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

Die Farbänderung eines Indikators weist den für die saure Reaktion der Lösung charakteristischen Überschuß an Wasserstoff-Ionen nach (Experiment 4). ①
Für Berechnungen und eine vereinfachte Kennzeichnung der Reaktion wird in der Gleichung auf die Angaben über die Dissoziation verzichtet.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

Phosphorsäure läßt sich ebenfalls aus dem Oxid des Nichtmetalls darstellen. Beim Verbrennen von Phosphor bildet sich Phosphorpentoxid, das sich mit Wasser zu Phosphorsäure verbindet (Experiment 5). ② ③

$$P_2O_5 + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3PO_4$$

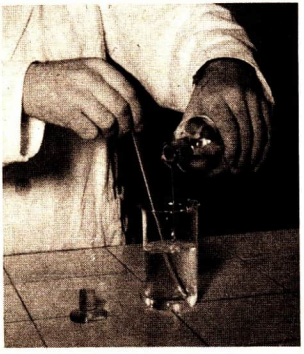
In entsprechender Weise können auch Schwefelsäure aus Schwefeltrioxid und Wasser sowie Kohlensäure aus Kohlendioxid und Wasser dargestellt werden. ④ ⑤

Die Lösungen einiger sauerstoffhaltiger Säuren können durch Reaktion der entsprechenden Nichtmetalloxide mit Wasser dargestellt werden.

Eigenschaften und Verwendung der Schwefelsäure 19

6 7

Vorsicht! Holz, Zucker oder Watte werden mit konzentrierter Schwefelsäure benetzt.



Vorsicht! Konzentrierte Schwefelsäure wird unter Umrühren in dünnem Strahl in Wasser gegossen (Abb. 34). Die Temperaturen des Wassers und der entstehenden Lösung sind zu messen.

Abb. 34
Beim Verdünnen von konzentrierter Schwefelsäure ist diese Säure unter Umrühren in Wasser zu gießen.

① Wieviel Gramm Schwefeldioxid werden zur Darstellung der Masse von 2 mol schwefliger Säure benötigt?

② Wieviel Gramm Wasser reagieren mit 2 g Phosphorpentoxid bei der Darstellung von Phosphorsäure?

③ Wieviel Gramm Phosphor müssen verbrannt werden, um aus dem Oxid 250 g reine Phosphorsäure darstellen zu können?

④ Gib durch chemische Gleichungen die Reaktionen an, die vom Nichtmetall über dessen Oxid mit Wasser zu den Ionen der Säure führen:
a) schweflige Säure, b) Schwefelsäure, c) Phosphorsäure, d) Kohlensäure!
Verwende dabei Tabelle 8, Seite 46!

⑤ Wieviel Gramm Schwefeltrioxid sind zur Darstellung von a) 100 g, b) 150 g und c) 380 g Schwefelsäure nötig?

⑥ Wieviel Gramm 100%ige Schwefelsäure sind in 250 g verdünnter Schwefelsäure (9%ig) enthalten?

⑦ Erkläre die Wirkung konzentrierter Schwefelsäure auf Holz!

⑧ Vergleiche die Dichte des Wassers mit der Dichte konzentrierter Schwefelsäure! Begründe, warum beim Verdünnen von Schwefelsäure ständig gerührt werden muß!

⑨ Beschreibe und begründe, wie beim Verdünnen von Schwefelsäure gearbeitet werden muß!

In Laboratorium und 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. Die handelsübliche verdünnte Schwefelsäure ist dagegen nur 9%ig. ⑥

Konzentrierte Schwefelsäure ist eine farblose, ölige Flüssigkeit mit der Dichte 1,84 $\frac{g}{cm^3}$ bei 20 °C. Sie zerstört Stoffe wie Holz, Zucker oder Watte sehr leicht. Die genannten Stoffe enthalten Kohlenhydrate, also Verbindungen, die aus den Elementen Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff aufgebaut sind. Konzentrierte Schwefelsäure entzieht diesen Verbindungen Wasserstoff und Sauerstoff als Wasser. Kohlenstoff bleibt zurück und verursacht die Schwarzfärbung der Rückstände (Experiment 6). Schwefelsäure darf nicht mit der Haut, Kleidungsstücken oder Einrichtungsgegenständen in Berührung kommen. Schwefelsäure (ab 15%ig) gehört zu den Giften der Abteilung 3. ⑦

Wird konzentrierte Schwefelsäure mit Wasser verdünnt, so erwärmt sich die Lösung sehr stark (Experiment 7). Bei unsachgemäßer Arbeit kann dadurch das Gefäß zerspringen oder Säurelösung verspritzen. Deshalb muß die Arbeitsregel für das Verdünnen von Säuren immer eingehalten werden: ⑧ ⑨

▶ **Vorsicht beim Arbeiten mit konzentrierter Schwefelsäure! Sie wirkt ätzend und ist giftig. Beim Verdünnen von Schwefelsäure stets die Säure in das Wasser gießen!**

Schwefelsäure gehört für die chemische Industrie und andere Industriezweige zu den wichtigsten Grundchemikalien (Abb. 35). In der Deutschen Demokratischen Republik



Abb. 35 Die Schwefelsäure wird in der Industrie und im Laboratorium vielseitig verwendet.

werden beträchtliche Mengen Schwefelsäure hergestellt. Bedeutende Schwefelsäureanlagen befinden sich in unserer Republik zum Beispiel im VEB Chemiekombinat Bitterfeld, Farbenfabrik Wolfen, im VEB Chemiewerk Coswig (Anhalt) und im VEB Chemiewerk Nünchritz.

Wiederholung und Übung 20

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. Ordne die in Aufgabe 1 angegebenen Säuren nach der Anzahl der Ladungen der zugehörigen Säurerest-Ionen! Suche den Zusammenhang zwischen der Anzahl der Ladungen der Säurerest-Ionen und der Anzahl der zuzuordnenden Wasserstoff-Ionen!
3. Stelle die Dissoziationsgleichungen für Salpetersäure, Salzsäure, Schwefelsäure und schweflige Säure auf! Lies die Gleichungen mit Angabe der Teilchenanzahlen!
4. Erkläre, warum verdünnte Säuren elektrischen Strom leiten können!
5. Begründe, warum alle Säurelösungen die gleiche Wirkung bei einem bestimmten Indikator hervorrufen!
6. Begründe die Vorschrift für die Aufbewahrung von Säuren!

Basen

Zusammensetzung von Basen 21

Ebenso wichtige chemische Verbindungen wie die Säuren sind die **Basen.** Wichtige Basen sind Natriumhydroxid NaOH, Kaliumhydroxid KOH, Magnesiumhydroxid $Mg(OH)_2$, Kalziumhydroxid $Ca(OH)_2$ und Bariumhydroxid $Ba(OH)_2$. Diese Verbindungen sind feste Stoffe, bei denen überwiegend Ionenbeziehung zwischen Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen vorliegt. Die Ionen sind in Ionengittern geordnet. So sind bei Natriumhydroxid Natrium-Ionen und Hydroxid-Ionen ähnlich wie bei Natriumchlorid (↗ S. 30) im Zahlenverhältnis 1 : 1 in einem Ionengitter angeordnet.

In den chemischen Verbindungen Magnesiumhydroxid, Kalziumhydroxid und Bariumhydroxid sind die Kationen zweifach positiv geladen (Mg^{2+}, Ca^{2+}, Ba^{2+}). Die vorliegenden Anionen, die Hydroxid-Ionen, sind aber nur einfach negativ geladen. Zum Ladungsausgleich sind deshalb für ein zweifach positiv geladenes Kation zwei einfach negativ geladene Hydroxid-Ionen erforderlich. Müssen in den Formeln der Basen mehrere Hydroxid-Ionen angegeben werden, dann werden sie in Klammern gesetzt. Ihre Anzahl wird durch eine tiefgestellte Zahl hinter der Klammer angegeben. ① ② (↗ S. 52)

■ Kalziumhydroxid hat die Formel $Ca(OH)_2$

(Lies: „Ca OH in Klammern zweimal"!)

Beim Umgang mit Basen und ihren Lösungen muß man sehr vorsichtig sein, denn sie wirken ätzend auf die Haut und zerstörend auf die Kleidung. Gefäße für Basen und ihre Lösungen müssen vorschriftsmäßig gekennzeichnet sein (↗ Abb. 30, S. 43). Natriumhydroxid, Kaliumhydroxid und Bariumhydroxid sind Gifte der Abteilung 3.

▶ **Basen sind Verbindungen, die aus Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen zusammengesetzt sind. Wegen der giftigen und ätzenden Wirkung vieler Basen muß man sehr vorsichtig mit ihnen umgehen.**

Eigenschaften von Basen 22

8 ▼ Lösungen von Natrium-, Kalium- und Kalziumhydroxid werden nacheinander in der Geräteanordnung nach Abbildung 32, Seite 45, auf elektrisches Leitvermögen geprüft.

9 ▼ Jeweils eine Probe der Lösungen von Natrium-, Kalium-, Magnesium-, Kalzium- und Bariumhydroxid wird mit Lackmus und je eine weitere Probe mit Unitestindikator versetzt.

Lösungen von Basen haben elektrisches Leitvermögen. Daraus kann man folgern, daß, ähnlich wie bei den Säuren, bewegliche Teilchen vorhanden sind, die Ladungen tragen. Basen dissoziieren beim Lösen in Wasser. Ihre Lösungen enthalten frei bewegliche elektrisch positiv geladene Metall-Ionen und elektrisch negativ geladene Hydroxid-Ionen (Experiment 8).

$$\underset{\text{Natriumhydroxid}}{NaOH} \rightleftharpoons \underset{\text{Natrium-Ion}}{Na^+} + \underset{\text{Hydroxid-Ion}}{OH^-}$$

$$\underset{\text{Kalziumhydroxid}}{Ca(OH)_2} \rightleftharpoons \underset{\text{Kalzium-Ion}}{Ca^{2+}} + 2\,\underset{\text{Hydroxid-Ionen}}{OH^-} \quad ③$$

▶ **Basen sind Verbindungen, die in wäßriger Lösung in frei bewegliche elektrisch positiv geladene Metall-Ionen und elektrisch negativ geladene Hydroxid-Ionen dissozieren. Diese frei beweglichen Ionen bedingen das elektrische Leitvermögen der Basenlösungen.**

Alle Basenlösungen wirken in gleicher Weise auf einen bestimmten Indikator. Sie färben Lackmus- und Unitestfarbstoff blau (Experiment 9). Die Indikatoren zeigen 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 verschieden. Im Vergleich zu Wasser enthalten Basenlösungen einen etwa millionenfachen Überschuß an Hydroxid-Ionen. Dieser Überschuß an Hydroxid-Ionen bedingt die Wirkung der Basenlösungen auf Indikatoren. Liegt in einer Lösung ein Überschuß an Hydroxid-Ionen vor, so spricht man von einer **basischen Reaktion** der Lösung. ④ ⑤

▶ **Indikatoren für Basen zeigen durch Farbumschlag die basische Reaktion einer Lösung an, die durch einen Überschuß an Hydroxid-Ionen bedingt wird. Sie dienen deshalb zum Nachweis von Basen.**

Darstellung von Basenlösungen 23

10 ▼ Je eine Probe von Magnesiumoxid und Kalziumoxid wird in einem Reagenzglas mit Wasser übergossen und etwas erwärmt. Die entstehenden Gemische werden filtriert und die Filtrate mit einem Indikator geprüft. (↗ ▼ 2, S. 194.)

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

12 ▼ **Vorsicht!** Ein Kalziumspan wird unter Wasser gebracht. Das entweichende Gas ist pneumatisch aufzufangen und auf Brennbarkeit zu prüfen.

Sauerstoffhaltige Säuren können durch Reaktion der entsprechenden Nichtmetalloxide mit Wasser dargestellt werden. Ob sich Basenlösungen durch Reaktion der entsprechenden Metalloxide mit Wasser darstellen lassen, kann mit Hilfe von Experimenten untersucht werden. ⑥

① a) Berechne die relativen Molekülmassen von Natriumhydroxid, Magnesiumhydroxid und Kalziumhydroxid!
b) Welche Masse haben 3 mol Kaliumhydroxid beziehungsweise 2 mol Bariumhydroxid?

② Stelle die chemischen Gleichungen für die Bildung von Natrium-, Kalium-, Magnesium-, Kalzium- und Barium-Ionen aus den entsprechenden Atomen auf! Verwende die Elektronen- und die Ionenschreibweise!

③ Stelle die Dissoziationsgleichungen für Kaliumhydroxid, Magnesiumhydroxid und Bariumhydroxid auf!

④ Erkläre, warum die Lösungen von Natriumhydroxid oder Kaliumhydroxid den elektrischen Strom leiten können!

⑤ Gib die molare Masse von Natrium-, Magnesium- und Kalziumhydroxid an!

⑥ Wie kann man prüfen, ob beim Zusammenbringen eines Metalls oder eines Metalloxids mit Wasser eine Basenlösung entsteht?

⑦ Wieviel Gramm Kalziumoxid müßten mit der ausreichenden Menge Wasser zur Reaktion gebracht werden, wenn die entstehende Lösung 15 g Kalziumhydroxid enthalten soll?

⑧ a) Stelle die chemische Gleichung für die Reaktion von Magnesiumoxid mit Wasser auf!
b) Stelle die chemische Gleichung für die Reaktion von Bariumoxid mit Wasser auf!

⑨ Wieviel Gramm Magnesiumoxid haben mit Wasser reagiert, wenn daraus 3,1 g Magnesiumhydroxid entstehen?

Kalziumoxid und Magnesiumoxid reagieren mit Wasser, wobei sich milchig-trübe Gemische bilden (Experiment 10). Die verwendeten Metalloxide oder auch deren Reaktionsprodukte mit Wasser lösen sich offenbar nicht vollständig. Durch Filtrieren der Gemische erhält man farblose Lösungen, die Unitestfarbstoff blau färben. Diese Blaufärbung zeigt basische Reaktion und damit einen Überschuß an Hydroxid-Ionen an.
Kalziumoxid reagiert mit Wasser zu Kalziumhydroxid, das in der Lösung dissoziiert vorliegt.

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

Für Berechnungen und eine vereinfachte Darstellung der Reaktion wird auf die Angaben über die Dissoziation in der Gleichung verzichtet. ⑦

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

In gleicher Weise läßt sich auch eine Lösung von Bariumhydroxid darstellen. Gibt man dagegen Kupferoxid oder Bleioxid in Wasser, so erhält man keine Basenlösung. ⑧ ⑨

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

Ob sich eine Basenlösung auch direkt durch Reaktion eines geeigneten Metalls mit Wasser darstellen läßt, kann wiederum durch Experimente festgestellt werden.

Werden Natrium oder Kalzium zu Wasser gegeben, so deuten ein zischendes Geräusch und aufsteigende Blasen auf die Bildung eines Gases hin. Beide Metalle reagieren mit Wasser und werden schließlich völlig verbraucht. Prüft man die entstandenen Lösungen mit einem Indikator, so zeigen sie basische Reaktion (Experiment 11). Das entstehende Gas läßt sich pneumatisch auffangen. Bringt man an das Gas einen brennenden Holzspan, so entzündet es sich mit schwachem Geräusch und brennt dann ruhig ab. An der Wandung des Standzylinders bildet sich ein Wasserbelag. Daraus kann man schließen, daß bei der Reaktion außer einer Basenlösung elementarer Wasserstoff gebildet wird (Experiment 12). ①

Wenn Natrium mit Wasser reagiert, so entstehen eine Natriumhydroxidlösung, die Natrium-Ionen und Hydroxid-Ionen enthält, und elementarer Wasserstoff, der gasförmig entweicht.

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,Na^+ + 2\,OH^- + H_2$$

Diese Reaktion besteht aus mehreren Teilreaktionen. Natrium-Ionen bilden sich aus Natriumatomen, indem je ein Natriumatom ein Elektron abgibt (↗ S. 23). Diese Elektronen werden sofort von Wasserstoff-Ionen aufgenommen, die aus dem Wasser stammen, das ja zum Teil dissoziiert vorliegt. Wenn ein Wasserstoff-Ion ein Elektron aufnimmt, so entsteht ein Wasserstoffatom. Je zwei Wasserstoffatome bilden schließlich ein Wasserstoffmolekül.

$2\,Na \longrightarrow 2\,Na^+ + 2\,e^-$		Elektronenabgabe
$2\,e^- + 2\,H^+ + 2\,OH^- \longrightarrow 2\,OH^- + H_2$		Elektronenaufnahme
$2\,Na + 2\,H^+ + 2\,OH^- \longrightarrow 2\,Na^+ + 2\,OH^- + H_2$		Reaktion mit Elektronenübergang

Auch bei dieser Reaktion wird für Berechnungen eine vereinfachte Gleichung verwendet, die auf die Angaben über die Dissoziation verzichtet.

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2$$

Solche Reaktionen mit Elektronenübergang verlaufen auch bei den Reaktionen von Kalium oder Kalzium mit Wasser. ② ③

Die Lösungen von Natrium-, Kalium- und Kalziumhydroxid können durch Reaktion der entsprechenden Metalle mit Wasser dargestellt werden. Dabei bildet sich Wasserstoff. Es finden Reaktionen mit Elektronenübergang statt. Die Metallatome geben Elektronen ab, und Wasserstoff-Ionen des Wassers nehmen Elektronen auf.

① Wie unterscheiden sich Wasserstoff und Sauerstoff, und wie werden sie nachgewiesen?

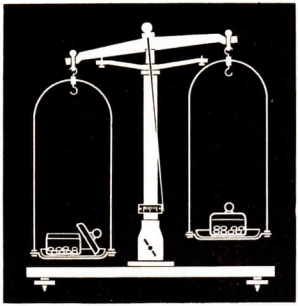
② Nenne die Bindungsarten, die im Natrium, im festen Natriumhydroxid, im Wasser und im gasförmigen Wasserstoff vorliegen!

③ Stelle in Ionenschreibweise Teilgleichungen und Gesamtgleichungen für die Reaktionen von a) Kalium und b) Kalzium mit Wasser auf!

Eigenschaften und Verwendung von Natriumhydroxid und Kalziumhydroxid

24

13



Vorsicht! Proben von Natriumhydroxid werden in Wägegläschen auf einer Waage gegeneinander austariert. Während ein Wägegläschen verschlossen wird, bleibt das andere geöffnet. Nach einiger Zeit wird die Stellung der Waage überprüft (Abb. 36).

Abb. 36 Die Massezunahme auf der Seite des offenen Wägegläschens der Präzisionswaage charakterisiert die wasseranziehende Wirkung von Natriumhydroxid.

14 **Vorsicht!** Natriumhydroxid wird in Wasser gelöst. Die Temperaturen des Wassers und der entstehenden Lösung werden gemessen.

15 **Vorsicht!** Einige Federn oder Wollreste werden im Becherglas mit konzentrierter Natriumhydroxidlösung übergossen.

16 **Vorsicht!** Etwas Kalziumoxid wird mit etwas Wasser versetzt. Ein Teil des Produktes wird in ein Becherglas mit Wasser gebracht und ein Teil der Aufschlämmung filtriert.

Natriumhydroxid ist ein fester, kristalliner, weißer Stoff. Er wird in Form von Stangen, Schuppen oder Plätzchen von der chemischen Industrie unter dem Namen **Ätznatron** geliefert. In unverschlossenen Gefäßen wird Natriumhydroxid schnell feucht, da es das in der Luft enthaltene Wasser aufnimmt (Experiment 13). Es muß deshalb in luftdicht verschlossenen Behältern aufbewahrt werden. Beim Lösen von Natriumhydroxid in Wasser erwärmt sich die Lösung sehr stark (Experiment 14).
Natriumhydroxidlösung, auch **Natronlauge** genannt, wird gewöhnlich als 33%ige konzentrierte Lösung hergestellt. Sie enthält in 100 g der Lösung 33 g Natriumhydroxid. Oft wird auch die 7,5%ige verdünnte Natriumhydroxidlösung verwendet. Natrium-

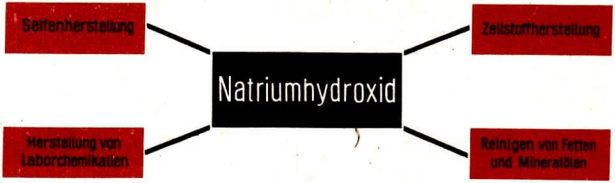


Abb. 37 Natriumhydroxid wird in der Industrie vielseitig verwendet.

hydroxid und seine Lösungen wirken ätzend und damit zerstörend auf die menschliche Haut und andere eiweißhaltige Stoffe (Experiment 15). ①

Natriumhydroxid gehört wie Schwefelsäure zu den wichtigen Grundchemikalien für verschiedene Industriezweige (Abb. 37).

Kalziumhydroxid ist ein fester, pulvriger, weißer Stoff, der nur wenig in Wasser löslich ist (Experiment 16). Es ist auch unter dem Namen **Ätzkalk** bekannt. Kalziumhydroxid ist die billigste technisch verwendete Base. Das zu ihrer Herstellung notwendige Kalziumoxid wird aus dem häufig vorkommenden Kalkstein hergestellt. Kalziumhydroxid für technische Zwecke wird auch **Löschkalk** genannt. In der Bauindustrie dient er in breiiger Aufschlämmung im Gemisch mit Sand als Mörtel.

Die in Laboratorien und auch im Unterricht verwendete Lösung von Kalziumhydroxid wird häufig als **Kalkwasser** bezeichnet.

In der Industrie verzichtet man aus ökonomischen Gründen auf das Filtrieren der Aufschlämmung von Kalziumhydroxid in Wasser und arbeitet mit der durch ungelöste Anteile milchig getrübten Flüssigkeit, die ihres Aussehens wegen **Kalkmilch** genannt wird. Kalkmilch wird beispielsweise bei der Gewinnung von Zucker aus Zuckerrüben als Hilfsstoff eingesetzt. ② ③

Vergleich von Säuren, Basen und Wasser 25

Vergleich der Darstellung von Säure- und Basenlösungen

Vergleicht man die Darstellung einiger Lösungen sauerstoffhaltiger Säuren mit der von Basenlösungen, so erkennt man Gemeinsamkeiten und Unterschiede.

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

$CaO + H_2O \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,OH^-$

Bei beiden Reaktionen sind Wasser und ein durch Reaktion eines Elementes mit Sauerstoff dargestelltes Oxid Ausgangsstoffe. In beiden Lösungen liegen frei bewegliche Ionen vor. Ob die entstandende Lösung saure oder basische Reaktion zeigt, ist davon abhängig, ob ein Nichtmetalloxid oder ein Metalloxid mit dem Wasser reagiert hat. Einige Basenlösungen lassen sich auch durch Reaktion bestimmter Metalle unmittelbar mit Wasser darstellen.

① Wieviel Gramm Natriumhydroxid müssen in Wasser gelöst werden, wenn 250 g verdünnte Natriumhydroxidlösung (7,5%ig) hergestellt werden sollen?

② Wieviel Gramm Kalziumoxid müssen in Wasser reagieren, damit 300 g Kalziumhydroxid entstehen?

③ Wodurch unterscheiden sich Löschkalk, Kalkmilch und Kalkwasser? Was ist diesen Stoffen gemeinsam?

④ Stelle die Dissoziationsgleichungen für Salzsäure, Schwefelsäure und Phosphorsäure auf!

⑤ Stelle die Dissoziationsgleichungen für Natriumhydroxid, Bariumhydroxid und Kalziumhydroxid auf!

⑥ Vergleiche die bei Säuren und Basen auftretenden Ionenarten mit denen des Wassers!

In der folgenden Übersicht sind Wege zur Darstellung bestimmter Säure- und Basenlösungen zusammengestellt.

Darstellung von Säurelösungen ■ H_2SO_4; H_2SO_3 H_3PO_4; H_2CO_3	Nichtmetall + Sauerstoff ⟶ Nichtmetalloxid + Wasser ⟶ Säurelösung
Darstellung von Basenlösungen ■ $Ca(OH)_2$; $Ba(OH)_2$	Metall + Sauerstoff ⟶ Metalloxid + Wasser ⟶ Basenlösung
Darstellung von Basenlösungen ■ NaOH; $Ca(OH)_2$	Metall + Wasser ⟶ Wasserstoff + Basenlösung

Saure, basische und neutrale Reaktion von Lösungen

17 ▼ Verdünnte Schwefelsäure, verdünnte Natriumhydroxidlösung und Wasser werden mit Lackmuspapier und mit Unitestpapier geprüft.

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

Vergleicht man die Wirkung von Säurelösungen, Basenlösungen und Wasser auf die bekannten Indikatoren, so ist nur bei der Prüfung von Säurelösungen und Basenlösungen ein Farbumschlag festzustellen (Experiment 17). Bei Säurelösungen bedingt der Überschuß an Wasserstoff-Ionen (↗ S. 47), bei Basenlösungen der Überschuß an Hydroxid-Ionen (↗ S. 52) den Farbumschlag des Indikators. ④ ⑤ ⑥
Auch Wasser enthält frei bewegliche Ionen, denn es dissoziiert (↗ S. 38). Wasser enthält demnach die Ionenarten, die die saure Reaktion oder die basische Reaktion einer Lösung bedingen. Allerdings sind im Wasser nur sehr wenige dieser Ionen enthalten. Von 555 Millionen Wassermolekülen ist nur ein Molekül dissoziiert. Da Wasser

Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen in gleicher Anzahl und nur in sehr geringer Menge enthält, wirkt es nicht auf die für Säuren und Basen verwendeten Indikatoren (Experiment 17). Es zeigt weder basische noch saure Reaktion. Man sagt deshalb, Wasser zeigt **neutrale**[1] **Reaktion.** Mit Hilfe geeigneter Indikatoren ist es möglich, unbekannte Lösungen auf saure, basische oder neutrale Reaktion zu prüfen (Experiment 18).

Stoff	Formel	Kationen	Anionen	Wirkung auf Indikator Lackmus
Säure	H_2SO_4	$2\ H^+$	SO_4^{2-}	**Rotfärbung**
Base	NaOH	Na^+	OH^-	**Blaufärbung**
Wasser	H_2O	H^+	OH^-	**keine Veränderung**

Wasser reagiert weder sauer noch basisch. Es zeigt neutrale Reaktion. Wasser verändert die Farbe eines für Säuren oder Basen verwendbaren Indikators nicht.

Saure oder basische Reaktion einer Lösung tritt nur auf, wenn im Vergleich zu Wasser ein Überschuß an Wasserstoff-Ionen oder Hydroxid-Ionen vorliegt. Dieser Überschuß kann in einzelnen Lösungen verschieden groß sein. Bei einem großen Überschuß an Wasserstoff-Ionen spricht man von einer stark sauren und bei geringem Überschuß von einer schwach sauren Lösung. Entsprechend werden nach der Größe des Überschusses an Hydroxid-Ionen stark oder schwach basische Lösungen unterschieden. Mit Universalindikatoren wie Unitest lassen sich die Unterschiede in der Wirkung der Lösungen an Farbunterschieden erkennen (Experiment 17). Diese Unterschiede werden durch die Zahlen 0 bis 14 gekennzeichnet, um damit den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer Lösung angeben zu können. Diese Zahlenangabe wird als **pH-Wert** bezeichnet (Abb. 38).

*p*H-Wert	0 1 2	3 4 5 6	7	8 9 10	11 12 13 14
Reaktion der Lösung	stark sauer	schwach sauer	neutral	schwach basisch	stark basisch
	Überschuß an Wasserstoff-Jonen H^+			Überschuß an Hydroxid-Jonen OH^-	

Abb. 38 *p*H-Wert-Skale

Die Zahlenangabe zur Unterscheidung der sauren, neutralen oder basischen Reaktion einer Lösung wird *p*H-Wert genannt.

Die Feststellung des *p*H-Wertes von Lösungen ist beispielsweise 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 Bedeutung.

[1] neutrum (lateinisch) = keines von beiden

1. Stelle die Gleichungen in Ionenschreibweise für die Reaktionen der Lösungen von a) Kaliumhydroxid mit Schwefelsäure, b) Kalziumhydroxid mit Salpetersäure, c) Natriumhydroxid mit Kohlensäure, d) Bariumhydroxid mit Salzsäure auf!

2. Begründe, warum zur Beseitigung von Säurespritzern auf der Haut sehr schwachbasische Lösungen verwendet werden können!

3. Berechne, wieviel Gramm reine Salpetersäure mit a) 10 g Magnesiumhydroxid, b) 20 g Natriumhydroxid, c) 25 g Kaliumhydroxid reagieren müssen, damit die entstehende Lösung neutral reagiert!

4. Bestimme, wieviel Mol Salpetersäure, schweflige Säure oder Phosphorsäure zur Neutralisation von 1 mol Kaliumhydroxid benötigt werden! Vergleiche deine Angaben mit der Anzahl der Wasserstoffatome je Molekül Säure und gib eine Erklärung!

Neutralisation

19 ▼ Verdünnte Natriumhydroxidlösung wird in einem Becherglas mit einigen Tropfen Unitestindikator versetzt. Mit Hilfe einer Pipette oder Bürette wird der Lösung langsam und unter Umrühren verdünnte Salzsäure zugesetzt (Abb. 39). (↗ ▼ 3, S. 194)

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

Gibt man zu verdünnter Natriumhydroxidlösung einige Tropfen Unitest-Lösung, so zeigt die Blaufärbung die basische Reaktion der Lösung an, die durch einen Überschuß an Hydroxid-Ionen bedingt wird. Eine Zugabe von verdünnter Salzsäure aus einer Pipette oder Bürette zu dieser Lösung bewirkt eine Farbänderung des Indikators (Experiment 19). Nach Zugabe der ersten Tropfen Salzsäure ist in der Lösung keine Veränderung zu erkennen. Erst wenn ein gewisses Volumen Salzsäure zur Basenlösung getropft wird, ändert sich die Farbe des Indikators plötzlich in Gelbgrün und zeigt damit an, daß die entstandene Lösung neutral reagiert. Der anfänglich durch den Indikator angezeigte Überschuß an Hydroxid-Ionen in der Lösung ist nicht mehr vorhanden. Mit

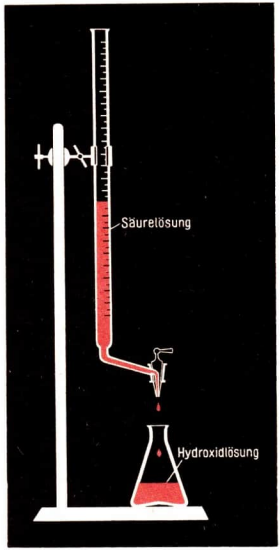


Abb. 39 Durch tropfenweise Zugabe einer Säurelösung zu einer Basenlösung wird ein Punkt erreicht, bei dem die Lösung neutral reagiert.

Hilfe der Salzsäure sind Wasserstoff-Ionen in die Lösung gebracht worden. Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen können aber nur in der geringen Anzahl nebeneinander vorliegen, wie sie im Wasser vorhanden ist. Kommen weitere Wasserstoff-Ionen zu einer Lösung, die einen Überschuß an Hydroxid-Ionen enthält, so vereinigen sich diese Ionen miteinander zu Wassermolekülen. Der Überschuß an Hydroxid-Ionen wird auf diese Weise verbraucht, und die entstehende Lösung reagiert neutral. Der Indikator zeigt an, wann alle überschüssigen Hydroxid-Ionen durch zugeführte Wasserstoff-Ionen gebunden worden sind. Eine solche Reaktion, bei der sich Ionen zu undissoziierten Teilchen vereinigen, wird als **Ionenreaktion** bezeichnet.

Das gleiche Ergebnis zeigt sich, wenn man Natriumhydroxidlösung zu Salzsäure tropfen läßt. Der Indikator in der Säurelösung würde dann zunächst einen Überschuß an Wasserstoff-Ionen anzeigen, der dann durch die mit der Hydroxidlösung zugesetzten Hydroxid-Ionen verbraucht wird. Auch auf diesem Wege entsteht eine neutrale Lösung. Man bezeichnet deshalb die Reaktion einer Säurelösung mit einer Basenlösung als **Neutralisation**.

Bei der Neutralisation von Natriumhydroxidlösung mit Salzsäure vereinigen sich Wasserstoff-Ionen mit Hydroxid-Ionen zu Wasser. Die Natrium-Ionen aus der Natriumhydroxidlösung und die Chlorid-Ionen aus der Salzsäure bleiben unverändert.

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

Reagieren andere Säurelösungen mit anderen Basenlösungen, so vereinigen sich gleichfalls Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen. Auf die Angabe der bei den Reaktionen nicht beteiligten Metall-Ionen und Säurerest-Ionen kann deshalb verzichtet werden, so daß für alle Neutralisationen eine gemeinsame Gleichung gilt.

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

Wie man durch Messung und Vergleich der Temperaturen feststellen kann, hat die bei der Neutralisation einer Basenlösung mit einer Säurelösung entstehende neutrale Lösung unmittelbar nach der Reaktion eine höhere Temperatur als die Ausgangslösungen (Experiment 20). Bei der Ionenreaktion zwischen Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen wird Wärme abgegeben. ① ② ③ ④ (↗ S. 59)

Bei der Neutralisation, der Reaktion einer Säurelösung mit einer Basenlösung, vereinigen sich Wasserstoff-Ionen mit Hydroxid-Ionen zu Wassermolekülen. Die Neutralisation ist eine Ionenreaktion.

Wiederholung und Übung 26

1. Nenne die Namen und Formeln von vier wichtigen Basen und stelle für sie die Dissoziationsgleichungen auf!
2. Stelle die Gleichungen für die Reaktionen auf, die ausgehend von Metall über das Metalloxid zu a) Magnesiumhydroxidlösung, b) Bariumhydroxidlösung führen!
3. Stelle die Gleichungen für die Reaktionen auf, die a) vom Metall direkt und b) vom Metall über das Metalloxid zu Kalziumhydroxidlösung führen!

Salze

Zusammensetzung und Eigenschaften von Salzen 27

Aufbau

Die Verbindung Natriumchlorid wird im täglichen Leben als **Kochsalz** oder einfach als Salz bezeichnet. In der Chemie wird unter dem Begriff **Salz** eine wichtige Gruppe von chemischen Verbindungen zusammengefaßt, zu der auch Natriumchlorid gehört. Andere Salze sind beispielsweise Kaliumnitrat KNO_3, Kupfer(II)-sulfat $CuSO_4$, Magnesiumnitrat $Mg(NO_3)_2$ und Natriumkarbonat Na_2CO_3.
Alle Salze liegen bei Zimmertemperatur im festen Aggregatzustand als Kristalle vor. Die Form der Kristalle und die Farbe sind verschieden.
Natriumchlorid ist bekanntlich aus Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen aufgebaut, die in einem Ionenkristall gesetzmäßig angeordnet sind (↗ Abb. 22, 23, 24, S. 30). Im Natriumchlorid liegt Ionenbeziehung zwischen Metall-Ionen und Säurerest-Ionen vor. Auch die übrigen genannten Salze sind aus **Metall-Ionen** und **Säurerest-Ionen** aufgebaut. Die unterschiedlichen Kristallformen der einzelnen Salze hängen mit der Anordnung der Ionen in verschieden gestalteten Gittern zusammen.

Namen

Die Namen der Salze werden gebildet aus:
1. dem Namen des Metalls, aus dem das Metall-Ion (Kation) entstanden ist;
2. der Wertigkeit des Metalls (wenn es in verschiedenen Wertigkeiten auftreten kann), angegeben in römischen Ziffern, in Klammern gesetzt und mit Bindestrich versehen;
3. dem Namen des Säurerest-Ions (Anions).

Formel des Salzes	Ionen	Name des Metalls	Wertigkeit des Metalls	Name 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 Namen der Säurerest-Ionen enden auf **id** bei sauerstofffreien Säuren, auf **it** bei Säuren mit niedrigerem Sauerstoffgehalt und auf **at** bei Säuren mit höherem Sauerstoffgehalt.

Chlorid Säurerest-Ion der Salzsäure HCl
Sulfit Säurerest-Ion der schwefligen Säure H_2SO_3
Sulfat Säurerest-Ion der Schwefelsäure H_2SO_4

Aus den Namen der Salze läßt sich leicht die Zusammensetzung aus Metall-Ionen und Säurerest-Ionen ablesen.
Wenn die Namen bekannt sind, ist es möglich, die Formeln der Salze aufzustellen. Man verwendet die für das Aufstellen der Formeln von Oxiden eingeführte Schrittfolge. Es ist jedoch zu beachten, daß an die Stelle der Atome jetzt Ionen treten, deren Wertigkeiten durch die Anzahl ihrer Ladungen angegeben ist, und daß die Säurerest-Ionen als ganze Teilchen zu betrachten sind. 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 Formel in Klammern gesetzt und die Anzahl dahinter als tiefgestellte Zahl geschrieben.

■ Kupfer(II)-nitrat $Cu(NO_3)_2$

Schrittfolge für das Aufstellen der Formeln von Salzen

Teilschritte	■ Aufstellen der Formel für Aluminiumsulfat
1. Ermitteln der Zeichen der Ionen, aus denen die Verbindung besteht.	Al^{3+} SO_4^{2-}
2. Feststellen der Wertigkeit (Anzahl der Ladungen) der Ionen, aus denen die Verbindung besteht.	III II Al^{3+} SO_4^{2-}
3. Errechnen des kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Wertigkeiten.	6
4. Feststellen, wie oft die Wertigkeiten im kleinsten gemeinsamen Vielfachen enthalten sind. Damit wird das Zahlenverhältnis angegeben, in dem die Ionen jeder Art in der Verbindung enthalten sind.	2mal 3mal 2 : 3 Al_2 $(SO_4)_3$
5. Formel	$Al_2(SO_4)_3$

① ② ③ ④ ⑤ ⑥

Dissoziation

21 ▼ Lösungen von Natriumchlorid, Kupfer(II)-sulfat und Kaliumnitrat werden auf elektrisches Leitvermögen geprüft (↗ Abb. 32, S. 45).

Da Salze aus Ionen aufgebaut sind, kann man vermuten, daß sie beim Lösen in Wasser dissoziieren. Experimentelle Untersuchungen zeigen, daß Lösungen von Salzen den elektrischen Strom leiten, also bewegliche Ladungsträger enthalten müssen (Experiment 21).

■ Kupfer(II)-sulfat dissoziiert in Kupfer(II)-Ionen und Sulfat-Ionen. ⑦ ⑧

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

① Berechne die relativen Molekülmassen von a) Natriumchlorid, b) Kaliumnitrat, c) Natriumkarbonat, d) Kupfer(II)-sulfat und e) Magnesiumnitrat!

② Berechne, welche Masse a) 3 mol Natriumkarbonat und b) 2 mol Kaliumnitrat haben!

③ Wie oft ist die Masse von 1 mol Natriumchlorid in einem Kilogramm des Salzes enthalten?

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

Stelle die Formeln für a) Eisen(III)-nitrat, b) Kupfer(II)-karbonat, c) Natriumphosphat, d) Kalziumphosphat auf!
Benutze dabei die Schrittfolge (↗ S. 62)!

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) $MgCO_3$!

Benenne die Verbindungen und stelle die Dissoziationsgleichungen auf: a) KCl, KNO_3, $NaNO_3$, $MgSO_4$, $CaSO_4$, $CuSO_4$; b) $MgCl_2$, Na_2SO_4, $Ca(NO_3)_2$, K_2CO_3; c) K_2SO_4, Na_2SO_3, $Mg_3(PO_4)_2$, $Cu(NO_3)_2$, $AlCl_3$!

Stelle die Dissoziationsgleichungen für Magnesiumsulfat, Natriumphosphat, Eisen(III)-chlorid, Kalziumchlorid und Kalziumphosphat auf!

▶ **Salze sind Verbindungen, die in wäßriger Lösung in frei bewegliche elektrisch positiv geladene Metall-Ionen und elektrisch negativ geladene Säurerest-Ionen dissozieren. Diese frei beweglichen Ionen bedingen das elektrische Leitvermögen der Salzlösungen.**

Einige wichtige Salze

28

Natriumchlorid wird in großen Mengen als Speisesalz (Kochsalz) zum Würzen und Konservieren von Nahrungsmitteln verwendet. **Physiologische Kochsalzlösung** (0,75%ig) wird in der Medizin bei Blutverlusten und in der Biologie zur Herstellung zoologischer Präparate verwendet. In der chemischen Industrie ist Natriumchlorid Rohstoff für die Herstellung der Elemente Natrium und Chlor und für die Herstellung verschiedener Verbindungen, beispielsweise Natriumhydroxid und Chlorwasserstoff, die eines dieser Elemente enthalten.

Magnesiumchlorid ist Bestandteil der Lösungen, die im Winter zum Eisfreihalten der Straßen verwendet werden.

Mineralische Düngemittel sind Salzgemische. Sie enthalten unter anderem Kalium-, Kalzium-, Nitrat- oder Phosphat-Ionen, die von den Pflanzen zusammen mit dem Wasser durch die Wurzeln aus dem Boden aufgenommen werden. Durch die Produktion von mineralischen Düngemitteln sowie von Schädlings- und Unkrautbekämpfungsmitteln trägt unsere chemische Industrie zur besseren Versorgung der Landwirtschaft

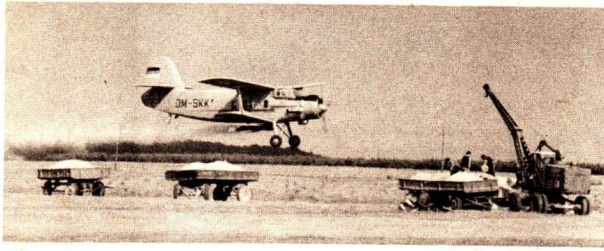


Abb. 40 Ein Flugzeug streut Düngesalze auf Felder einer landwirtschaftlichen Kooperationsgemeinschaft.

bei. Durch den Einsatz dieser Produkte (Abb. 40) wird die Bodenfruchtbarkeit erhöht und werden die Erträge in der landwirtschaftlichen Produktion gesteigert. ① Natriumchlorid und Kaliumchlorid werden in unserer Republik zusammen mit anderen Salzen bergmännisch aus den natürlichen Vorkommen der Salzlagerstätten abgebaut und in Großbetrieben für die Verwendung aufbereitet (Abb. 41). Betriebe wie der VEB Kalikombinat „Werra" Merkers (Rhön) und der VEB Kaliwerk Staßfurt fördern und verarbeiten mit modernen technischen Anlagen beträchtliche Mengen hochwertiger Kalisalze für den ständig steigenden Bedarf unserer sozialistischen Landwirtschaft und für den Export. Im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht", im VEB Chemiekombinat Bitterfeld und im VEB Stickstoffwerk Piesteritz werden stickstoffhaltige Düngemittel

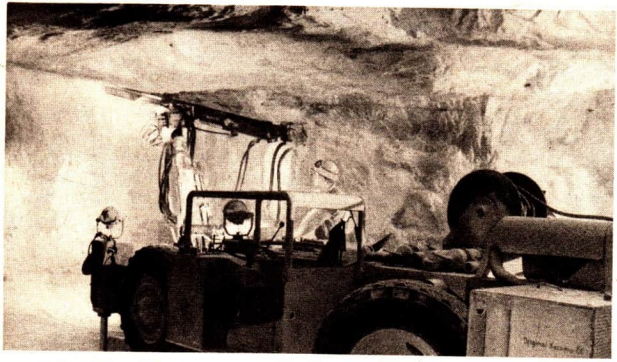


Abb. 41 Moderne Anlagen beim Kalisalzabbau in einem Salzbergwerk ermöglichen die Steigerung der Arbeitsproduktivität.

① Erkläre die Bedeutung der Düngung mit mineralischen Düngemitteln!

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

③ Gib in Ionenschreibweise die Gleichungen für die Neutralisationsreaktionen an, durch die Lösungen von Kaliumchlorid, Magnesiumsulfat, Kalziumnitrat und Natriumphasphat dargestellt werden können!

④ Wieviel Gramm Kaliumnitrat müssen sich aus einer Lösung nach Verdampfen des Wassers abscheiden, wenn 15 g Kaliumhydroxid in Lösung mit Salpetersäure reagierten?

⑤ Wieviel Kilogramm Natriumhydroxid müssen in Lösung mit schwefliger Säure reagieren, damit eine Tonne Natriumsulfit aus der Lösung gewonnen werden kann?

produziert. Phosphathaltige Düngesalze werden in unserer Republik vor allem im VEB Chemiewerk Coswig (Anhalt) und im VEB Schwefelsäure- und Superphosphatwerk Salzwedel hergestellt. Die phosphathaltigen Rohstoffe dazu liefert uns die Sowjetunion. ②

Darstellung von Salzlösungen aus Basen- und Säurelösung

29

22 ▼ Eine durch Neutralisation von Natriumhydroxidlösung mit Schwefelsäure entstandene Lösung wird auf elektrisches Leitvermögen geprüft.

23 ▼ Kleine Mengen von Basenlösungen werden mit verdünnten Säuren neutralisiert und Tropfen der entstehenden Lösungen auf Objektträgern eingedampft.

Eine Lösung, die durch Neutralisation einer Basenlösung mit einer Säurelösung entstanden ist, leitet den elektrischen Strom (Experiment 22) Bei der Neutralisation haben sich Wasserstoff-Ionen mit Hydroxid-Ionen zu Wasser vereinigt (↗ S. 60). In der Lösung liegen noch Metall-Ionen und Säurerest-Ionen vor. Diese Ionen bedingen das elektrische Leitvermögen der Lösung. Art und Zahlenverhältnis der Ionen entsprechen der Zusammensetzung eines Salzes. Bei der Neutralisation von Hydroxidlösung mit Säurelösung ist eine Salzlösung entstanden.

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

Wird die Lösung eingedampft, so ordnen sich die Ionen zu Salzkristallen (Experiment 23). ③ ④ ⑤

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

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

Darstellung von Salzlösungen aus Metalloxid und Säurelösung 30

24 Kupfer(II)-oxid wird mit verdünnter Schwefelsäure vermischt und erwärmt. Die entstehende Lösung wird filtriert und zum Eindunsten in eine Kristallisierschale gegeben (↗ ▼ 4, S. 195).

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

Wenn ein Metalloxid mit verdünnten Säuren reagiert, vereinigen sich Wasserstoff-Ionen der Säurelösung mit dem Sauerstoff des Metalloxids zu Wasser. In den Lösungen verbleiben frei bewegliche Metall-Ionen und Säurerest-Ionen. ① ② ③ ④

■ Bei der Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Schwefelsäure bildet sich eine blaue Lösung, die Kupfer(II)-Ionen und Sulfat-Ionen, die Ionen des Salzes Kupfer(II)-sulfat, enthält (Experiment 24).

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

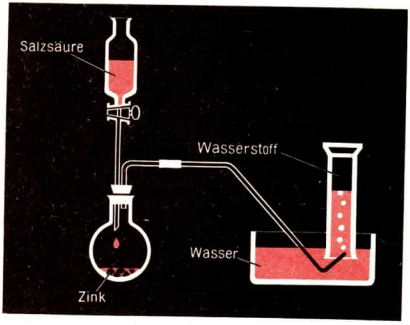
■ Bei der Reaktion von Magnesiumoxid mit Salpetersäure entsteht eine Lösung, aus der sich beim Eindampfen Kristalle von Magnesiumnitrat abscheiden (Experiment 25).

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

Darstellung von Salzlösungen aus unedlem Metall und Säurelösung 31

26 a) Magnesium, Zink und Eisenpulver werden jeweils mit verdünnter Schwefelsäure übergossen. Entstehende Gase werden auf Brennbarkeit geprüft. Die Lösungen werden filtriert und Teile der Filtrate eingedampft. b) Kupferspäne werden mit verdünnter Schwefelsäure übergossen.

27



In der Apparatur nach Abbildung 42 wird verdünnte Salzsäure zu Zink gebracht. Das entstehende Gas wird pneumatisch aufgefangen (↗ ▼ 5, S. 196).

Abb. 42 Bei der Reaktion von Zink mit verdünnter Salzsäure in einem Gasentwickler entsteht Wasserstoff, der in einem Standzylinder pneumatisch aufgefangen wird.

① Bestimme mit Hilfe der Elektronegativitätstabelle, welchen Charakter die chemische Bindung in Kupfer(II)-oxid, Zinkoxid, Aluminiumoxid und Magnesiumoxid hat!

② Vergleiche die Reaktion von Metalloxiden mit verdünnten Säurelösungen und die Reaktion von Basenlösungen mit Säurelösungen!

③ Stelle in Ionenschreibweise die Gleichungen für die Reaktionen von Magnesiumoxid mit Salpetersäure, Salzsäure und Phosphorsäure auf!

④ Berechne, welche Massen des entsprechenden Metalloxids benötigt werden, um durch Reaktion mit Säure je 100 g Zinknitrat, Magnesiumsulfat und Kalziumchlorid darzustellen!

⑤ Stelle Teilgleichungen und Gesamtgleichungen für die Reaktionen von Magnesium und Zink mit verdünnter Schwefelsäure in Ionenschreibweise auf! Erläutere die stattfindenden Elektronenübergänge!

⑥ Gib Teilgleichungen und Gesamtgleichungen in Ionenschreibweise für die Reaktionen an, durch die aus Metall und verdünnter Säure Lösungen von Magnesiumnitrat, Kalziumchlorid und Aluminiumsulfat dargestellt werden können!

⑦ Berechne, wieviel Gramm Zink verbraucht werden, wenn durch Reaktion mit verdünnter Schwefelsäure 20 g Zinksulfat in die Lösung gelangen!

⑧ Wieviel Gramm reine Salpetersäure, Schwefelsäure beziehungsweise Phosphorsäure müssen in verdünnter Lösung reagieren, wenn je 0,5 g Magnesium verbraucht werden sollen?

⑨ Wieviel Gramm Magnesium, Zink beziehungsweise Aluminium sind notwendig, um durch Reaktion mit verdünnter Schwefelsäure je $\frac{1}{2}$ mol gasförmigen Wasserstoff darzustellen?

Einige Metalle reagieren mit verdünnten Säuren unter Wasserstoffentwicklung (Experiment 26 a). Sie werden deshalb als **unedle Metalle** bezeichnet. Kupfer zeigt dieses Verhalten nicht (Experiment 26 b).

■ Magnesium reagiert mit verdünnter Schwefelsäure. Dabei entwickelt sich Wasserstoff. In der Lösung liegen nach der Reaktion die Ionen des Salzes Magnesiumsulfat vor (Experiment 26 a).

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

■ Wird verdünnte Salzsäure auf Zink gebracht, so bilden sich Wasserstoff und eine Zinkchloridlösung (Experiment 27)

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

Diese Gesamtreaktion besteht aus mehreren Teilreaktionen. Zink-Ionen bilden sich, indem je ein Zinkatom zwei Elektronen abgibt. Diese Elektronen werden von Wasserstoff-Ionen der Salzsäure aufgenommen. Es findet demnach ein Elektronenübergang von den Zinkatomen zu den Wasserstoff-Ionen statt. Dabei entstehen Wasserstoffatome. Je zwei Wasserstoffatome vereinigen sich schließlich zu einem Wasserstoffmolekül.

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

⑤⑥⑦⑧⑨

Bei den Reaktionen anderer unedler Metalle mit Säurelösungen finden ebensolche Reaktionen mit Elektronenübergang statt. Im Laboratorium werden Reaktionen von unedlen Metallen mit verdünnten Säuren genutzt, um Wasserstoff darzustellen.

Salzlösungen können durch Reaktion von unedlen Metallen mit verdünnten Säurelösungen dargestellt werden. Dabei bildet sich Wasserstoff. Es findet ein Elektronenübergang von den Metallatomen zu den Wasserstoff-Ionen der Säurelösungen statt.

Wiederholung und Übung 32

Darstellung von Säure-, Basen- und Salzlösungen

1. Gib in Gleichungen an, durch welche Reaktionen, vom Element Schwefel ausgehend, schweflige Säure dargestellt werden kann! Welche allgemeine Aussage über die Darstellungsmöglichkeit von Säurelösungen gilt für diese Reaktionen? Nenne andere Säuren, für die dieser Weg der Darstellung möglich ist!
2. Stelle die Gleichungen für die Reaktionen auf, nach denen auf zwei verschiedenen Wegen Kalziumhydroxidlösung dargestellt werden kann!
3. Gib durch Gleichungen in Ionenschreibweise drei Wege an, auf denen Magnesiumnitratlösung dargestellt werden kann!
4. Formuliere Gesamt- und Teilgleichungen in Ionenschreibweise für die Reaktionen von Natrium mit Wasser und von Zink mit verdünnter Salpetersäure! Vergleiche die Reaktionen!

Vergleich der Lösungen von Säuren, Basen und Salzen

5. Welche gemeinsame Eigenschaft haben die wäßrigen Lösungen von Säuren, Basen und Salzen?
6. Ordne die durch folgende Formeln gekennzeichneten Verbindungen nach Verbindungsgruppen, benenne sie und stelle für sie die Dissoziationsgleichungen auf: $MgSO_4$, $Ca(OH)_2$, $Fe(NO_3)_3$, H_3PO_4, $CaCO_3$, H_2SO_3, $NaOH$!
7. Übertrage folgende Tabelle ins Heft und ergänze ihren Inhalt!

Art der Verbindung	Beispiel (Formel)	Ionen in Lösung (allgemein)		Ionen in Lösung (für das Beispiel)	
		Kationen	Anionen	Kationen	Anionen
Säure					
Base					
Salz					
Wasser					

Untersuche an Hand der Tabelle, ob und welche Ionenarten die Lösungen von Säuren, Basen und Salzen mit dem Wasser gemeinsam haben!

Periodensystem der Elemente

Atombau und Periodensystem 33

Alle bisher entdeckten 104 Elemente sind auf der Grundlage ihres Atombaus (↗ Übersicht am Anfang des Buches) im Periodensystem der Elemente (↗ Ende des Buches) geordnet. Die Reihenfolge der Elemente im Periodensystem wird durch die Kernladungszahl der Elemente bestimmt. Da die Elemente nach dieser Zahl im Periodensystem geordnet werden, bezeichnet man sie als **Ordnungszahl**. Da die Ordnungszahl gleich der Kernladungszahl ist, ist sie auch gleich der Anzahl der Protonen und gleich der Anzahl der Elektronen der Atome des betreffenden Elements. ① ② (↗ S. 71)

▶ **Die Ordnungszahl kennzeichnet die Reihenfolge der Elemente im Periodensystem. Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen = Kernladungszahl = Ordnungszahl**

Neben der Ordnung der Elemente nach steigender Kernladungszahl werden diese im Periodensystem noch nach der Anzahl der Schalen in den Atomen geordnet. Die Elemente, deren Atome die gleiche Anzahl von Schalen besitzen, gehören zu ein und derselben **Periode**. Die Perioden sind die waagerechten Reihen des Periodensystems der Elemente (↗ Ende des Buches).

Die Atome des Elements mit der Kernladungszahl 1 haben 1 Elektron. Die Atome des nachfolgenden Elements (Kernladungszahl 2) besitzen 2 Elektronen. Mit 2 Elektronen ist in der 1. Schale eine stabile Elektronenanordnung erreicht. Die Elemente mit den Ordnungszahlen 1 und 2 stehen in der 1. Periode des Periodensystems. Bei den Atomen der Elemente mit den Kernladungszahlen 3 bis 10 und 11 bis 18 bilden die Elektronen 2 Schalen beziehungsweise 3 Schalen. Es wird jeweils die 2. Schale beziehungsweise die 3. Schale als Außenschale mit jeweils 8 Elektronen besetzt und damit eine stabile Elektronenanordnung erreicht. Diese Elemente befinden sich in der 2. beziehungsweise 3. Periode des Periodensystems. Allgemein gilt, daß Elemente mit Atomen, deren Außenelektronen den Schalen 1 bis 7 zugehören, in der 1. ··· 7. Periode eingeordnet sind. Daraus ist ersichtlich, daß die Anzahl der besetzten Schalen der Nummer der Periode entspricht. Auch die Bezeichnung der jeweiligen Außenschale stimmt mit der Nummer der Periode überein. ③ ④ (↗ S. 71)

▶ **Elemente, deren Atome dieselbe Anzahl besetzter Schalen haben, stehen in derselben Periode. Anzahl der besetzten Schalen ≙ Bezeichnung der Außenschale ≙ Nummer der Periode**

Außer der Anzahl der Schalen ist für die Ordnung der Elemente im Periodensystem noch die Anzahl der Außenelektronen von Bedeutung. Die Elemente, deren Atome die gleiche Anzahl Außenelektronen besitzen, gehören zu ein und derselben **Hauptgruppe**. Die Hauptgruppen sind die senkrechten Reihen des Periodensystems der Elemente (↗ Ende des Buches). So werden zum Beispiel die Elemente der 1. ··· 7. Periode, deren Atome nur ein Außenelektron in der jeweiligen Außenschale haben, zur I. Hauptgruppe zusammengefaßt. Die Elemente aller Perioden, die Atome mit 7 Außenelektronen haben, bilden die VII. Hauptgruppe. Entsprechend den 1 ··· 8 Außenelektronen der Atome gibt es die I. ··· VIII. Hauptgruppe. Die Elemente der Hauptgruppen heißen **Hauptgruppenelemente**. Zu ihnen gehören die Elemente mit den Ordnungszahlen 1 bis 20, 31 bis 38, 49 bis 56 und 81 bis 88. Bei den Atomen dieser Elemente entspricht die Anzahl der Außenelektronen der Hauptgruppennummer. ⑤⑥

▶ **Hauptgruppenelemente, deren Atome die gleiche Anzahl Außenelektronen besitzen, stehen in derselben Hauptgruppe. Anzahl der Außenelektronen ≙ Hauptgruppennummer**

Das Element Wasserstoff, dessen Atome 1 Elektron in der 1. Schale haben, wird im Periodensystem meist über dem Lithium eingeordnet, gehört aber nicht zur I. Hauptgruppe. Es nimmt eine Sonderstellung ein. Das Element Helium hat 2 Elektronen in der 1. Schale und besitzt damit eine stabile Elektronenanordnung. Es wird deshalb der VIII. Hauptgruppe zugeordnet.

Aus dem Periodensystem der Elemente (↗ Ende des Buches) ist ersichtlich, daß es neben den 8 Hauptgruppen noch **8 Nebengruppen** gibt. Diese Einteilung ist im unterschiedlichen Aufbau der Atomhülle begründet. Am Anfang der 4. Periode stehen zunächst die Hauptgruppenelemente Kalium und Kalzium. Ihre Atome haben 1 Elektron beziehungsweise 2 Elektronen in der 4. Schale. Die Atome nachfolgender Elemente mit den Ordnungszahlen 21 bis 30 haben meist 2 Außenelektronen in der 4. Schale. Bei den Atomen dieser Elemente wird die nächstinnere, die 3. Schale, bis zu ihrer höchstmöglichen Besetzung mit 18 Elektronen weiter aufgebaut. Die zehn Elemente stehen in dieser Reihenfolge an der Spitze der III. ··· VIII. sowie der I. und II. Nebengruppe. Die Elemente der Nebengruppen heißen **Nebengruppenelemente**. Zu ihnen gehören die Elemente mit den Ordnungszahlen 21 bis 30, 39 bis 48, 57 bis 80 und 89 bis 104. Bei den Atomen dieser Elemente stimmen Anzahl der Außenelektronen und Nebengruppennummer nicht überein. ⑦

▶ **Zu jeder Hauptgruppe gibt es eine Nebengruppe. Die Nebengruppenelemente stehen im Periodensystem in den Perioden 4 bis 7.**

Da die Elemente auf der Grundlage des Atombaus im Periodensystem geordnet sind, besteht ein Zusammenhang zwischen dem Bau der Atome und der Stellung der Elemente im Periodensystem. Für die Hauptgruppenelemente können deshalb aus dem Atombau Aussagen über die Stellung im Periodensystem und vom Platz im Periodensystem solche über den Atombau abgeleitet werden (Tab. 9). ⑧⑨

Vom Periodensystem der Elemente gibt es sehr unterschiedliche Darstellungsformen. Bei der Darstellung am Ende des Buches sind die 2. und 3. Periode die Grundlage. Jede

① Ermittle für die Elemente, a) deren Atomkerne 3, 6 oder 9 Protonen haben, b) die die Kernladungszahlen 7, 15 oder 28 haben, c) deren Atome in der Atomhülle 24, 26 oder 29 Elektronen haben, die Ordnungszahlen!

② Bestimme für die Elemente mit den Ordnungszahlen 17, 25 und 35 die Anzahl der Protonen, die Kernladungszahlen und die Anzahl der Elektronen!

③ Gib für die Elemente, deren Atome a) 2 besetzte Elektronenschalen haben, und b) die Außenelektronen in der 3. Schale haben, die Stellung in den Perioden des Periodensystems an!

④ Ermittle a) für das Element Silizium, das in der 3. Periode, und b) für das Element Kupfer, das in der 4. Periode steht, die Anzahl der in ihren Atomen besetzten Elektronenschalen und die Außenschalen!

⑤ Bestimme für die Elemente, deren Atome 3 oder 6 Außenelektronen haben, die Hauptgruppennummern!

⑥ Gib für die Elemente der IV. Hauptgruppe die Anzahl der Außenelektronen der Atome an!

⑦ Kennzeichne den Unterschied zwischen Haupt- und Nebengruppenelementen mit Hilfe des Baus der Atomhülle (↗ Übersicht am Anfang des Buches)!

⑧ Leite für das Element, dessen Atome 13 (15) Protonen haben, die Ordnungszahl, die Stellung in den Perioden und Hauptgruppen des Periodensystems her! Gib an, um welches Element es sich handelt! (Benutze die Tabelle 9!)

⑨ Bestimme für das Element Magnesium (Kalzium) die Anzahl der Protonen und Elektronen sowie die Außenschale und die Anzahl der Außenelektronen seiner Atome! (Benutze die Tabelle 9!)

Tabelle 9 Zusammenhang zwischen dem Bau der Atome und der Stellung der entsprechenden Elemente in den Hauptgruppen des Periodensystems

Zusammenhang zwischen		■ Schwefel	
Atombau	Element im Periodensystem	Atombau	Element im Periodensystem
Anzahl der Protonen = Kernladungszahl = Anzahl der Elektronen =	**Ordnungszahl**	16 Protonen Kernladungszahl 16 16 Elektronen	Ordnungszahl 16
Anzahl der besetzten Elektronenschalen ≙ Bezeichnung der Außenschale ≙	**Nummer der Periode**	3 besetzte Elektronenschalen 3. Schale	3. Periode
Anzahl der Außenelektronen ≙	**Nummer der Hauptgruppe**	6 Außenelektronen	VI. Hauptgruppe

dieser Perioden enthält 8 Hauptgruppenelemente und keine Nebengruppenelemente. Deshalb heißen diese Perioden kurze Perioden. Die danach benannte Darstellungsform bezeichnet man als **Kurzperiodensystem**. Hier steher Hauptgruppenele-



Abb. 43 In jedem farbigen Kästchen sind die Angaben zu dem betreffenden Element immer an den gleichen Stellen zu finden.

mente und Nebengruppenelemente einer Gruppe zusammen. Für jedes Element sind in einem farbigen Kästchen Symbol, Name, Elektronegativitätswert, Ordnungszahl und relative Atommasse angegeben (Abb. 43). In den Perioden steigt die Ordnungszahl von links nach rechts von Element zu Element jeweils um 1 an. Auch in den Haupt- und Nebengruppen nimmt die Ordnungszahl von Element zu Element von oben nach unten, allerdings unterschiedlich, zu. ① ② ③

Alle Elemente der Perioden 1 bis 3 sind Hauptgruppenelemente. In den Perioden 4 bis 7 gibt es neben Hauptgruppenelementen auch Nebengruppenelemente.

Periodische Änderung des Baus der Atomhülle 34

Mit steigender Kernladungszahl ändert sich in jeder Periode der Atomaufbau der Hauptgruppenelemente. Das zeigt sich zum Beispiel darin, daß sich die Atome aufeinanderfolgender Elemente nur um 1 Proton im Atomkern und 1 Elektron in der Atomhülle unterscheiden, wenn man von der Anzahl der Neutronen absieht. Aber gerade diese scheinbar geringen Unterschiede im Atombau bedingen die voneinander abweichenden Eigenschaften der in einer Periode benachbart stehenden Elemente.

In der 3. Periode nehmen die Anzahl der Protonen in den Atomen von Element zu Element um 1 und damit die Kernladungszahl von 11 bis 18 zu. Auch die Anzahl der Elektronen in der 3. Schale nimmt jeweils um 1 Elektron zu.

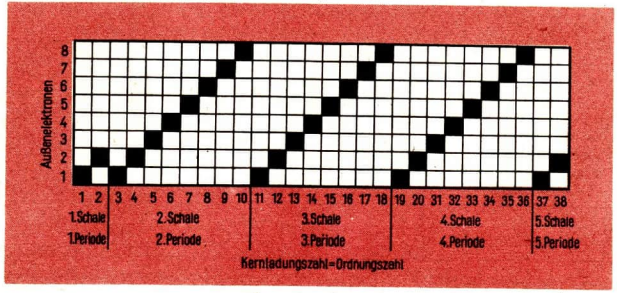


Abb. 44 Die Anzahl der Außenelektronen ändert sich bei den Atomen der Hauptgruppenelemente mit steigender Kernladungszahl periodisch.

① Nenne die Angaben, die für jedes Element aus der Tafel des Periodensystems der Elemente (↗ Ende des Buches) entnommen werden können!

② Ordne folgende Elemente als Haupt- oder Nebengruppenelemente ein: Kohlenstoff, Neon, Kupfer, Blei, Jod und Silber! Nenne ihre Gruppennummern! (Benutze die Tabelle am Ende des Buches!)

③ Gib für die Elemente der VI. Hauptgruppe die Elektronenschreibweise an!

④ Vergleiche den Atombau der Elemente mit den Ordnungszahlen 9, 10 und 11! Arbeite das Gemeinsame für die Elemente mit den Ordnungszahlen 9 und 10, das Unterschiedliche für die Elemente mit den Ordnungszahlen 10 und 11 heraus!

⑤ Erkläre die in Abbildung 44 graphisch dargestellte Gesetzmäßigkeit!

⑥ Vergleiche den Atombau der Elemente mit den Ordnungszahlen 6, 14 und 32 hinsichtlich der Anzahl der Außenelektronen! Welcher Hauptgruppe und welchen Perioden gehören diese Elemente an?

Beim Übergang vom Ende einer Periode zum Anfang der nächstfolgenden unterscheiden sich die Atome der Hauptgruppenelemente hinsichtlich der Anzahl der Protonen und der Elektronen immer um 1, die Unterschiede im Atombau sind hier aber wesentlich größer als zwischen den benachbarten Elementen einer Periode. Das hinzutretende Elektron bildet eine neue Außenschale.

■ Das Element Argon (Ordnungszahl 18) hat als letztes Element der 3. Periode 3 mit Elektronen besetzte Schalen. Das nächste Element Kalium (Ordnungszahl 19) besitzt als erstes Element der 4. Periode 4 Schalen. ④

▶ **In einer Periode ändert sich der Atombau der Hauptgruppenelemente mit steigender Kernladungszahl allmählich. Beim Übergang von einer Periode zur nächstfolgenden ändert sich der Atombau immer sprunghaft.**

Diese Gesetzmäßigkeiten kommen zum Ausdruck, wenn man die Änderung der Anzahl der Außenelektronen bei den Hauptgruppenelementen betrachtet (Abb. 44). Nach einer bestimmten Anzahl von Hauptgruppenelementen gibt es wieder ein Element mit der gleichen Anzahl Außenelektronen. Man sagt, der Bau der Atomhülle ändert sich periodisch. Der periodischen Änderung im Bau der Atomhülle der Hauptgruppenelemente entspricht der periodischen Änderung der Eigenschaften dieser Elemente. Dieser allgemeine Zusammenhang liegt dem **Gesetz der Periodizität** (↗ S. 85) zugrunde. Auf ihm beruht das Periodensystem der Elemente. ⑤ ⑥

▶ **Der periodischen Änderung im Bau der Atomhülle der Elemente entspricht die periodische Änderung der Eigenschaften der Elemente.**

■ Die Atome des Natriums und Magnesiums unterscheiden sich um 1 Elektron. Diese beiden Metalle haben deshalb auch unterschiedliche Eigenschaften. Natrium kann wegen seiner geringen Härte mit dem Messer geschnitten werden. Magnesium ist dagegen härter.

Wertigkeit der Hauptgruppenelemente 35

Bei der Wertigkeit der Hauptgruppenelemente muß man zwischen der gegenüber Sauerstoff und der gegenüber Wasserstoff unterscheiden. ①
Es gibt Hauptgruppenelemente, die in unterschiedlicher Wertigkeit in ihren Sauerstoffverbindungen auftreten.

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

Aus Tabelle 10 geht hervor, daß die höchste Wertigkeit der Hauptgruppenelemente der 3. Periode gegenüber Sauerstoff von I bis VII ansteigt und damit gleich der Hauptgruppennummer des Periodensystems ist. Diese Beziehung gilt auch für die anderen Perioden. Von dieser periodischen Änderung ausgenommen sind die Elemente der VIII. Hauptgruppe sowie die Elemente Fluor und Brom. Die Elemente der VIII. Hauptgruppe bilden im allgemeinen keine Verbindungen. Fluor ist in Verbindungen immer einwertig; Brom tritt in Sauerstoffverbindungen maximal fünfwertig auf. Das Element Sauerstoff ist immer zweiwertig. ②

Tabelle 10 Hauptgruppennummer und höchste Wertigkeit der Hauptgruppenelemente gegenüber Sauerstoff

Nummer der Hauptgruppe		I	II	III	IV	V	VI	VII
Oxide der Hauptgruppenelemente 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	Phosphorpentoxid	Schwefeltrioxid	Dichlorheptoxid
höchste Wertigkeit gegenüber Sauerstoff		I	II	III	IV	V	VI	VII

▶ **Die höchste Wertigkeit der Elemente der I. ··· VII. Hauptgruppe entspricht der Nummer der jeweiligen Hauptgruppe.**

Aus Tabelle 11 geht hervor, daß die Wertigkeit der Elemente der 2. Periode gegenüber Wasserstoff von der I. bis zur IV. Hauptgruppe von I bis IV ansteigt und damit der Hauptgruppennummer entspricht.
Die Wertigkeit der Elemente der V. ··· VII. Hauptgruppe derselben Periode gegenüber Wasserstoff fällt dagegen von III bis I (Tab. 11). Somit entspricht diese Wertigkeit der genannten Elemente der Differenz aus acht und der Hauptgruppennummer.
Da diese Gesetzmäßigkeit auch mit Ausnahme der 1. Periode in den anderen Perioden auftritt, kann man sagen, daß sich die Wertigkeit der Hauptgruppenelemente gegenüber Wasserstoff mit steigender Ordnungszahl periodisch ändert. ③

① Erkläre, was unter der Wertigkeit eines Elementes zu verstehen ist!

② Ermittle für Kohlenstoff, Phosphor und Aluminium a) aus den Oxiden Kohlendioxid CO_2, Phosphorpentoxid P_2O_5 und Aluminiumoxid Al_2O_3 die Wertigkeit gegenüber Sauerstoff; b) mit Hilfe der Hauptgruppennummer der Elemente die höchste Wertigkeit gegenüber Sauerstoff!
Wird in den genannten Oxiden die höchste Wertigkeit erreicht?

③ Bestimme für Arsen, Schwefel und Kohlenstoff die Wertigkeit gegenüber Wasserstoff a) aus den Wasserstoffverbindungen Arsenwasserstoff AsH_3, Schwefelwasserstoff H_2S und Methan CH_4, b) mit Hilfe der Hauptgruppennummer der Elemente.

④ Kennzeichne den Zusammenhang zwischen der Wertigkeit der Hauptgruppenelemente gegenüber Wasserstoff und Sauerstoff, der Nummer der Hauptgruppen, der die Elemente zugehören, und der Anzahl der Außenelektronen der Atome der Elemente! Erläutere an selbstgewählten Beispielen!

Tabelle 11 Hauptgruppennummer und Wertigkeit der Hauptgruppenelemente gegenüber Wasserstoff

Nummer der Hauptgruppe		I	II	III	IV	V	VI	VII
Wasserstoffverbindungen der Hauptgruppenelemente 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 Wasserstoff		I	II	III	IV	III	II	I

Die Wertigkeit der Elemente gegenüber Wasserstoff bei den Hauptgruppen I bis IV entspricht der Hauptgruppennummer, bei den Hauptgruppen V bis VII der Differenz aus acht und der Hauptgruppennummer.

Die übereinstimmende Wertigkeit aller Elemente einer Hauptgruppe, die aus der Hauptgruppennummer bestimmt werden kann, ist durch die gleiche Anzahl Außenelektronen der Atome der Hauptgruppenelemente bedingt. ④

Metall- und Nichtmetallcharakter der Elemente 36

Die Elemente werden in Metalle und Nichtmetalle eingeteilt. In der 3. Periode stehen mit Natrium und Magnesium Metalle am Anfang. Diese Periode schließt mit den Nichtmetallen Schwefel, Chlor und Argon. Der Übergang von Metallen zu Nichtmetallen vollzieht sich mit steigender Ordnungszahl schrittweise über ein Element, das sowohl metallische als auch nichtmetallische Eigenschaften besitzt. Es ist das Silizium (Abb. 45).

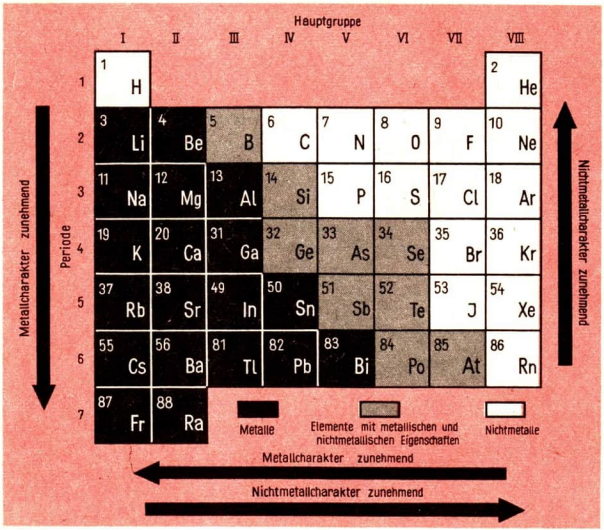


Abb. 45 Die metallischen und nichtmetallischen Eigenschaften der Hauptgruppenelemente ändern sich in den Perioden und Hauptgruppen des Periodensystems gesetzmäßig.

Die nachfolgende 4. Periode beginnt wieder mit einem Metall, dem Kalium. Beim Übergang von der 3. zur 4. Periode ändern sich die betrachteten Eigenschaften sprunghaft. Diese gesetzmäßige Änderung des metallischen und nichtmetallischen Charakters der Hauptgruppenelemente ist auch in den weiteren Perioden festzustellen. ① ②

In den Perioden nimmt bei den Hauptgruppenelementen mit steigender Ordnungszahl der Metallcharakter ab, der Nichtmetallcharakter zu.

In der IV. Hauptgruppe folgen auf das Nichtmetall Kohlenstoff mit Silizium und Germanium Elemente, die sowohl nichtmetallische als auch metallische Eigenschaften haben, schließlich die Metalle Zinn und Blei. In den weiteren Hauptgruppen nimmt der Metallcharakter mit steigender Ordnungszahl ebenfalls schrittweise zu, während der Nichtmetallcharakter abnimmt. Eine Ausnahme bilden der Wasserstoff als Nichtmetall und die Elemente der VIII. Hauptgruppe. ③

In den Hauptgruppen I bis VII nimmt bei den Elementen mit steigender Ordnungszahl der Metallcharakter zu, der Nichtmetallcharakter ab.

① Charakterisiere die Metalle und die Nichtmetalle mit ihren wesentlichen Eigenschaften!

② Erkläre die sprunghafte Änderung des nichtmetallischen und metallischen Charakters beim Übergang vom Fluor und Neon zum Natrium und Magnesium mit Hilfe des Baus der Atomhülle!

③ Erläutere die schrittweise Abstufung der metallischen und nichtmetallischen Eigenschaften der Hauptgruppenelemente in der 2. Periode und in der V. Hauptgruppe!

④ Kennzeichne die Verteilung der Metalle, der Elemente mit metallischen und nichtmetallischen Eigenschaften sowie der Nichtmetalle im Periodensystem der Elemente! Grenze die Nichtmetalle durch einen Linienzug ab!

⑤ Erkläre die Bestimmung des Charakters der chemischen Bindung mit Hilfe der Elektronegativitätstabelle!

Sowohl in den Perioden als auch in den Hauptgruppen besteht eine gesetzmäßige Abstufung der metallischen und nichtmetallischen Eigenschaften der Hauptgruppenelemente (Abb. 45). In der I. und II. Hauptgruppe stehen ausschließlich Metalle. Die VII. Hauptgruppe umfaßt nahezu nur Nichtmetalle. In den Hauptgruppen befinden sich Metalle und Nichtmetalle. In den Nebengruppen hingegen stehen nur Metalle. ④

Elektronegativitätswerte und chemische Bindung 37

Die Elektronegativitätswerte der Elemente sind im Periodensystem der Elemente (↗ Ende des Buches) 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. 46). ⑤

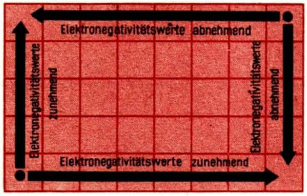


Abb. 46 Die Elektronegativitätswerte der Hauptgruppenelemente ändern sich in den Perioden und Hauptgruppen des Periodensystems.

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 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. Eine Ausnahme bildet die III. Hauptgruppe.

Die Elektronegativitätswerte der Hauptgruppenelemente steigen in den Perioden mit den Ordnungszahlen an. Dagegen fallen die Elektronegativitätswerte der Elemente in den Hauptgruppen mit steigender Ordnungszahl (Ausnahme III. Hauptgruppe).

In einer Verbindung zweier verschiedener Nichtmetalle sind bei kleiner Differenz ihrer Elektronegativitätswerte ($< 1{,}7$) die Atome durch die Atombindung mit teilweisem Ionencharakter verbunden. In Verbindungen eines Metalls mit einem Nichtmetall liegt bei größer werdender Differenz der Elektronegativitätswerte ($> 1{,}7$) zunehmend Ionenbeziehung vor.
Auf der Grundlage des Periodensystems der Elemente kann für Verbindungen aus zwei Elementen mit Hilfe der Differenz ihrer Elektronegativitätswerte auf den Charakter der chemischen Bindung geschlossen werden. So ist für die chemische Bindung eines Metalls mit einem Nichtmetall, sofern sie in den Perioden und Hauptgruppen des Periodensystems weit voneinander entfernt stehen, d. h. eine große Differenz ihrer Elektronegativitätswerte aufweisen, vorwiegend Ionenbeziehung zu erwarten. ① ②

Charakter der Oxide der Hauptgruppenelemente 38

28

Aluminiumhydroxid wird im Reagenzglas a) mit verdünnter Salzsäure und b) mit konzentrierter Natriumhydroxidlösung versetzt.

Bestimmte Metall- und Nichtmetalloxide setzen sich mit Wasser zu Basen- beziehungsweise Säurelösungen um. Man unterscheidet zwischen Elementen, die basische beziehungsweise saure Oxide bilden. Das in der 3. Periode und I. Hauptgruppe stehende

Tabelle 12 Änderung der basischen und sauren Eigenschaften der Verbindungen in der 3. Periode

Hauptgruppe	I	II	III	IV	V	VI	VII
Element	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_3AlO_4)	H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
saurer Charakter				zunehmend →			
basischer Charakter		← zunehmend					

① Nenne chemische Verbindungen aus je einem Element der I. und VII. Hauptgruppe und bestimme den Charakter ihrer chemischen Bindung!

② Kennzeichne den Charakter der chemischen Bindung bei den Oxiden der Elemente der II. Hauptgruppe!

③ Erläutere die Begriffe Säure, Base und Salz! Vergleiche die in den wäßrigen Lösungen vorhandenen Ionen!

④ Wodurch wird die saure beziehungsweise basische Reaktion einer Lösung bedingt?

⑤ Gib für die Reaktion a) von Natriumoxid mit Wasser und b) von Schwefeltrioxid mit Wasser die chemischen Gleichungen an!
Kennzeichne die basische beziehungsweise saure Reaktion!

⑥ Lies aus dem Periodensystem (↗ Ende des Buches) die schrittweise Änderung der basischen und sauren Eigenschaften der Oxide der Hauptgruppenelemente a) in der 4. Periode und b) in der IV. Hauptgruppe ab!

⑦ Welche Aussagen über den sauren beziehungsweise basischen Charakter der Oxide von Zäsium, Phosphor und Barium lassen sich aus der Stellung dieser Elemente im Periodensystem ableiten?

Element Natrium bildet Natriumhydroxid, dessen Lösung basisch reagiert. Das in derselben Periode stehende Element Schwefel aus der VI. Hauptgruppe bildet die Sauerstoffverbindung Schwefeltrioxid. Die sich mit Wasser bildende Schwefelsäure reagiert sauer. Auch das vom siebenwertigen Chlor gebildete Oxid setzt sich mit Wasser zu einer Säurelösung um. In der 3. Periode folgen auf Elemente mit basenbildenden Oxiden schrittweise solche mit säurebildenden (Tab. 12). ③ ④ ⑤
Das in der 4. Periode und in der I. Hauptgruppe stehende Kalium bildet wiederum ein Oxid, dessen wäßrige Hydroxidlösung basisch reagiert. Der Charakter der Oxide ändert sich also vom Chlor zum Kalium sprunghaft. Allgemein ist festzustellen, daß mit steigender Ordnungszahl die basischen Eigenschaften der Oxide bei den Hauptgruppenelementen abnehmen und ihre sauren Eigenschaften gleichzeitig zunehmen.

▶ **Bei den Hauptgruppenelementen wird mit steigender Ordnungszahl der basische Charakter der Oxide innerhalb jeder Periode (mit Ausnahme der 1.) schwächer. Dagegen verstärkt sich der saure Charakter der Oxide.**

Für die Elemente der einzelnen Hauptgruppen ist ebenfalls eine gesetzmäßige Abstufung des basischen beziehungsweise sauren Charakters ihrer Oxide und Hydroxide festzustellen. So verstärken sich in der I. Hauptgruppe vom Lithiumhydroxid zum Natriumhydroxid die basischen Eigenschaften, die beim Franzium am stärksten sind. Während allgemein mit steigender Ordnungszahl der Elemente in den Hauptgruppen der basische Charakter der Oxide und Hydroxide zunimmt, nimmt der saure Charakter der Oxide und ihrer Sauerstoffsäuren ab. ⑥ ⑦

▶ **In jeder Hauptgruppe (mit Ausnahme der VIII.) nimmt mit steigender Ordnungszahl der Elemente der basische Charakter der Oxide zu, der saure dagegen ab.**

Der Übergang von Elementen mit basenbildendem Charakter zu Elementen mit säurebildendem Charakter erfolgt in der 3. Periode mit dem Element Aluminium, dessen Oxid und Hydroxid sowohl basischen als auch sauren Charakter hat.

Aluminiumhydroxid reagiert mit Salzsäure (Experiment 28), so daß sich in der Lösung frei bewegliche Aluminium- und Chlorid-Ionen befinden. Nach dem Eindampfen der Lösung liegt das Salz Aluminiumchlorid vor. Aluminiumhydroxid reagiert aber auch mit Natriumhydroxidlösung (Experiment 28). In der entstehenden Lösung treten neben frei beweglichen Natrium-Ionen auch zusammengesetzte Ionen auf, in denen sich jeweils ein Aluminiumatom befindet. Diese Ionen heißen **Aluminat-Ionen**. Wird das Wasser verdampft, so erhält man das Salz Natriumaluminat. ①

Da sich Aluminiumhydroxid mit Natriumhydroxidlösung zu einer Salzlösung umsetzt, muß es selbst saure Eigenschaften haben.

Aluminiumhydroxid + Basenlösung ⟶ Salzlösung
(mit sauren Eigenschaften)

Aluminiumhydroxid muß aber auch basische Eigenschaften besitzen, da es ebenfalls mit Salzsäure zu einer Salzlösung reagiert.

Aluminiumhydroxid + Säurelösung ⟶ Salzlösung
(mit basischen Eigenschaften)

Verbindungen, die sich wie Aluminiumhydroxid verhalten, sind **amphoter**.[1] Dieses Verhalten wird als **Amphoterie** bezeichnet. Aluminiumoxid ist gleichfalls amphoter. ② ③

▶ **Die Amphoterie ist eine Eigenschaft einiger Stoffe, sowohl mit Basen als auch mit Säuren zu reagieren.**

Ob ein amphoteres Oxid wie eine Säure oder wie eine Base reagiert, hängt jeweils von dem Stoff ab, mit dem es reagiert. Die Reaktionsbedingungen üben also einen Einfluß auf das Verhalten der amphoteren Stoffe aus.

▶ **Amphotere Verbindungen haben saure und basische Eigenschaften. Je nachdem, ob diese Verbindungen mit einer Base oder mit einer Säure reagieren, verhalten sie sich wie eine Säure beziehungsweise wie eine Base.**

In jeder Periode und einigen Hauptgruppen erfolgt ein Übergang von Elementen mit basischen Oxiden zu Elementen mit sauren Oxiden über Elemente mit amphoteren Oxiden (↗ Ende des Buches). ④

Dem Übergang von Metallen über Elemente, die sowohl metallische als auch nichtmetallische Eigenschaften haben, zu Nichtmetallen entspricht im Periodensystem meist der Übergang von Elementen mit basischen Oxiden über Elemente mit amphoteren Oxiden zu Elementen mit sauren Oxiden.

[1] amphoteron (griechisch) = beides zugleich

① Stelle für die Reaktion von Aluminiumhydroxid mit Salzsäure die chemische Gleichung auf!

② Nenne an Hand des Periodensystems Elemente, die amphotere Oxide bilden (↗ Ende des Buches)!

③ Bestimme, wie das amphotere Zinn(IV)-oxid bei einer Zugabe von Säurelösung, das amphotere Blei(II)-oxid bei Zusatz einer Basenlösung reagiert!

④ Stelle die Verteilung der Hauptgruppenelemente, die basische, amphotere und saure Oxide bilden, im Periodensystem zeichnerisch dar!

⑤ Bestimme für Stickstoff aus dessen Stellung im Periodensystem der Elemente den Atombau! (Benutze Tabelle 13, S. 82!)

⑥ Ermittle für Stickstoff aus der Stellung im Periodensystem die charakteristischen Eigenschaften! (Benutze Tabelle 13, S. 82!)

Periodensystem, Atombau und Eigenschaften der Elemente

39

Die gesetzmäßigen Beziehungen zwischen dem Bau der Atomhülle und der Stellung der entsprechenden Elemente im Periodensystem sind in Tabelle 9, Seite 71, zusammengefaßt. Der gesetzmäßige Zusammenhang zwischen der Stellung der Elemente im Periodensystem und den charakteristischen Eigenschaften der Elemente wird in Tabelle 13, Seite 82, hervorgehoben. Auf der Grundlage dieser Gesetzmäßigkeiten können Eigenschaften eines Elements ermittelt werden. Von den benachbarten Hauptgruppenelementen in der Periode und Hauptgruppe und aus ihren bekannten Eigenschaften kann vielfach auf die unbekannten Eigenschaften eines Hauptgruppenelements geschlossen werden.

Hauptgruppe:	I	II	III
2. Periode:		Be	
3. Periode:	Na	**Mg**	Al
4. Periode:		Ca	

Alle vier Nachbarelemente des Magnesiums sind Metalle, folglich ist auch Magnesium ein Metall. Die metallischen Eigenschaften nehmen vom Natrium über das Magnesium zum Aluminium hin ab, vom Beryllium über das Magnesium zum Kalzium aber zu. Beryllium, Magnesium und Kalzium sind als Elemente der II. Hauptgruppe gegenüber Sauerstoff zweiwertig. Natrium bildet ein basisches, Aluminium ein amphoteres Oxid. Während Berylliumoxid amphoter ist, hat Kalziumoxid basischen Charakter. Daraus folgt, daß Magnesiumoxid amphoter oder basisch sein muß. Experimente bestätigen den basischen Charakter des Magnesiumoxids. Im Vergleich zu Natrium- und Kalziumoxid ist Magnesiumoxid schwächer basisch. ⑤ ⑥

▶ **Aus dem Atombau der Elemente und ihrer Stellung im Periodensystem kann auf die Eigenschaften der Elemente geschlossen werden.**

Tabelle 13 Zusammenhang zwischen der Stellung der Elemente im Periodensystem und ihren charakteristischen Eigenschaften

Zusammenhang zwischen		■ Magnesium	
Stellung des Elements im Periodensystem	Eigenschaften des Elements	Stellung im Perioden-system	Eigenschaften
Ordnungszahl	Element und Symbol	12	Magnesium Mg
Hauptgruppennummer	Wertigkeit gegenüber Wasserstoff und höchste Wertigkeit gegenüber Sauerstoff, Formeln der entsprechenden Verbindungen	II	Mg ist zweiwertig, gegenüber Wasserstoff und Sauerstoff MgH_2, MgO
Periode und Hauptgruppe	Metall oder Element mit metallischen Eigenschaften oder Nichtmetall	3. Periode und II. Hauptgruppe	Metall
	Element, das basische oder amphotere oder saure Oxide bildet	3. Periode und II. Hauptgruppe	MgO ist ein basisches Oxid
Elektronegativitätswerte der Elemente einer chemischen Verbindung	Art der Bindung	Mg O 1,2 3,5 2,3	MgO weist vorwiegend Ionenbeziehung auf

①②③

Elemente der I. ··· III. Hauptgruppe 40

Aus den allgemeinen Gesetzmäßigkeiten des Periodensystems der Elemente können die charakteristischen Eigenschaften der Elemente der I. ··· III. Hauptgruppe (Abb. 47) abgeleitet werden. Sie kennzeichnen jeweils den **Gruppencharakter** der entsprechenden Elemente (Tab. 14, S. 84). Die Kennzeichnung des Gruppencharakters gestattet es, auf die charakteristischen Eigenschaften jedes Hauptgruppenelements zu schließen.
In der I. ··· III. Hauptgruppe stehen mit Ausnahme von Bor nur Metalle. Bor hat sowohl nichtmetallische als auch metallische Eigenschaften. In diesen Hauptgruppen nimmt der Metallcharakter der Elemente mit steigender Ordnungszahl zu. In jeder Periode wird von der I. zur III. Hauptgruppe der Metallcharakter schwächer. ④
Die höchste Wertigkeit der Elemente in der I. ··· III. Hauptgruppe gegenüber Sauerstoff entspricht der Hauptgruppennummer. Die Elemente sind ein-, zwei- beziehungsweise dreiwertig. Die Oxide der Elemente der I. ··· III. Hauptgruppe haben die allgemeinen

① Ermittle wichtige Eigenschaften des Phosphors, indem du die Eigenschaften der Nachbarelemente berücksichtigst!

② Ermittle wichtige Eigenschaften des Elements Strontium, indem du die Eigenschaften der Nachbarelemente berücksichtigst!

③ Gib die Aussagen über Atombau und Eigenschaften des Elements Zinn an, die sich aus dessen Stellung im Periodensystem ableiten lassen!

④ Erläutere bei Kalium und Kalzium die Metallbindung!

⑤ Bestimme die höchste Wertigkeit von Strontium, Zäsium und Gallium gegenüber Sauerstoff! Stelle die Formeln für ihre Oxide auf!

Formeln E_2O, EO beziehungsweise E_2O_3 (E = Hauptgruppenelement). Diese Formeln gelten für alle Elemente der jeweiligen Hauptgruppe. Man kann ihre Symbole in die entsprechende allgemeine Formel einsetzen. ⑤

■ Formel für Aluminiumoxid: Al_2O_3

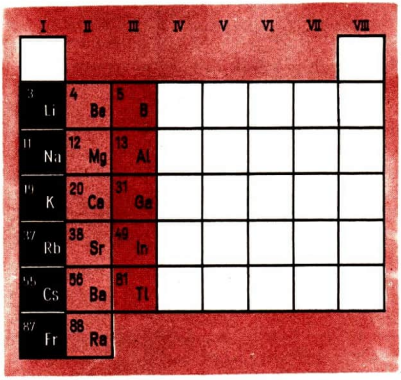


Abb. 47
Stellung der Elemente der I. ··· III. Hauptgruppe im Periodensystem

Bei der Reaktion einiger Elemente und einiger Oxide der I. ··· III. Hauptgruppe mit Wasser entstehen Hydroxide. Wie bei Natrium- und Kaliumhydroxidlösungen schon nachgewiesen (↗ Experiment 9, S. 51), zeigen die Hydroxidlösungen aller Elemente der I. Hauptgruppe eine basische Reaktion. Sie nimmt mit steigender Ordnungszahl der Elemente zu. Am Beispiel der Kalziumhydroxidlösung (↗ Experiment 9, S. 51) ist für die Oxide und Hydroxide der II. Hauptgruppe der basische Charakter ebenfalls bestätigt worden. Auf das amphotere Berylliumoxid folgen in dieser Hauptgruppe Oxide mit zunehmend basischem Charakter. Am Aluminiumhydroxid aus der III. Haupt-

gruppe wurde der amphotere Charakter gezeigt (↗ Experiment 28, S. 78). Nach dem Bortrioxid, dessen wäßrige Lösung sauer reagiert, folgen amphotere Oxide. Beim Thallium(III)-oxid ist schließlich der basische Charakter der Elementoxide dieser Hauptgruppe am stärksten. Auch in der III. Hauptgruppe nimmt der basische Charakter der Oxide mit steigender Ordnungszahl zu. Wie in der 3. Periode vom Natrium- über das Magnesium- bis zum Aluminiumoxid der basische Charakter schwächer wird, so weisen auch die übrigen Perioden diese Abstufung des basischen Charakters auf. ① ②

Tabelle 14 Charakteristische Eigenschaften der Elemente der I. ··· III. Hauptgruppe (nach steigender Ordnungszahl geordnet)

Eigenschaften	Elemente der I. Hauptgruppe	Elemente der II. Hauptgruppe	Elemente der III. Hauptgruppe
relative Atommasse	zunehmend	zunehmend	zunehmend
Metallcharakter	zunehmend	zunehmend	zunehmend
höchste Wertigkeit der Elemente gegenüber Sauerstoff	I	II	III
Oxid (allgemeine Formel)	E_2O	EO	E_2O_3
Elektronegativitätswerte	abnehmend	abnehmend	vom Aluminium an zunehmend
Basencharakter der Oxide	zunehmend	zunehmend	zunehmend

Die Metalle der Hauptgruppen I bis III bilden mit den Nichtmetallen der VII. Hauptgruppe Salze. Die meisten dieser Salze besitzen Ionenbeziehung, da die Differenz der Elektronegativitätswerte der sich verbindenden Elemente größer als 1,7 ist. Die genannten Salze bilden Ionenkristalle, die aus Metall-Ionen als Kationen und Nichtmetall-Ionen als Anionen aufgebaut sind. Hohe Schmelztemperaturen charakterisieren die von den Elementen der I. ··· III. und VII. Hauptgruppe gebildeten Salze. In wäßriger Lösung dissoziieren sie in frei bewegliche Kationen und Anionen. ③ ④

▶ **Der Atombau der Elemente der I. ··· III. Hauptgruppe bedingt jeweils die ähnlichen und unterschiedlichen Gruppeneigenschaften, den Gruppencharakter. Die gleiche Anzahl Außenelektronen der Atome der einzelnen Hauptgruppenelemente bedingt wesentlich die ähnlichen, die unterschiedliche Anzahl besetzter Schalen die unterschiedlichen Gruppeneigenschaften.**

Zur Geschichte der Systematisierung der Elemente 41

Die Entwicklung der Chemie zur Wissenschaft ist nicht nur durch die Entdeckung der Elemente und die experimentelle Untersuchung ihrer Eigenschaften gekennzeichnet. Entscheidend ist auch das Bestreben, die Beziehungen zwischen den aufgefundenen Elementen zu erfassen und diese Elemente zu ordnen.
Auf den deutschen Chemiker *Johann Wolfgang Doebereiner* (Abb. 48) geht einer der

① Stelle die Dissoziationsgleichung für Kalium- und Kalziumhydroxid auf!

② Galliumoxid ist amphoter. Welche Reaktionen sind mit Salzsäure und mit Kaliumhydroxidlösung zu erwarten?

③ Nenne bekannte Salze, die aus den Elementen der I. ··· III. Hauptgruppe und den Elementen der VII. Hauptgruppe aufgebaut sind!

④ Schätze mit Hilfe der Elektronegativitätstabelle die Art der chemischen Bindung für Kaliumchlorid und Natriumfluorid ab!

ersten Versuche zum Ordnen der Elemente zurück. Er faßte jeweils drei Elemente mit ähnlichen Eigenschaften zusammen, so zum Beispiel Lithium, Natrium und Kalium sowie Kalzium, Strontium und Barium. Er nannte diese Dreiergruppen Triaden.
Auch der deutsche Chemiker *Lothar Meyer* (Abb. 49) war bestrebt, Elemente mit ähnlichen Eigenschaften Gruppen zuzuordnen. In seiner Arbeit „Die Natur der chemischen Elemente als Funktion ihrer Atomgewichte" nahm er im Jahre 1869 die Systematisierung der Elemente auf der Grundlage ihrer relativen Atommassen vor.



Abb. 48 *Johann Wolfgang Doebereiner* (1780 bis 1849)

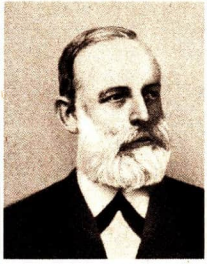


Abb. 49 *Lothar Meyer* (1830 bis 1895)

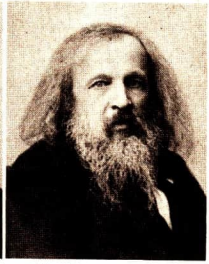


Abb. 50 *Dmitri Iwanowitsch Mendelejew* (1834 bis 1907)

Zur gleichen Zeit entdeckte der russische Chemiker *Dmitri Iwanowitsch Mendelejew* (Abb. 50) das **Gesetz der Periodizität**. Er stellte fest, daß von der relativen Atommasse die physikalischen und chemischen Eigenschaften der Elemente abhängig sind. Bei Anordnung der Elemente nach steigender relativer Atommasse traten solche mit ähnlichen Eigenschaften regelmäßig wieder auf. Gestützt auf dieses Gesetz, stellte *Mendelejew* die seinerzeit bekannten 63 Elemente in einer Tafel zusammen. So entstand das Periodensystem der Elemente. Beim Gesetz der Periodizität handelt es sich um ein Naturgesetz. Sowohl *Meyer* als auch *Mendelejew* trugen zur Entdeckung des Gesetzes bei. Obwohl beide Naturwissenschaftler in ihrer Forschungsarbeit unterschiedlich vorgingen, kamen sie doch zum gleichen Periodensystem der Elemente. Ihre Tafeln zum Periodensystem der Elemente stimmten im wesentlichen überein.

Mendelejew benutzte das Gesetz der Periodizität und das Periodensystem der Elemente, um Voraussagen über 11 damals noch nicht entdeckte Elemente sowie über ihre Eigenschaften und Verbindungen zu machen. Er berechnete die relativen Atommassen für diese Elemente im voraus. Außerdem berichtigte er noch ungenau bestimmte relative Atommassen. Zum Beispiel sagte *Mendelejew* 1871 die Existenz eines Elements voraus, das in der IV. Hauptgruppe auf das Silizium folgen mußte. Er nannte es „Eka-Silizium"[1]. Dieses Element wurde 1886 vom deutschen Chemiker *Clemens Winkler* entdeckt und Germanium Ge genannt. Die von *Mendelejew* vorausbestimmten Eigenschaften bestätigte *Winkler* experimentell (Tab. 15). ①

Tabelle 15 Von *Mendelejew* vorausgesagte
und von *Winkler* experimentell bestätigte Eigenschaften des Germaniums

Eigenschaften	von *Mendelejew* 1871 vorausgesagt	von *Winkler* 1886 bestätigt
relative Atommasse	72	72,6
physikalische Eigenschaften	dunkelgraues Metall	graues bis silberweißes Metall
Wertigkeit	IV	IV
Formel und Eigenschaft des Oxids	EsO_2; leicht zum Metall zu reduzieren	GeO_2; leicht zum Metall zu reduzieren
Formel des Chlorids	$EsCl_4$	$GeCl_4$

Die genaue Kenntnis grundlegender Gesetze der Chemie ermöglichte wissenschaftlich fundierte Voraussagen. Das Periodensystem der Elemente wurde deshalb in der Folgezeit die Basis für die planmäßige Suche nach noch nicht bekannten Elementen. So wurden zum Beispiel Helium und Argon gegen Ende des vorigen Jahrhunderts entdeckt. Infolge ihrer charakteristischen chemischen Eigenschaften konnten sie nicht in die bisher nur bekannten Hauptgruppen I ··· VII eingeordnet werden. Das Periodensystem war noch unvollständig. Deshalb wurde die VIII. Hauptgruppe dem Periodensystem zugeordnet. Es dauerte nicht lange, bis weitere Elemente, die zur VIII. Hauptgruppe gehörten, entdeckt werden konnten.

Im Jahre 1925 waren 87 Elemente bekannt. In der Reihe der Elemente bis zum Uran waren im Jahre 1937 noch vier Plätze unbesetzt. Technetium und Promethium zum Beispiel, die nicht in der Natur existieren, wurden experimentell hergestellt. Sie erhielten den entsprechenden Platz im Periodensystem. Das Periodensystem der Elemente ist nicht abgeschlossen, so daß noch weitere Elemente aufgenommen werden können. Das geschah beispielsweise mit dem von sowjetischen Forschern entdeckten Element mit der Ordnungszahl 104, dem Kurtschatovium.

Die Erforschung des Atombaus diente im 20. Jahrhundert auch der wissenschaftlichen Begründung des Gesetzes der Periodizität und der Systematisierung der Elemente im Periodensystem. Durch die experimentellen Arbeiten des englischen Physikers *H. Moseley* aus dem Jahre 1913 war es möglich, die Kernladungszahl jedes Elements zu be-

[1] eka (sanskrit) = nach

① Kennzeichne die wissenschaftlichen Leistungen *D. I. Mendelejews*!

② Ermittle, bei welchen Elementen die Anordnung nach steigenden Kernladungszahlen von der nach zunehmenden relativen Atommassen abweicht!

③ Nenne dir bekannte Systeme in der Natur! Charakterisiere sie mit ihren Bestandteilen und den zwischen ihnen bestehenden Zusammenhängen!

rechnen. Seit dieser Zeit wurde die relative Atommasse nicht mehr für die Anordnung der Elemente im Periodensystem zugrunde gelegt, sondern die der Kernladungszahl entsprechende Ordnungszahl herangezogen. ②

Die Entdeckung des Gesetzes der Periodizität und die so begründete Systematisierung der Elemente stellen eine der größten wissenschaftlichen Leistungen und einen Wendepunkt in der Wissenschaft Chemie dar. Die Verdienste *Mendelejews* um das Periodensystem wurden vielfach gewürdigt, so durch die Benennung des Elements mit der Ordnungszahl 101 als Mendelevium. Eine Gruppe amerikanischer Wissenschaftler entdeckte dieses Element 1955. Das Periodensystem ist außerdem eine bedeutende Lernhilfe bei der Aneignung des Grundwissens über die Gesetzmäßigkeiten der Chemie. Am Periodensystem der Elemente kann erfaßt werden, was man allgemein unter einem System mit seinen Bestandteilen versteht. Die gegenwärtig bekannten 104 chemischen Elemente sind die Bestandteile des Periodensystems der Elemente. Zwischen diesen 104 Elementen bestehen gesetzmäßige Beziehungen. Deshalb stellt das Periodensystem ein geordnetes Ganzes dar. Auch die Atome eines chemischen Elements stellen ein System dar. Atomkern und -hülle sind seine Bestandteile. Der gesetzmäßige Zusammenhang zwischen der Anzahl der Protonen und der Elektronen ist für dieses System charakteristisch. ③

Wiederholung und Übung

42

1. Kennzeichne den Zusammenhang zwischen dem Bau der Atome der Hauptgruppenelemente, der Stellung dieser Elemente im Periodensystem und ihren Eigenschaften! Erläutere diesen Zusammenhang am Beispiel des Elementes Schwefel!
2. Stelle die Zusammenhänge zwischen dem Bau der Atome der ersten 20 Hauptgruppenelemente und dem Periodensystem in einer Tabelle dar!
3. Kennzeichne die Beziehungen zwischen der Periodizität im Bau der Atomhülle der Elemente und der Periodizität in den Eigenschaften der Elemente!
4. Bestimme für das Element mit 19 Protonen im Atomkern die Stellung im Periodensystem! Benutze dazu die Tabelle 9, Seite 71! Leite für dieses Element an Hand der Tabelle 13, Seite 82, einige wichtige Eigenschaften ab!
5. Ermittle für das Element Kalzium an Hand der Tabelle 9 den Atombau!
6. Ordne a) die Elemente Blei, Strontium und Jod, b) die Elemente mit den Ordnungszahlen 12, 13 und 14 den Metallen, den Elementen mit metallischen und nichtmetallischen Eigenschaften beziehungsweise den Nichtmetallen zu! (Benutze dazu Abbildung 45, Seite 76!)

7. Stelle zu den Elementen der 2. Periode a) für zu erwartende Wasserstoffverbindungen und Oxide, b) für zu erwartende Chloride die Formeln auf!
8. Überprüfe, ob in folgenden Verbindungen die höchste Wertigkeit gegenüber Sauerstoff erreicht wird: SO_2, Na_2O, N_2O_5, SnO, N_2O_3, SO_3, CaO!
9. Vergleiche die Verteilung der Metalle, der Elemente mit metallischen und nichtmetallischen Eigenschaften und der Nichtmetalle im Periodensystem (↗ Abb. 45) mit der Verteilung der Elemente mit basischen, amphoteren und sauren Eigenschaften (↗ Ende des Buches)! Berücksichtige besonders die Hauptgruppenelemente Natrium, Kalzium, Thallium, Bor, Phosphor, Jod, Aluminium und Antimon!
10. Entscheide, ob nachstehend genannte Oxide basischen, amphoteren oder sauren Charakter haben: Cl_2O_7, MgO, P_2O_5, SO_3, SnO_2!
11. Untersuche den Charakter der chemischen Bindung für die Chloride der Hauptgruppenelemente der 2. Periode!
12. Übertrage folgende Tabelle in dein Heft und ergänze!

Art der chemischen Bindung	Wesen der chemischen Bindung	Differenz der Elektronegativitätswerte	Beispiel	Aufbau der Stoffe
Atombindung				
Atombindung mit teilweisem Ionencharakter				
Ionenbeziehung				
Metallbindung				

13. Erläutere die wissenschaftliche Leistung *D. I. Mendelejews* bei der Aufstellung des Periodensystems der Elemente! Berücksichtige dabei die später erzielten Ergebnisse in der Erforschung des Atombaus, die seine Arbeiten grundsätzlich bestätigen!

Die VII. Hauptgruppe

Elemente der VII. Hauptgruppe

43

Die Elemente der VII. Hauptgruppe (Halogene[1]) sind **Fluor** F, **Chlor** Cl, **Brom** Br, **Jod** J und **Astat** At (Abb. 51). Die Atome der Halogene haben 7 Außenelektronen. Auf Grund der gleichen Anzahl an Außenelektronen sind diese Elemente in ihren Eigenschaften einander ähnlich. Da den Halogenatomen nur ein Elektron zur stabilen Achterschale fehlt, bilden die Elemente einfach negativ geladene Ionen (z. B. Cl^-) oder eine Atombindung (z. B. Cl—Cl, H—Cl). Die Halogene bilden im gasförmigen Aggregatzustand zweiatomige Moleküle (z. B. Cl_2). Sie sind Nichtmetalle. Ihre Oxides haben sauren Charakter. ① ② ③ (↗ S. 91)

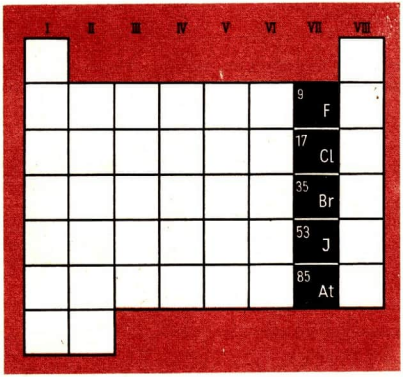


Abb. 51
Stellung der Elemente der VII. Hauptgruppe im Periodensystem

Neben den ähnlichen Eigenschaften lassen sich zwischen den Elementen der VII. Hauptgruppe auch Abstufungen in den Eigenschaften feststellen (↗ Tab. 16, S. 90). Diese Abstufungen beruhen auf den unterschiedlichen Kernladungszahlen und der unterschied-

[1] hals (griechisch) = Salz; gen– (griech. Wortstamm) = erzeugen, bilden

lichen Anzahl an Elektronenschalen. Im allgemeinen verändern sich die Eigenschaften der Elemente mit steigender Ordnungszahl. ④ ⑤ ⑥ ⑦ ⑧

Tabelle 16 Eigenschaften von Fluor, Chlor, Brom und Jod

Name Symbol	Fluor F	Chlor Cl	Brom Br	Jod J
relative Atommasse	18,998	35,45	79,91	126,90
Dichte im flüssigen Zustand in $\frac{g}{cm^3}$	1,11	1,56	3,14	4,94
Schmelztemperatur in °C	— 220	— 101	— 7	+ 114
Siedetemperatur in °C	— 188	— 34	59	185
Farbe bei Zimmertemperatur	grünlich-gelb	gelb-grün	rot-braun	blau-schwarz
Farbe im Gaszustand	grünlich-gelb	gelb-grün	rot-braun	violett
Elektronegativitätswert	4,0	3,0	2,8	2,5
höchste Wertigkeit gegenüber Sauerstoff	I	VII	V	VII
Wertigkeit gegenüber Wasserstoff	I	I	I	I

Fluor, Chlor, Brom, Jod und Astat sind Elemente der VII. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente. In ihren chemischen Eigenschaften sind sie einander sehr ähnlich.

Chlor 44

Darstellung und Eigenschaften

29 **Vorsicht!** Konzentrierte Salzsäure und Kaliumpermanganat werden zur Reaktion gebracht (Abb. 52). Mit dem entstehenden Chlor wird ein Standzylinder gefüllt.

30 **Vorsicht!** Chlor wird in Wasser eingeleitet.

31 **Vorsicht!** Laubblätter und farbige Blüten werden in ein Gefäß mit wenig Chlorwasser gehalten.

Chlor wird aus konzentrierter Salzsäure (Chlorwasserstoffsäure) und Kaliumpermanganat dargestellt. Kaliumpermanganat gibt bei dieser chemischen Reaktion Sauerstoff ab. Der Sauerstoff verbindet sich mit dem Wasserstoff des Chlorwasserstoffs zu Wasser (Experiment 29).

Chlor kann mit Hilfe von Kaliumpermanganat aus konzentrierter Salzsäure dargestellt werden.

1. Übertrage die folgende Tabelle über den Atombau der Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod in dein Heft und fülle sie aus! (Benutze das Periodensystem der Elemente!)

Name	Symbol	Anzahl der			
		Protonen	Elektronen	Außenelektronen	Schalen
Fluor					
Chlor					
Brom					
Jod					

2. Welche Bindungsart liegt in Chlor-, Brom- und Jodmolekülen vor?
3. Entwickle die Formeln für Brom- und Jodmoleküle in Elektronenschreibweise!
4. Warum sind die Elemente der VII. Hauptgruppe gegenüber Wasserstoff einwertig?
5. Welches Nichtmetall X bildet mit Wasserstoff die Verbindung HX mit der relativen Molekülmasse 36,5?
6. Berechne die relativen Molekülmassen für die chemischen Verbindungen Dichlorheptoxid und Dibrompentoxid!
7. Erkläre die Begriffe Dichte, Schmelzen, Sieden, Schmelztemperatur und Siedetemperatur!
8. Welchen Aggregatzustand haben die Elemente Chlor, Brom und Jod bei Zimmertemperatur? (Verwende zur Beantwortung dieser Frage die Angaben über Schmelz- und Siedetemperaturen in Tabelle 16!)

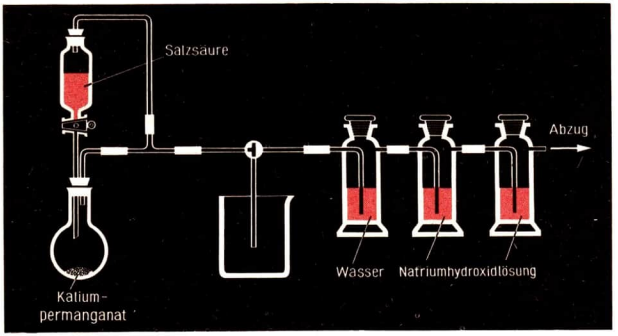


Abb. 52 In einem Gasentwickler reagiert Kaliumpermanganat mit Salzsäure zu Chlor, das sich in Wasser zu Chlorwasser löst. Nichtgelöstes Chlor wird beim Durchleiten durch Natriumhydroxidlösung unschädlich gemacht.

Chlor ist ein gelbgrünes, stechend riechendes Gas, dessen Dichte etwa 2,5 mal so groß wie die der Luft ist. Es ist sehr giftig, reizt die Schleimhäute und schädigt die Atemorgane. Räume, in denen mit Chlor gearbeitet wird, sind gut zu lüften. Geringe Massen an Chlor können durch Einleiten in Wasser oder konzentrierte Kalium- oder Natriumhydroxidlösung unschädlich gemacht werden. Als Erste Hilfe bei Chlorvergiftungen ist für frische Luft zu sorgen. ① ②

Vorsicht beim Arbeiten mit Chlor! Chlor ist ein giftiges Gas und schädigt die Atemorgane!

Chlor löst sich leicht in Wasser (Experiment 30). 1 Volumen Wasser löst bei 20 °C und 1 at Druck 2,3 Volumen Chlor. Die dabei entstehende Lösung wird als **Chlorwasser** bezeichnet. Beim Lösen von Chlor in Wasser reagiert ein Teil des Chlors mit dem Wasser. Chlorwasser hat bleichende und desinfizierende Wirkung, die ihre Ursache in der Abspaltung von Sauerstoff aus dem Wasser hat (Experiment 31). Chlor ist sehr reaktionsfähig. Es verbindet sich mit fast allen anderen Elementen. ③ ④

Chlor ist ein sehr reaktionsfähiges, giftiges Gas, dessen wäßrige Lösung (Chlorwasser) bleichend und keimtötend wirkt.

Verwendung

Früher mußten große Mengen des in der chemischen Industrie anfallenden Chlors vernichtet werden. Das war meist mit großem Kostenaufwand verbunden und damit sehr unwirtschaftlich. Mit der Weiterentwicklung der Wissenschaft Chemie und der chemischen Industrie wurde aus dem Abfallprodukt Chlor ein wichtiger Ausgangsstoff, der auf Grund seiner Eigenschaften vielseitig verwendet wird (↗ Tab. 17).

Tabelle 17 Eigenschaften und Verwendung von Chlor

Eigenschaften	■ Verwendung
Feuchtes Chlor wirkt bleichend	Chlorbleiche
Feuchtes Chlor wirkt desinfizierend	Desinfizieren von Wasser
Chlor reagiert mit fast allen Elementen	Herstellen von Chlorwasserstoff und Salzsäure, Chemikalien, Arzneimitteln, Polyvinylchlorid, Schädlingsbekämpfungsmitteln

⑤ ⑥

Trinkwasser kann durch geringe Mengen Chlor (auf 50 000 l Wasser 1 l flüssiges Chlor) keimfrei gemacht werden. Gleichfalls werden oft das Wasser in Schwimmbädern und die Abwässer „gechlort". Da es dort schwierig ist, mit reinem Chlor zu arbeiten, verwendet man Chlorkalk.
Chlor wurde vor 1945 auf dem Gebiet unserer Republik in Chemiewerken hergestellt, die zum IG-Farben-Konzern gehörten. Eine Gruppe von Imperialisten verfügte über die

① Wo sammelt sich Chlor in einem chlorverseuchten Raum an? Begründe die Antwort!

② Begründe, wieso ein Schutz gegen Chlor durch ein vor Mund und Nase gehaltenes feuchtes Tuch möglich, aber nur vorübergehend wirksam ist!

③ Warum ist es nicht sinnvoll, Chlor pneumatisch über Wasser aufzufangen?

④ Wie muß ein Standzylinder gehalten werden, in dem Chlor durch Luftverdrängung aufgefangen werden soll? Begründe die Antwort!

⑤ Wo ist dir bereits Chlorgeruch aufgefallen, und wozu wurde Chlor dort verwendet?

⑥ Begründe, daß Chlor zum Desinfizieren von Trinkwasser verwendet werden kann, obwohl es giftig ist!

⑦ Nenne Beispiele dafür, daß imperialistische Armeen chemische Produkte zur Vernichtung von Menschen eingesetzt haben!

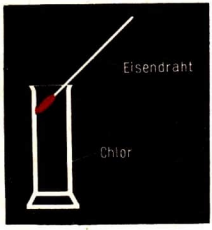
Verwendung des Chlors. Im ersten Weltkrieg befahl die oberste Heeresleitung des kaiserlichen Deutschlands entgegen dem geltenden Völkerrecht den Einsatz von Chlor als Giftgas. Dadurch kamen Tausende englischer und französischer Soldaten ums Leben oder erlitten schwere Schädigungen.
Während der Herrschaft des Faschismus stellte der IG-Farben-Konzern auch andere Giftgase, wie „Zyklon B", her. Mit diesem Gas ermordeten die Faschisten in Konzentrationslagern Millionen Menschen in verbrecherischer Weise. ⑦
In der Deutschen Demokratischen Republik wurden die Betriebe des IG-Farben-Konzerns in Volkseigentum übergeführt. Damit ist gesichert, daß die Erzeugnisse dieser Betriebe nicht für verbrecherische Zwecke eingesetzt werden.
In Westdeutschland befindet sich dagegen die Chemieindustrie als einer der führenden Industriezweige nach wie vor in der Hand des Monopolkapitals, dessen Vertreter über die Verwendung der Erzeugnisse entscheiden.

Chloride

45

Darstellung

32



Vorsicht! Ein Eisen- oder Kupferdraht wird zum Glühen gebracht und in einen mit Chlor gefüllten Standzylinder getaucht (Abb. 53). ① ② (↗ S. 95)

Abb. 53
Eisen reagiert mit Chor zu Eisen(III)-chlorid.

33 Zink- oder Magnesiumspäne werden im Reagenzglas mit verdünnter Salzsäure zur Reaktion gebracht. Das entweichende Gas wird nachgewiesen. Wenige Tropfen der entstandenen Lösung werden eingedampft.

34 **Vorsicht!** Blei(II)-oxid und Kupfer(II)-oxid werden mit heißer verdünnter Salzsäure zur Reaktion gebracht (↗ ▼ 6, S. 197).

35 Gleiche Mengen verdünnter Salzsäure und verdünnter Natriumhydroxidlösung gleicher Konzentration werden zusammengegeben. Wenige Tropfen der entstehenden Lösung werden eingedampft.

Chlor reagiert sehr heftig mit Metallen wie Eisen und Kupfer. Dabei entstehen **Chloride** (Experiment 32). ①

$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$

Einige Chloridbildungen verlaufen wie die Oxidbildungen unter Lichterscheinung und Wärmeentwicklung. Die entstehenden Chloride sind wie die Metalloxide Verbindungen zwischen einem Metall und einem Nichtmetall. In Metallchloriden liegt wie in Metalloxiden Ionenbeziehung oder Atombindung mit teilweisem Ionencharakter vor. ② ③ Chloridlösungen lassen sich auch durch Reaktion von Salzsäure mit unedlen Metallen, wie Zink und Magnesium, darstellen. Dabei entsteht Wasserstoff (Experiment 33).

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

Chloridlösungen entstehen außerdem bei der Reaktion von Salzsäure mit Metalloxiden (Experiment 34).

$$PbO + 2\,HCl \longrightarrow PbCl_2 + H_2O$$

Bei der Neutralisation von Basenlösungen mit Salzsäure werden neben Wasser ebenfalls Chloridlösungen gebildet (Experiment 35).

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

Chloride entstehen bei der Reaktion von Chlor mit Metallen und Chloridlösungen bei der Reaktion von Salzsäure mit unedlen Metallen, mit Metalloxiden oder mit Basenlösungen. ④

Eigenschaften und Nachweis

36 a) Gleiche Massen verschiedener Chloride werden jeweils mit der gleichen Masse kalten Wassers versetzt. Es wird versucht, die Chloride zu lösen.
b) Chloridlösungen, die noch einen Teil ungelöstes Chlorid enthalten, werden erwärmt und geschüttelt.

37 Lösungen, die Chlorid-Ionen enthalten, werden mit wenigen Tropfen Silbernitratlösung versetzt.

Versucht man gleiche Massen verschiedener Chloride in gleichen geringen Massen kalten Wassers zu lösen, gehen unterschiedliche Massen der einzelnen Chloride in Lösung (Experiment 36a). Die **Löslichkeit** der Chloride in Wasser ist unterschiedlich. Sie ist eine meßbare Eigenschaft der Salze und gibt an, wieviel Gramm eines Stoffes in 100 g Wasser gelöst werden können. Bleibt beim Lösen eines Salzes in Wasser ein un-

① Wieviel Gramm Kupfer werden benötigt, um bei vollständiger Reaktion 3,5 g Kupfer(II)-chlorid aus den Elementen darzustellen?

② a) Stelle die Erscheinungen zusammen, die bei der Reaktion von Kupfer und Eisen mit Chlor und bei der von Kupfer und Eisen mit Sauerstoff zu beobachten sind!
b) Schätze den Charakter der Bindung bei den entstehenden Verbindungen ab! Vergleiche und hebe Gemeinsamkeiten hervor!

③ Schätze mit Hilfe der Elektronegativitätstabelle den Charakter der Bindungen bei Natriumchlorid, Kaliumchlorid, Magnesiumchlorid und Kalziumchlorid ab!

④ a) Stelle die Möglichkeiten zusammen, nach denen Chloride gebildet werden können!
b) Entwickle für jede Möglichkeit zur Darstellung von Magnesiumchlorid die Reaktionsgleichung! Verwende dort, wo es möglich ist, die Ionenschreibweise!

⑤ Warum fällt das Blei(II)-chlorid erst nach dem Abkühlen aus, wenn man Blei(II)-oxid mit heißer verdünnter Salzsäure zur Reaktion bringt? (Benutze Tabelle 18, S. 96!)

⑥ In je einem Reagenzglas werden gleiche Massen Natriumchlorid und Kaliumchlorid mit gleichen Massen Wasser von 20 °C versetzt. In beiden Fällen bleibt ein Rückstand. Entscheide, bei welchem der beiden Salze es sinnvoll ist zu versuchen, den Rückstand durch Erwärmen zu lösen! (Benutze Tabelle 18, S. 96!)

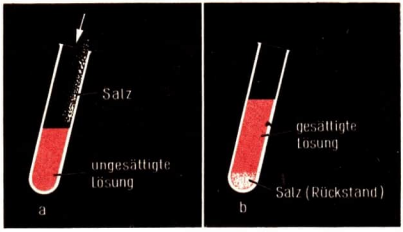


Abb. 54
Gibt man zu einer ungesättigten Lösung (a) noch Salz, so entsteht eine gesättigte Lösung (b).

gelöster Rückstand, so ist das ein Zeichen dafür, daß die entstandene Lösung kein Salz mehr aufnehmen kann. Die Lösung wird als **gesättigt** bezeichnet. Sie enthält so viel gelösten Stoff, wie dessen Löslichkeit entspricht. Salzlösungen, die bei weiterer Zugabe des betreffenden Salzes dieses noch lösen, sind dagegen **ungesättigt** (Abb. 54).

▶ **Man unterscheidet gesättigte und ungesättigte Lösungen. Eine Lösung ist gesättigt, wenn sie so viel Gramm eines Salzes enthält, wie der Löslichkeit dieses Salzes entspricht.**

Werden gesättigte Chloridlösungen zusammen mit dem ungelösten Rückstand erwärmt, dann lösen sich meist weitere Teile des Salzes (Experiment 36b). Die Löslichkeit des Salzes steigt mit der Temperatur. Sie ist temperaturabhängig. Deshalb muß bei der Angabe der Löslichkeit eines Salzes stets die jeweilige Temperatur mit angegeben werden (Tab. 18, S. 96). ⑤ ⑥

Tabelle 18 Löslichkeit einiger Chloride in 100 g Wasser in Abhängigkeit von der Temperatur

Formel der Chloride	Löslichkeit in g bei			
	0 °C	20 °C	50 °C	100 °C
AgCl	0,000 089	0,000 154	0,000 546	0,002 170
$PbCl_2$	0,675	0,97	1,7	3,31
KCl	28,15	34,35	43,1	56,2
NaCl	35,5	35,85	36,72	39,2

■ Von Kaliumchlorid lösen sich bei 20 °C 34,35 g in 100 g Wasser. Die Lösung ist gesättigt, denn bei dieser Temperatur kann kein weiteres Kaliumchlorid mehr gelöst werden. Wird diese gesättigte Lösung jedoch weiter bis 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 mit unterschiedlicher Masse zu lösen, wird als Löslichkeit der Salze bezeichnet. Sie gibt an, wieviel Gramm eines Stoffes in 100 g Wasser gelöst werden können. Die Löslichkeit ist temperaturabhängig.**

Werden Lösungen, die Chlorid-Ionen enthalten, mit Silbernitratlösung versetzt, dann entsteht ein weißer, käsiger Niederschlag von Silberchlorid (Experiment 37).

$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl$

Silberchlorid hat in Wasser eine geringe Löslichkeit. So ist eine Silberchloridlösung, die bei 20 °C 0,000154 g Silberchlorid in 100 g Wasser gelöst enthält, schon gesättigt. Sie enthält nur frei bewegliche Silber-Ionen und Chlorid-Ionen, die dieser Masse entsprechen (0,000116 g Ag^+ und 0,000038 g Cl^-). Werden zwei Lösungen von 20 °C, von denen die eine Silber-Ionen und die andere Chlorid-Ionen enthält, gemischt und enthält das Gemisch dann mehr Silber- und Chlorid-Ionen, als 0,000154 g Silberchlorid entsprechen, so tritt ein Teil dieser Ionen zu Silberchlorid zusammen, und das Salz fällt als **Niederschlag** aus. Solche Reaktionen heißen **Fällungsreaktionen**. Der Niederschlag bei Fällungsreaktionen ist die Masse des vorhandenen Salzes, die nicht mehr gelöst werden kann, weil die Lösung bereits gesättigt ist.

■ Silbernitratlösung enthält auf Grund der großen Löslichkeit von Silbernitrat in Wasser viele Silber-Ionen. Natriumchloridlösung enthält auf Grund der großen Löslichkeit des Natriumchlorids in Wasser viele Chlorid-Ionen. Werden beide Lösungen gemischt, dann enthält das Gemisch mehr Silber-Ionen und Chlorid-Ionen, als in einer gesättigten Silberchloridlösung vorhanden sein können. Weißes Silberchlorid fällt als Niederschlag aus.

$Na^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^- \longrightarrow AgCl + Na^+ + NO_3^-$

▶ **Bei Fällungsreaktionen treten die Ionen eines schwerlöslichen Salzes in der Lösung zusammen. Die Salzkristalle scheiden sich als Niederschlag ab.**

① Begründe, warum sich eine Lösung, die Silber-Ionen enthält, zum Nachweisen von Chlorid-Ionen eignet.

② Wieviel Gramm Natriumchlorid waren ursprünglich in einer Lösung enthalten, wenn die Chlorid-Ionen durch Silbernitratlösung als Silberchlorid ausgefällt und dabei 0,4 g Silberchlorid gebildet werden? (Die geringe Masse der in Lösung verbleibenden Ionen bleibt bei der Berechnung unberücksichtigt.)

③ Wieviel Gramm Natriumchlorid müssen umgesetzt werden, um die Masse von $\frac{1}{10}$ mol Chlorwasserstoff darzustellen?

④ Warum brauchen grüne Pflanzen Licht zum Leben?

Die Fällung von Silberchlorid durch Silbernitratlösung eignet sich zum Nachweis von Chlorid-Ionen in Lösungen. Umgekehrt lassen sich auch Silber-Ionen durch Fällung mit Chlorid-Ionen nachweisen. ① ②

▶ **Chlorid-Ionen können durch Silber-Ionen nachgewiesen werden.**

Chlorwasserstoff und Salzsäure 46

Darstellung

38 ▼ **Vorsicht!** Chlor und Wasserstoff werden im Volumenverhältnis von 1 : 1 gemischt. Das Gemisch wird erwärmt oder belichtet. Das Reaktionsprodukt wird mit feuchtem Lackmuspapier geprüft.

39 ▼ Natriumchlorid wird mit konzentrierter Schwefelsäure umgesetzt. ③

Chlorwasserstoff läßt sich durch Synthese aus den Elementen Chlor und Wasserstoff darstellen (Experiment 38). Werden Wasserstoff und Chlor im Volumenverhältnis 1 : 1 gemischt, so erhält man „Chlorknallgas". Dieses Gasgemisch ist sehr explosiv. Durch Zufuhr von Wärme oder Licht kann die Reaktion ausgelöst werden. Chemische Reaktionen, die durch Licht ausgelöst werden oder unter Lichtzufuhr verlaufen, werden als **fotochemische Reaktionen** bezeichnet. Auch bei der Assimilation grüner Pflanzen handelt es sich um eine fotochemische Reaktion. ④

▶ **Vorsicht! Gemische aus Wasserstoff und Chlor explodieren bei Zufuhr von Wärme oder Licht.**

In der chemischen Industrie wird Chlorwasserstoff aus den Elementen hergestellt, da Chlor und Wasserstoff bei anderen chemisch-technischen Verfahren in großer Menge anfallen. Ein Gemisch von Chlor und Wasserstoff wird mit explosionssicheren Brennern zu Chlorwasserstoff umgesetzt. Da hierbei die beiden Gase sofort beim Zusammentreten zu Chlorwasserstoff reagieren, kann sich kein explosives Gasgemisch bilden.
Im Laboratorium ist es nicht zweckmäßig, Chlorwasserstoff aus den Elementen darzustellen, da zunächst die beiden Gase Chlor und Wasserstoff dargestellt werden

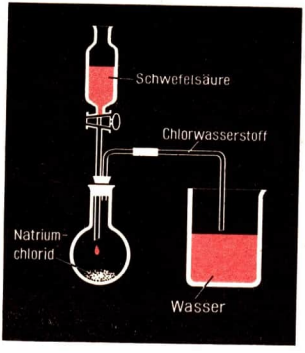
müßten. Hier wird Natriumchlorid mit konzentrierter Schwefelsäure umgesetzt (Experiment 39).

$2\,NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,HCl$

Chlorwasserstoff kann aus den Elementen oder durch Reaktion von Natriumchlorid mit konzentrierter Schwefelsäure dargestellt werden.

Eigenschaften und Verwendung

40



Chlorwasserstoff, der nach Experiment 39 dargestellt wird, wird auf Wasser geleitet (Abb. 55).

Abb. 55 Das durch Reaktion von Natriumchlorid und Schwefelsäure dargestellte Chlorwasserstoffgas wird auf Wasser geleitet. Dabei entsteht Salzsäure.

41 Eine Lösung von Chlorwasserstoff in Wasser wird mit einem Indikator auf Wasserstoff-Ionen und mit Silbernitratlösung auf Chlorid-Ionen geprüft.

42 Chlorwasserstoff wird mit Ammoniak umgesetzt.

Chlorwasserstoff ist ein farbloses, stechend riechendes Gas, das mit der Feuchtigkeit der Luft Nebel bildet. Es hat eine größere Dichte als Luft. In Wasser ist es sehr leicht löslich. Bei 0 °C und 1 at Druck werden 507 Volumen Chlorwasserstoff von 1 Volumen Wasser gelöst (Experiment 40). ① ② ③

Beim Lösen von Chlorwasserstoff in Wasser entsteht die **Chlorwasserstoffsäure** oder **Salzsäure**.

$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$

In der Lösung lassen sich überschüssige Wasserstoff-Ionen durch Rotfärbung von Unitest und Chlorid-Ionen durch Silberchloridfällung nachweisen (Experiment 41). ④ ⑤

Chlorwasserstoff reagiert mit Ammoniak NH_3 unter Bildung des weißen Salzes Ammoniumchlorid NH_4Cl (Experiment 42).

$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$

Ammoniumchlorid ist genau wie andere Salze, zum Beispiel Natriumchlorid, aus Kationen und Anionen aufgebaut. Die Stelle der sonst üblichen Metall-Ionen vertreten hier

① Vergleiche Chlor und Chlorwasserstoff hinsichtlich ihrer physikalischen Eigenschaften!

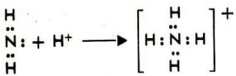
② Warum ist es nicht sinnvoll, Chlorwasserstoff pneumatisch über Wasser aufzufangen?

③ Wie muß ein Standzylinder gehalten werden, der durch Luftverdrängung mit Chlorwasserstoff gefüllt werden soll? Begründe die Antwort!

④ Schreibe die Formel für Chlorwasserstoff in Elektronenschreibweise!

⑤ Schätze den Charakter der Bindung im Chlorwasserstoffmolekül ab! (Benutze die Elektronegativitätstabelle, S. 36!)

die **Ammonium-Ionen** NH_4^+. Das Ammonium-Ion ist ein zusammengesetztes Kation. Es entsteht, indem sich ein Wasserstoff-Ion an das noch freie Elektronenpaar des Stickstoffs beim Ammoniak-Molekül anlagert:



Chlorwasserstoff ist ein farbloses, stechend riechendes Gas, das sich sehr leicht in Wasser löst und dabei Salzsäure bildet. Mit Ammoniak reagiert es unter Bildung von Ammoniumchlorid.

Chlorwasserstoff wird auf Grund seiner Reaktionsfähigkeit zur Herstellung von Plasten sowie zur Herstellung von Chloriden verwendet, die nicht oder nicht in ausreichenden Lagern in der Natur vorkommen. Chlorwasserstoff wird technisch auch zu Salzsäure umgesetzt. Salzsäure findet vielfältige Verwendung in Labor und Industrie. Im Labor ist sie die gebräuchlichste Säure und wird überall dort verwendet, wo es nur darauf ankommt, eine Säure zur Verfügung zu haben. Einer der häufigsten Verwendungszwecke in der Industrie ist ihr Einsatz zum Reinigen und Ätzen von Metallen.

Brom und Jod sowie deren Verbindungen 47

Eigenschaften von Brom und Jod

43 **Vorsicht!** Wenig Brom und Jod werden jeweils mit Wasser geschüttelt. Anschließend werden in beiden Fällen 1 ··· 3 ml Tetrachlormethan zugesetzt. Es wird erneut geschüttelt.

Brom ist bei Zimmertemperatur eine dunkelbraune Flüssigkeit, die rotbraune Dämpfe entwickelt. Bromdämpfe sind schwerer als Luft und haben einen unangenehmen, erstickenden Geruch. Brom ist giftig und wirkt auf die Haut stark ätzend. In Wasser ist Brom leichter löslich als Chlor. In Tetrachlormethan löst es sich leichter als in Wasser (Experiment 43). Weitere Eigenschaften sind in Tabelle 16, S. 90, enthalten.

Vorsicht! Brom ist giftig und wirkt stark ätzend!

Jod liegt bei Zimmertemperatur in Form schwarzblauer Kristallplättchen vor. Beim Erhitzen geht es in einen violetten Dampf über. In Wasser ist es schwerer löslich als Brom und Chlor. In Tetrachlormethan löst es sich leichter als in Wasser (Experiment 43). Weitere Eigenschaften sind aus Tabelle 16, S. 90, ersichtlich.

Bromide und Jodide

44 ▼ Bromid- und Jodidlösungen werden mit Silbernitratlösung versetzt (↗ ▼ 7, S. 197).

45 ▼ Bromid- und Jodidlösungen werden mit Chlorwasser und Tetrachlormethan versetzt und geschüttelt (↗ ▼ 8, S. 198).

Bromide und **Jodide** können wie Chloride durch Synthese aus den Elementen dargestellt werden. Silberbromid und Silberjodid sind wie Silberchlorid in Wasser schwerlöslich. Bromid-Ionen und Jodid-Ionen lassen sich durch Silber-Ionen aus Bromid- beziehungsweise Jodidlösungen als Silbersalze ausfällen (Experiment 44). ① ②
Werden Bromidlösungen oder Jodidlösungen mit Chlorwasser versetzt und geschüttelt, dann wird Brom beziehungsweise Jod freigesetzt. Versetzt man Jodidlösung mit Bromwasser, dann wird Jod freigesetzt.
Es ist also möglich, mit Chlor Brom aus Bromiden freizusetzen. Mit Chlor kann man Jod aus Jodiden und mit Brom Jod aus Jodiden freisetzen.
Die Chloratome des Chlormoleküls nehmen Elektronen von Bromid-Ionen oder Jodid-Ionen auf und entladen diese, wobei sie selbst zu Chlorid-Ionen werden.

■ $2\,J^- \longrightarrow J_2 + 2e^-$
$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2\,Cl^-$
$Cl_2 + 2\,J^- \longrightarrow 2\,Cl^- + J_2$

Die Bromatome nehmen Elektronen von Jodid-Ionen auf und entladen diese, wobei sie selbst zu Bromid-Ionen werden.

■ $2\,J^- \longrightarrow J_2 + 2e^-$
$Br_2 + 2e^- \longrightarrow 2\,Br^-$
$Br_2 + 2\,J^- \longrightarrow 2\,Br^- + J_2$

Bei diesen Reaktionen gehen Elektronen von Anionen auf Nichtmetallatome über (Experiment 45). ③ ④
Die Reaktion von Chlorwasser mit Bromid- beziehungsweise Jodidlösungen wird zum Nachweis von Bromid- beziehungsweise von Jodid-Ionen genutzt.

▶ **Halogene mit niedrigerer Ordnungszahl können Halogene mit höherer Ordnungszahl aus deren Salzen freisetzen. Dabei finden Reaktionen mit Elektronenübergang statt.**

Schreibe die Gleichungen für die Fällungen von Silberbromid und Silberjodid in Ionenschreibweise!

Vergleiche die Farben von Silberchlorid, Silberbromid und Silberjodid miteinander!

Übertrage folgende Übersicht in dein Heft und gib an, welche Reaktionen möglich sind (+) und welche nicht (—)!

	Chlorid	Bromid	Jodid
Chlor	////////		
Brom	-	////////	
Jod			////////

④ Wieviel Gramm Chlor sind mindestens erforderlich, um aus Kaliumbromid 2 g Brom freizusetzen?

⑤ Schätze mit Hilfe der Elektronegativitätswerte (↗ Ende des Buches) den Charakter der Bindung in Bromwasserstoff- und Jodwasserstoffmolekülen ab!

Bromwasserstoff und Jodwasserstoff

Bromwasserstoff und **Jodwasserstoff** können wie Chlorwasserstoff aus den Elementen dargestellt werden. Die Reaktionen verlaufen nicht so heftig wie die Chlorwasserstoffsynthese. Bromwasserstoff und Jodwasserstoff sind farblose Gase, die an feuchter Luft Nebel bilden, sich leicht in Wasser lösen und Bromwasserstoffsäure beziehungsweise Jodwasserstoffsäure bilden: ⑤

$HBr \rightleftarrows H^+ + Br^-$

$HJ \rightleftarrows H^+ + J^-$

Wiederholung und Übung

48

1. Übertrage folgende Tabelle in dein Heft und gib durch Pfeile an, in welcher Richtung die angegebenen Eigenschaften bei Chlor, Brom und Jod zunehmen!

Eigenschaften	Chlor	Brom	Jod
relative Atommasse			
Elektronegativitätswert			
Farbtiefe			
Siedetemperatur			
Heftigkeit der Reaktion mit Wasserstoff			
Farbtiefe der Silbersalze			

2. Begründe mit Hilfe deiner Kenntnisse über den Atombau und die chemischen Eigenschaften der Elemente Chlor, Brom und Jod deren Zugehörigkeit zur VII. Hauptgruppe!

3. Zeige am Beispiel des Chlors, daß für die Verwendung eines Stoffes seine Eigenschaften entscheidend sind!
4. Gib Möglichkeiten an für die Darstellung von Chlorwasserstoff, Bromwasserstoff und Jodwasserstoff!
5. Vergleiche die Bindungen in den Molekülen der Halogenwasserstoffe miteinander! (Benutze die Elektronegativitätswerte am Ende des Buches!)
6. Gib Bildungsmöglichkeiten für Natriumchlorid an!
7. Magnesium + Chlor ⟶ Magnesiumchlorid
   a) Beschreibe den Atombau von Magnesium! Gib die Stellung des Magnesiums im Periodensystem der Elemente und die Bindungsart im Magnesium an!
   b) Beschreibe den Atombau von Chlor! Gib die Stellung des Chlors im Periodensystem der Elemente und die Bindungsart zwischen Chloratomen an!
   c) Erläutere die Bildung von Magnesiumchlorid aus den Elementen mit Angabe der Reaktionsgleichung! Schätze den Charakter der Bindung zwischen Magnesium und Chlor ab!
   d) Kennzeichne das Wesen dieser Reaktion als Umbau der chemischen Bindung!
   e) Inwiefern liegt bei dieser Reaktion ein Elektronenübergang vor?
8. Wieviel Gramm Eisen(III)-chlorid entstehen bei vollständiger Reaktion von 7 g Eisen mit Chlor?
9. Wieviel Gramm Magnesium werden benötigt, um bei vollständiger Reaktion mit Chlor 15 g Magnesiumchlorid darzustellen?
10. Wieviel Gramm konzentrierte Schwefelsäure werden benötigt, um durch Reaktion mit Natriumchlorid $\frac{1}{4}$ mol Chlorwasserstoff darzustellen?

Kohlenstoff als Element der IV. Hauptgruppe

Elemente der IV. Hauptgruppe

49

Die Elemente der IV. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente sind **Kohlenstoff** C, **Silizium** Si, **Germanium** Ge, **Zinn** Sn und **Blei** Pb (Abb. 56). Alle Elemente der IV. Hauptgruppe sind im Normzustand fest. Ihre Atome haben vier Außenelektronen. Ihre höchste Wertigkeit ist daher IV. Die gleiche Anzahl Außenelektronen bedingt die gemeinsamen Eigenschaften. Die Elemente der IV. Hauptgruppe unterscheiden sich aber auch in vielen Eigenschaften, da ihre Atomhüllen eine unterschiedliche Anzahl Elektronenschalen besitzen.

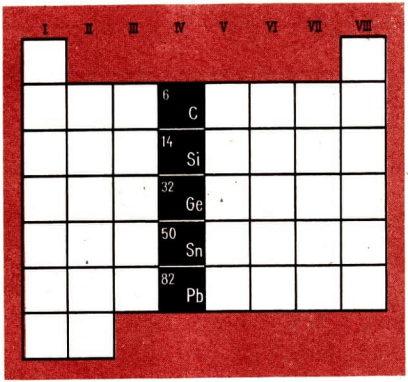


Abb. 56
Stellung der Elemente der IV. Hauptgruppe im Periodensystem

So bildet zum Beispiel Kohlenstoff mit Nichtmetallen Verbindungen, in denen Atombindungen vorliegen. Dagegen ist die Bindung zwischen Blei und Sauerstoff schon stark durch Ionenbeziehung bestimmt. Das Oxid des vierwertigen Kohlenstoffs zeigt in wäßriger Lösung saure Reaktion. Hingegen bildet Blei amphotere Oxide. Blei(II)-oxid hat überwiegend basischen, Blei(IV)-oxid dagegen vorwiegend sauren Charakter. Auch der Übergang vom Nichtmetall Kohlenstoff zum Metall Blei innerhalb der IV. Hauptgruppe ist Beweis dafür, daß die Elemente einer Hauptgruppe auf Grund

ihrer unterschiedlichen Anzahl Elektronenschalen unterschiedliche, sich gesetzmäßig ändernde Eigenschaften besitzen. In Tabelle 19 sind einige Eigenschaften der Elemente der IV. Hauptgruppe zusammengestellt. ① ② ③ ④ ⑤ ⑥

Tabelle 19 Eigenschaften der Elemente der IV. Hauptgruppe

Element Symbol	**Kohlenstoff** **C**	**Silizium** **Si**	**Germanium** **Ge**	**Zinn** **Sn**	**Blei** **Pb**
relative Atommasse	12,01	28,09	72,59	118,69	207,19
Elektronegativitätswert	2,5	1,8	1,8	1,8	1,8
Dichte in $\frac{g}{cm^3}$	Diamant 3,51 Graphit 2,25	2,33	5,35	7,28	11,34
Schmelztemperatur in °C	Diamant 3540 Graphit 3805	1413	958	232	327
Siedetemperatur in °C	4347	2630	2700	2350	1750
Metallcharakter der Elemente	zunehmend →				
Formel der Oxide	CO_2	SiO_2	GeO_2	SnO_2	PbO_2
basischer Charakter der Oxide	zunehmend →				
saurer Charakter der Oxide	zunehmend ←				

Kohlenstoff 50

Kohlenstoff tritt in der Natur in zwei verschiedenen Erscheinungsformen auf, als **Diamant** und als **Graphit**.

Diamant ist ein farbloser, durchsichtiger und gut kristallisierter Stoff, der Licht stark bricht und glänzend aussieht. Graphit hingegen ist eine grauschwarze, undurchsichtige und blättrig-schuppige Substanz.

Diamant und Graphit sind beide chemisch reiner Kohlenstoff. Sie haben gleiche chemische Eigenschaften. Sie verbrennen zum Beispiel beide in reinem Sauerstoff und sind beständig gegenüber Säuren und Basen. Sie unterscheiden sich aber in ihrer Kristall-

① Wieviel Außenelektronen und wieviel Elektronenschalen besitzen die Atome der Elemente der IV. Hauptgruppe?

② Beurteile den Charakter der chemischen Bindung der Oxide von Kohlenstoff und Blei mit Hilfe der Elektronegativitätswerte (↗ Ende des Buches)!

③ Welche gemeinsamen Eigenschaften besitzen die Elemente der IV. Hauptgruppe?

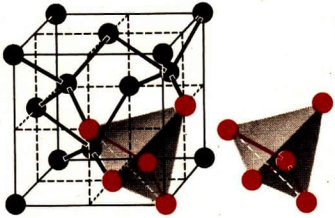
④ Wie ändern sich die Eigenschaften der Elemente innerhalb der IV. Hauptgruppe mit steigender Ordnungszahl? a) relative Atommasse und Dichte, b) Metall- und Nichtmetalleigenschaften, c) saurer und basischer Charakter der Oxide.

⑤ Bestimme auf Grund der Stellung der Elemente im Periodensystem die allgemeinen Eigenschaften des Germaniums! Benutze das Periodensystem der Elemente am Ende des Buches!

⑥ Entwickle die Formeln für die Wasserstoffverbindungen der Elemente der IV. Hauptgruppe!

struktur, wodurch verschiedenartige physikalische Eigenschaften bedingt sind. Solche Erscheinungsformen eines Elements nennt man **Modifikationen**.

In der **Diamant-Struktur** ist jedes Kohlenstoffatom von vier anderen Kohlenstoffatomen im gleichen Abstand umgeben (Abb. 57). Die Atome sind untereinander durch Atombindungen verbunden; denn alle vier Außenelektronen jedes Kohlenstoffatoms bilden mit den vier nächsten Nachbaratomen jeweils vier gemeinsame Elektronenpaare. Betrachtet man ausschnittsweise die Anordnung von fünf Atomen (Abb. 57), so bilden vier Kohlenstoffatome die Eckpunkte einer Pyramide, bei der Grund- und Seitenflächen jeweils gleichseitige Dreiecke sind. Eine solche Pyramide wird regelmäßiges **Tetraeder** genannt. Das fünfte Kohlenstoffatom befindet sich im Mittelpunkt dieses Tetraeders.



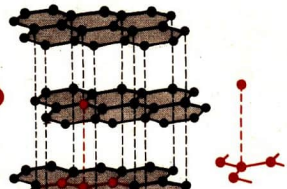


Abb. 57 Tetraedrische Anordnung der Kohlenstoffatome bei der Diamant-Struktur
Abb. 58 Übereinandergelagerte Schichten bei der Graphit-Struktur

Der Aufbau der Diamant-Struktur ist durch ein **Atomgitter** gekennzeichnet. Im Unterschied zum Ionengitter (↗ S. 30), das aus Ionen aufgebaut ist, gibt das Atomgitter die Anordnung der Atome im Kristall an und ist dessen modellhafte Darstellung.

Die **Graphit-Struktur** besteht aus ebenen, übereinanderliegenden Schichten, in denen die Kohlenstoffatome zu regelmäßigen Sechsecken geordnet sind (Abb. 58). In einem

solchen Sechseck ist jedes Atom mit nur drei Nachbaratomen in gleichem Abstand durch drei Atombindungen verbunden. Der Abstand zum vierten Nachbaratom ist größer. Es sind also nur drei von den vier Außenelektronen jedes Kohlenstoffatoms in gemeinsamen Elektronenpaaren festgelegt. Das vierte Außenelektron jedes Kohlenstoffatoms ist nicht fest an einen bestimmten Platz im Gitter gebunden. Die freie Beweglichkeit dieser Elektronen bedingt die besonderen Eigenschaften des Graphits. Zwischen den Schichten wirken nur schwache Bindungskräfte.

▶ **Modifikationen sind Erscheinungsformen eines Elements mit unterschiedlicher Anordnung der Atome im Kristallgitter und unterschiedlichen physikalischen Eigenschaften.**

Unterschiedliche Kristallstrukturen der Kohlenstoff-Modifikationen bedingen ihre unterschiedlichen physikalischen Eigenschaften. Folglich ist auch ihr Verwendungszweck verschieden.

So ist zum Beispiel die Tetraederform der Teilchenanordnung mit je vier Atombindungen Bedingung dafür, daß der Diamant sehr große Härte besitzt und spröde ist. Diamanten finden deshalb vor allem als Bohr-, Schneid- und Schleifwerkzeuge Verwertung. Hingegen erklärt die Anordnung der Kohlenstoffatome in Form von übereinander gelagerten Sechsecken, daß der Graphit sehr weich, leicht spaltbar, blättrig ist, sich fettig anfühlt und leicht abfärbt. 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 beim Graphit-Gitter bedingt sowohl die leichte Spaltbarkeit des Graphits als auch sein gutes elektrisches Leitvermögen. Daher werden aus Graphit Elektroden, Bogenlampenkohlen und Schleifkontakte hergestellt. ① ② ③ ④ ⑤ ⑥

Diamant und Graphit können aus anderen Stoffen hergestellt werden. Die Erzeugung künstlicher Diamanten ist erst in neuerer Zeit gelungen. Bei sehr hohem Druck und hoher Temperatur läßt sich Graphit in Diamant umwandeln.

Verbrennen bestimmte Kohlenstoffverbindungen bei ungenügender Luftzufuhr und gleichzeitiger Abkühlung, so scheidet sich aus den Flammen Kohlenstoff als **Ruß** ab. Ruß ist feinkristalliner Graphit. ⑦

▶ **Die Kohlenstoff-Modifikationen Diamant und Graphit haben unterschiedliche Kristallstrukturen. Diese sind Bedingung für die verschiedenartigen physikalischen Eigenschaften von Diamant und Graphit. Beide werden entsprechend ihren Eigenschaften unterschiedlich verwendet.**

Kohlendioxid 51

Darstellung und Nachweis

46 ▼ Über erhitzte Holzkohle wird ein Luftstrom geführt. Das Verbrennungsprodukt wird durch Kalziumhydroxidlösung geleitet (Abb. 59).

47 ▼ **Vorsicht!** Luft wird entsprechend der Abbildung 60 durch Kalziumhydroxidlösung hindurchgeblasen.

① Begründe die gleichartigen chemischen Eigenschaften von Diamant und Graphit!

② Begründe die leichte Spaltbarkeit des Graphits und die große Härte und Festigkeit des Diamanten!

③ Erkläre das unterschiedliche Verhalten von Diamant und Graphit gegenüber dem elektrischen Strom!

④ Erkläre das elektrische Leitvermögen von Graphit im Vergleich zur Leitung des elektrischen Stromes in Metallen und in Salzlösungen!

⑤ Erläutere den Zusammenhang zwischen Struktur, Eigenschaften und Verwendung am Beispiel des Graphits!

⑥ Stelle Struktur und Eigenschaften von Diamant und Graphit in einer Tabelle gegenüber!

⑦ Stelle über Arten des Vorkommens von Kohlenstoff eine Übersicht zusammen und gib dazu Beispiele an!
Benutze dabei dein Wissen aus der Biologie über kohlenstoffhaltige Verbindungen!

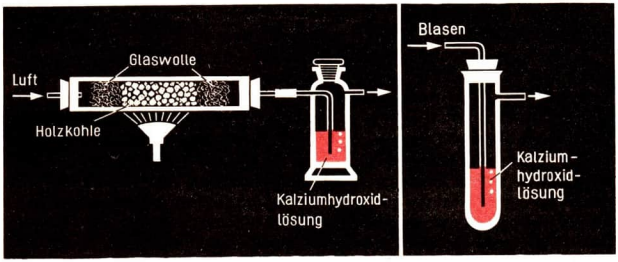


Abb. 59 Bei der Oxydation von Kohlenstoff an der Luft entsteht Kohlendioxid, das mit Kalziumhydroxidlösung einen Niederschlag von Kalziumkarbonat ergibt.
Abb. 60 Kohlendioxid der Atemluft reagiert mit Kalziumhydroxidlösung zu Kalziumkarbonat.

Kohlendioxid CO_2 entsteht beim Verbrennen des Kohlenstoffs:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

Bei dieser Reaktion wird Wärme frei (Experiment 46). Kohlendioxid bildet sich bei der Verbrennung kohlenstoffhaltiger Brennstoffe und bei manchen technischen Prozessen (z. B. Kalkbrennen). Es entsteht auch bei der biologischen Oxydation als Produkt der pflanzlichen und tierischen Atmung sowie bei der alkoholischen Gärung (z. B. Bierbrauen, Weinkeltern).
Kohlendioxid ist in der Luft zu etwa 0,03% ihres Volumens enthalten. Die ausgeatmete Luft ist reicher an Kohlendioxid als die eingeatmete (Experiment 47). Kohlendioxid tritt in der Natur in vielen Mineralquellen auf. In manchen Gegenden, besonders in vulkanischen Gebieten, strömt es als Gas aus der Erde.

Wenn man in eine Kalziumhydroxidlösung Kohlendioxid einleitet, bilden sich Kalziumkarbonat und Wasser (Experimente 46 und 47):

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

In der Lösung fällt das Kalziumkarbonat als weißer Niederschlag aus, weil es in Wasser schwerlöslich ist. Diese Reaktion dient als Nachweis des Kohlendioxids. Geringe Massen von Kohlendioxid trüben schon die Kalziumhydroxidlösung. ① ②

▶ **Kohlendioxid wird mit Kalziumhydroxidlösung nachgewiesen. Die Kalziumhydroxidlösung trübt sich infolge der Bildung von schwerlöslichem Kalziumkarbonat.**

Struktur und Eigenschaften

46 ▼ In einen mit Kohlendioxid gefüllten Standzylinder läßt man etwas Wasser eindringen. Der Zylinder wird geschüttelt.

47 ▼ Eine brennende Kerze wird in einen Standzylinder mit Kohlendioxid gebracht.

50 ▼ Kohlendioxid wird aus einem Standzylinder in einen anderen Standzylinder, in welchem eine Kerze brennt, umgegossen.

Im Molekül des Kohlendioxids ist ein Kohlenstoffatom mit zwei Sauerstoffatomen durch Atombindung verbunden. Kohlendioxid ist ein farbloses und geruchloses Gas, dessen Dichte größer als die der Luft ist. Daher lassen sich Standzylinder durch Luftverdrängung mit Kohlendioxid füllen. Kohlendioxid läßt sich verflüssigen. In flüssiger Form wird es in Stahlflaschen aufbewahrt. Festes Kohlendioxid nennt man Trockeneis oder „Kohlensäureschnee". Trockeneis geht bei Zimmertemperatur unmittelbar in gasförmiges Kohlendioxid über. Dabei wird der Umgebung viel Wärme entzogen, das heißt, es tritt starke Abkühlung ein. Ein Rückstand verbleibt nicht. ③ ④ ⑤
Kohlendioxid löst sich in Wasser (Experiment 48). 1 l Wasser nimmt bei 15 °C 1 l Kohlendioxid auf. Kohlendioxid ist nicht brennbar und unterhält die Verbrennung nicht (Experimente 49 und 50). ⑥
Kohlendioxid wirkt auf Menschen und Tiere erstickend. Da sich Kohlendioxid in Brunnen- und Kanalschächten und Kohlenbunkern ansammeln oder in Gärfutterbehältern bilden kann, besteht beim Arbeiten in solchen Räumen Erstickungsgefahr. Aus Sicherheitsgründen muß daher vor Beginn der Tätigkeit mit Hilfe einer Flamme geprüft werden, ob Kohlendioxid vorhanden ist. ⑦ ⑧

▶ **Vorsicht beim Arbeiten mit Kohlendioxid. Es wirkt erstickend!**

Kohlendioxid ist reduzierbar, indem es zum Beispiel mit Kohlenstoff zu Kohlenmonoxid reagiert (↗ S. 110).

Verwendung

In Tabelle 20 sind einige volkswirtschaftlich bedeutsame Verwendungsmöglichkeiten für Kohlendioxid in Abhängigkeit von den Eigenschaften zusammengestellt.

① Begründe, daß trotz ständiger Bildung von Kohlendioxid durch Verbrennung und Atmung der Kohlendioxidgehalt der Atmosphäre annähernd gleich bleibt!

② Vergleiche den Nachweis des Kohlendioxids mit dem Nachweis des Chlorid-Ions!

③ Beurteile den Charakter der Bindung im Kohlendioxidmolekül mit Hilfe der Elektronegativitätswerte (↗ Ende des Buches)!

④ Warum ist es unangebracht, Kohlendioxid pneumatisch über Wasser aufzufangen? Gib andere Möglichkeiten zum Auffangen dieses Gases an und begründe sie!

⑤ Begründe die Anwendung des festen Kohlendioxids als Kühlmittel!

⑥ Warum läßt sich Kohlendioxid als Löschmittel verwenden?

⑦ Warum ist es notwendig, die Zimmer regelmäßig zu lüften?

⑧ Kennzeichne eine Möglichkeit, in Räumen zu überprüfen, ob Erstickungsgefahr besteht!

Tabelle 20 Eigenschaften und Verwendung von Kohlendioxid

Eigenschaft	**Verwendung**
gasförmig, leicht zu verflüssigen	Treibmittel
löslich in Wasser	Getränkebereitung
Verdampfung des festen Kohlendioxids unter hohem Wärmeverbrauch	Trockeneis
unbrennbar, erstickende Wirkung	Löschmittel, Schutzgas
reaktionsfähig, reduzierbar	Herstellung anderer Kohlenstoffverbindungen

Kohlenmonoxid 52

51 Kohlendioxid wird über erhitztes Zinkpulver geleitet. Das durch ein Trockenrohr mit Natronkalk geführte Reaktionsprodukt ist pneumatisch aufzufangen (Abb. 61).

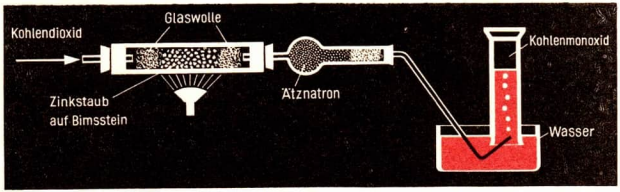


Abb. 61 Bei der Reaktion von Kohlendioxid mit Zink entsteht Kohlenmonoxid, das in einem Standzylinder pneumatisch aufgefangen wird.

52

Vorsicht! Ein Standzylinder mit Kohlenmonoxid wird an eine Flamme gebracht. Anschließend wird etwas Kalziumhydroxidlösung in den Standzylinder gegeben und geschüttelt.

Kohlenmonoxid CO entsteht bei der Reaktion von Kohlendioxid mit Zink (Experiment 51) oder mit Kohlenstoff:

$CO_2 + Zn \longrightarrow ZnO + CO$
$CO_2 + C \longrightarrow 2CO$

Beide Reaktionen sind Redoxreaktionen, die unter Wärmeverbrauch verlaufen. Zink beziehungsweise Kohlenstoff wirken als Reduktionsmittel. ①
Kohlenmonoxid ist ein farbloses und geruchloses Gas, dessen Dichte etwas kleiner als die der Luft ist. In Wasser ist es nur wenig löslich. ②
Kohlenmonoxid verbrennt mit blauer Flamme zu Kohlendioxid (Experiment 52):

$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$

Da die Verbrennung des Kohlenmonoxids unter starker Wärmeentwicklung verläuft, wird es im Gemisch mit anderen Gasen als Heizgas verwendet. Kohlenmonoxid ist in Redoxreaktionen oft Reduktionsmittel, zum Beispiel bei der technischen Herstellung des Eisens im Hochofenprozeß. ③ ④
Kohlenmonoxid ist sehr giftig. Seine Giftigkeit beruht darauf, daß es wesentlich leichter 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 ständigen Einatmen von Kohlenmonoxid fällt immer mehr Hämoglobin für den Sauerstofftransport im Körper aus. Die Körperzellen werden ungenügend mit Sauerstoff versorgt. Bereits geringe Mengen von Kohlenmonoxid in der Atemluft wirken auf den Organismus giftig ($0{,}5 \frac{l}{m^3}$ sind tödlich). Die Gefahr einer Kohlenmonoxidvergiftung wird dadurch vergrößert, daß dieses Gas weder sichtbar noch durch den Geruch wahrnehmbar ist. Auf den Gehalt an Kohlenmonoxid beruht die Giftigkeit des Stadtgases und der Abgase von Kraftfahrzeugmotoren. ⑤

Vorsicht! Kohlenmonoxid ist ein besonders gefährliches Atemgift.

Tabelle 21 Eigenschaften von Kohlenmonoxid und Kohlendioxid

Eigenschaft	Kohlenmonoxid	Kohlendioxid
Formel	CO	CO_2
Aggregatzustand	gasförmig	gasförmig
Farbe	farblos	farblos
Geruch	geruchlos	geruchlos
Dichte	kleiner als die der Luft	größer als die der Luft
Löslichkeit in Wasser	wenig löslich	löslich
Brennbarkeit	brennbar	nicht brennbar
Wirkung als Reduktionsmittel beziehungsweise als Oxydationsmittel	reduzierend	oxydierend
Wirkung auf den Organismus	sehr giftig	erstickend

① Erkläre die Reaktionen zwischen Kohlendioxid und Zink und zwischen Kohlendioxid und Kohlenstoff als Redoxreaktionen!

② Begründe die Möglichkeit, das Kohlenmonoxid pneumatisch aufzufangen!

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 Begründe die Vorschrift für Kraftfahrzeughallen: Beim Laufen der Motoren Türen auf!

⑥ Gib eine Möglichkeit an, beide Oxide des Kohlenstoffs experimentell zu unterscheiden!

Kohlenmonoxid enthält wie Kohlendioxid die Elemente Kohlenstoff und Sauerstoff. Die unterschiedliche mengenmäßige Zusammensetzung der beiden Oxide des Kohlenstoffs bedingt ihre verschiedenartigen Eigenschaften (Tab. 21). ⑥

Kohlensäure 53

53 ▼ Kohlendioxid wird in Wasser eingeleitet.

54 ▼ Eine Lösung von Kohlendioxid in Wasser wird mit einem Indikator geprüft.

55 ▼ Eine mit Lackmus versetzte Lösung von Kohlendioxid in Wasser wird erwärmt und das entweichende Gas nachgewiesen.

Kohlendioxid ist in Wasser löslich (Experiment 53). Beim Einleiten von Kohlendioxid in Wasser wird ein Teil des Gases, ähnlich wie Sauerstoff, physikalisch gelöst. Es entsteht ein Gemisch aus Kohlendioxid- und Wassermolekülen.
Im Gegensatz zu anderen Nichtmetalloxiden setzt sich nur ein Teil des gelösten Kohlendioxids mit Wasser zu **Kohlensäure** um.

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

Kohlensäure hat säuerlichen Geschmack und reagiert mit Indikatoren (Experiment 54). Die Kohlensäuremoleküle dissozieren in Wasserstoff-Ionen und Karbonat-Ionen.

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + CO_3^{2-}$$

Die Gleichungen für die Bildung und die Dissoziation von Kohlensäure lassen sich zusammenfassen.

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow 2H^+ + CO_3^{2-}$$

Kohlensäure ist leicht zersetzlich. Beim Erhitzen zerfällt sie in Wasser und in das leichtflüchtige Kohlendioxid (Experiment 55).

$$H_2CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2$$

Eine wäßrige Lösung von Kohlendioxid besteht also aus Wasser-, Kohlendioxid- und Kohlensäuremolekülen sowie aus Wasserstoff- und Karbonat-Ionen. Im Selterswasser sind diese genannten Teilchen ebenfalls enthalten.

Kohlendioxid wird im täglichen Sprachgebrauch oft fälschlich als „Kohlensäure" bezeichnet. ① ②

Kohlensäure ist eine leicht zersetzliche Säure, die durch Reaktion von Kohlendioxid mit Wasser entsteht.

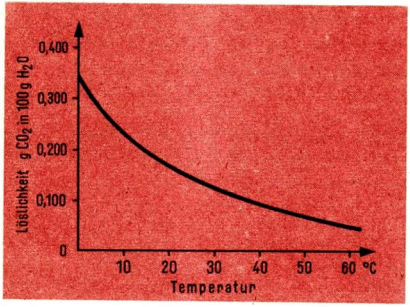


Abb. 62 Abhängigkeit der Wasserlöslichkeit des Kohlendioxids von der Temperatur

Die Löslichkeit des Kohlendioxids in Wasser ist abhängig vom Druck und von der Temperatur. Bei erhöhtem Druck können sich mehr Kohlendioxidmoleküle zwischen den Wassermolekülen verteilen; denn Druckerhöhung bewirkt eine Verminderung des freien Volumens, so daß das Eindringen der Teilchen in die unbesetzten Räume zwischen den Wassermolekülen durch steigenden Druck erleichtert wird. Das bedeutet: Die Löslichkeit nimmt zu. Wird durch Erwärmen die Temperatur erhöht, so bewegen sich die Teilchen schneller, wodurch weniger Kohlendioxidmoleküle zwischen den Wassermolekülen Platz finden, so daß die Löslichkeit mit steigender Temperatur abnimmt. Abbildung 62 zeigt die Abhängigkeit der Wasserlöslichkeit des Kohlendioxids von der Temperatur bei 1 at Druck. ③

Karbonate 54

Darstellung und Eigenschaften

56 Natrium-, Kalium- und Kalziumkarbonat werden jeweils mit verdünnter Salzsäure und mit verdünnter Schwefelsäure versetzt. Das gasförmige Reaktionsprodukt ist mit Kalziumhydroxidlösung zu prüfen.

57 Eine Bodenprobe wird mit Salzsäure versetzt. Das gasförmige Reaktionsprodukt ist mit Kalziumhydroxidlösung zu prüfen (↗ ▼ 9, S. 199).

58 **Vorsicht!** Magnesiumkarbonat wird in einem schwerschmelzbaren Reagenzglas, dessen Gasableitungsrohr in eine Vorlage mit Kalziumhydroxidlösung führt, erhitzt. Nach dem Abkühlen befeuchtet man das feste Reaktionsprodukt mit wenig Wasser und gibt Phenolphthaleinlösung hinzu.

① Erkläre die Vorgänge beim Einleiten von Kohlendioxid in Wasser!

② Erkläre die Vorgänge beim Erwärmen einer Lösung von Kohlendioxid in Wasser!

③ Erläutere den Kurvenverlauf der Diagrammdarstellung in Abbildung 62!

④ Stelle die Gleichung für die Dissoziation des Kaliumkarbonats auf!

⑤ Vergleiche die Reaktionen beim Einwirken von Schwefelsäure auf Natriumchlorid und auf Natriumkarbonat! a) Entwickle die Reaktionsgleichungen! b) Erläutere Gemeinsamkeiten und Unterschiede!

Karbonate sind Salze der Kohlensäure. Sie entstehen unter anderem beim Einleiten von Kohlendioxid in konzentrierte Basenlösungen. Zum Beispiel bildet sich Kalziumkarbonat durch Reaktion von Kalziumhydroxidlösung mit Kohlendioxid (↗ Experiment 47). Karbonate sind kristalline, meist weiße Substanzen. Kalziumkarbonat ist in Wasser schwerlöslich, hingegen lösen sich die Karbonate des Natriums und des Kaliums gut in Wasser. Natrium- und Kaliumkarbonat dissoziieren leicht in Metallionen und Karbonat-Ionen.

■ $Na_2CO_3 \rightleftharpoons 2\ Na^+ + CO_3^{2-}$ ④

Karbonate reagieren mit vielen Säuren, wie Salz-, Schwefel- und Salpetersäure. Bei diesen Reaktionen zersetzen sich die Karbonate. Es entsteht u. a. Kohlendioxid.

■ Kalziumkarbonat setzt sich zum Beispiel mit Salzsäure zu Kalziumchlorid, Wasser und Kohlendioxid um (Experiment 56):

$CaCO_3 + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

Diese Reaktion wendet man zur Darstellung von Kohlendioxid im Labor an.

Mit Kalziumhydroxidlösung reagiert das entstehende Kohlendioxid in einer Fällungsreaktion zu festem Kalziumkarbonat und Wasser.

$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$

Karbonate lassen sich also über freigesetztes Kohlendioxid nachweisen, indem das Karbonat mit Säure versetzt und das entstehende Kohlendioxid in Kalziumhydroxidlösung eingeleitet wird. Auf diese Weise läßt sich auch der Karbonatgehalt im Boden bestimmen (Experiment 57). ⑤

Die Karbonate der Elemente Magnesium, Kalzium, Strontium und Barium zerfallen beim starken Erhitzen in Metalloxide und Kohlendioxid. Diese Reaktion, zu der Wärme verbraucht wird, nennt man **thermische Zersetzung.**

■ So wird Magnesiumkarbonat bei starkem Erhitzen in Magnesiumoxid und Kohlendioxid thermisch zersetzt (Experiment 58).

$MgCO_3 \longrightarrow MgO + CO_2$

▶ **Karbonate sind Salze der Kohlensäure. Sie reagieren mit Säuren. Dabei entsteht Kohlendioxid. Einige Karbonate zerfallen bei thermischer Zersetzung in Metalloxide und Kohlendioxid.**

Verwendung

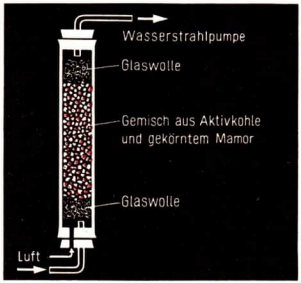
In Tabelle 22 sind drei wichtige Karbonate und ihre volkswirtschaftlich bedeutsamen Verwendungsmöglichkeiten zusammengestellt. ①

Tabelle 22 Namen und Verwendung der Karbonate

Karbonat		Verwendung
Natrium-karbonat	Na_2CO_3 (Soda)	Herstellung von Glas (Glasgeräte, Fensterglas), Waschmitteln und Chemikalien (z. B. Natriumsulfat, Natriumphosphat)
Kalium-karbonat	K_2CO_3 (Pottasche)	Herstellung von Glas (Glasgeräte, Fensterglas) und Schmierseife
Kalzium-karbonat	$CaCO_3$ (Kalkstein, Kreide, Marmor)	Herstellung von Glas (Glasgeräte, Fensterglas), Zement, Branntkalk, Düngemittel und als Zuschlagstoff für die Metallurgie sowie als Anstrichfarbe

Technische Verwendung des Kalksteins 55

Herstellung von Branntkalk – Kalkbrennen



Kalkstein und gekörnte Aktivkohle werden im aufrecht stehenden Verbrennungsrohr unter Luftzufuhr erhitzt (Abb. 63).

Abb. 63 Beim Erhitzen zerfällt Kalkstein (Kalziumkarbonat) in Kalziumoxid und Kohlendioxid.

Das **Kalkbrennen** ist das chemisch-technische Verfahren zur Herstellung von Branntkalk. Ein Ausgangsstoff für das Kalkbrennen ist Kalkstein. Wir verfügen in der Deutschen Demokratischen Republik über umfangreiche Kalksteinvorkommen. Ein wichtiges Abbaugebiet befindet sich in der Nähe von Rüdersdorf bei Berlin. Weitere Lagerstätten liegen hauptsächlich am Rande der Mittelgebirge, zum Beispiel bei Lengefeld im Erzgebirge, im Harz bei Elbingerode und im Unstrutgebiet bei Karsdorf. Etwa die Hälfte der gesamten Rohkalksteinförderung unserer Republik wird in den Werken der chemischen Industrie zu Branntkalk verarbeitet.

① Begründe die Streuzeit für die Kalkdüngung des Bodens!

② Erläutere die Aufgaben des Kokses und der Luft beim technischen Verfahren des Kalkbrennens!

③ Vergleiche die chemischen Reaktionen des Kalkbrennens und der Koksverbrennung!

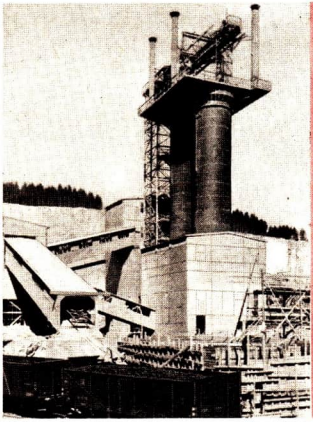
Bei der Herstellung von Branntkalk wird Kalziumkarbonat thermisch zersetzt. Beim Glühen zerfällt es in Kalziumoxid und Kohlendioxid (Experiment 59).

$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

Das starke Erhitzen von Kalkstein wird **Brennen** genannt. Die für das Brennen benötigte Wärme erhält man bei der Reaktion von Koks als Energieträger mit Luft als Oxydationsmittel für den Energieträger. Das beim Kalkbrennen anfallende Reaktionsprodukt Kalziumoxid heißt **Branntkalk**.

▶ **Brennen von Kalkstein (Kalkbrennen) ist die thermische Zersetzung von Kalziumkarbonat, wobei Kalziumoxid und Kohlendioxid entstehen.**

Das Brennen von Kalkstein wird in der Industrie vor allem im **Schachtofen** durchgeführt. Der Schachtofen ist ein Reaktionsapparat mit der Grundform eines aufrecht stehenden Rohres (Abb. 64). Er ist aus feuerfestem Material (Schamottestein) gemauert und mit einem Eisenmantel umgeben. ② ③



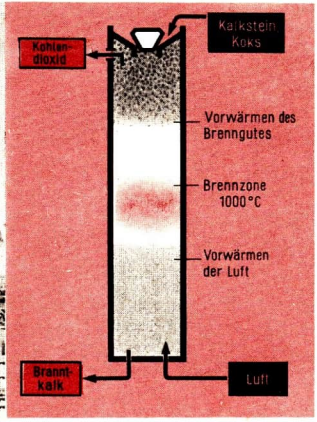


Abb. 64 Schachtofen im Kalkwerk des VEB Chemische Werke Buna, Schkopau
Abb. 65 Schematische Darstellung eines Schachtofens zum Kalkbrennen

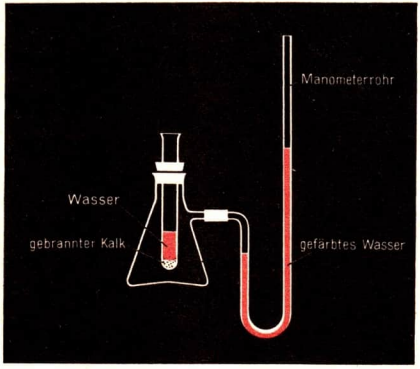
Die festen Stoffe Kalkstein und Koks bewegen sich im Ofen infolge der Schwerkraft nach unten. Der Koks verbrennt im Schachtofen mit dem Sauerstoff der von unten zuströmenden Luft zu Kohlendioxid. Dabei wird Wärme frei, die in der Brennzone eine Temperatur von etwa 1000 °C liefert. Das Kohlendioxid, das beim Brennen des Kalksteins und beim Verbrennen des Kokses entsteht, steigt im Schacht nach oben. Während sich im Schacht das Brenngut nach unten bewegt, strömen die Gase in entgegengesetzter Richtung nach oben. Zwischen diesen Stoffen erfolgt der Wärmeaustausch nach dem **Gegenstromprinzip.** Mit dem stofflichen Gegenstrom ist ein thermischer Gegenstrom verbunden; denn die im unteren Teil des Ofens entstehenden heißen Gase werden dem kalten Brenngut entgegengeführt. Die Vorgänge im Schachtofen sind in Abbildung 65, Seite 115, schematisch dargestellt. ① ② ③

Das Verfahren wird **kontinuierlich** durchgeführt. Ohne Unterbrechung verläuft im Schachtofen die chemische Reaktion der thermischen Zersetzung des Kalziumkarbonats. Bau und Arbeitsweise der Reaktionsapparate zur Herstellung von Branntkalk (Kalkschachtofen) und zur Herstellung von Roheisen (Hochofen) sind im Prinzip ähnlich. Beide haben die allgemeine Grundform eines aufrecht stehenden Rohres und arbeiten kontinuierlich nach dem Gegenstromprinzip. ④ ⑤

Das Kalkbrennen erfolgt überwiegend in Schachtöfen. Der chemisch-technische Prozeß verläuft kontinuierlich unter Anwendung des Gegenstromprinzips.

Herstellung von Löschkalk – Kalklöschen

60



Vorsicht! Frisch gebrannter Kalk wird im Reagenzglas, an das ein Thermoskop angeschlossen ist, mit Wasser zur Reaktion gebracht (Abb. 66).

Abb. 66 Beim Löschen des Branntkalkes wird die frei werdende Wärme mit einem Thermoskop nachgewiesen.

Durch Reaktion von Kalziumoxid mit Wasser entsteht Kalziumhydroxid. Dabei wird Wärme frei (Experiment 60).

$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$

① Vergleiche die Durchführung des Kalkbrennens im Experiment 59 (Abb. 63) mit der technischen Herstellung von Branntkalk im Schachtofen (Abb. 65) hinsichtlich der eingesetzten Stoffe und der entsprechenden Geräte beziehungsweise Apparate!

② Erkläre an Hand einer Schnittzeichnung die Arbeitsweise im Kalkschachtofen!

③ Berechne den Bedarf an Kalkstein bei einer täglichen Ofenleistung von 150 t Branntkalk!

④ Entwickle die Reaktionsgleichungen für das Kalkbrennen und den Hochofenprozeß!

⑤ Erläutere Gemeinsamkeiten und Unterschiede der chemisch-technischen Verfahren zur Branntkalkherstellung im Kalkschachtofen und zur Roheisenherstellung im Hochofen hinsichtlich a) der eingesetzten Stoffe, b) der Reaktionsprodukte, c) der Umwandlung von Energie in Wärmeenergie, d) des Baues und der Arbeitsweise der Reaktionsapparate!

⑥ Erläutere die Wirkungsweise des Thermoskops im Experiment 60 (Abb. 66)!

⑦ Vergleiche Bildung und Eigenschaften des Kalziumhydroxids mit Bildung und Eigenschaften des Kaliumhydroxids und des Aluminiumhydroxids auf Grund der Gesetzmäßigkeiten des Periodensystems der Elemente!

⑧ a) Nenne Namen für die Verbindung mit der Formel $Ca(OH)_2$!
b) Erkläre die Gefährlichkeit des Umganges mit Branntkalk und Löschkalk!

⑨ Berechne die Masse Löschkalk, die aus 1 t Branntkalk hergestellt werden kann!

Man bezeichnet die Reaktion von Branntkalk mit Wasser als **Kalklöschen.** Das weiße pulverförmige Reaktionsprodukt heißt **Löschkalk.**
Beim Löschen des Kalkes in der Löschgrube und beim Experimentieren mit Branntkalk und Löschkalk ist besonders auf den Schutz der Augen zu achten. Das bei der Reaktion mit Wasser entstehende Kalziumhydroxid ist eine Base, die stark ätzend wirkt. Durch die frei werdende Wärme besteht Verspritzungsgefahr. Es ist deshalb unbedingt eine Schutzbrille zu tragen. ⑥ ⑦ ⑧ ⑨

▶ **Kalklöschen ist die Bildung von Kalziumhydroxid (Löschkalk) durch Reaktion von Kalziumoxid (Branntkalk) mit Wasser unter Abgabe von Wärmeenergie.**

Verwendung von Kalkstein, Branntkalk und Löschkalk

Kalkstein wird in der Technik vielseitig eingesetzt. Man verwendet ihn als Ausgangsstoff für die Glasherstellung, als Zuschlagstoff in der Metallurgie (Hochofenprozeß) und als Düngemittel in der Landwirtschaft. Der größte Teil des Kalksteins dient jedoch zur Herstellung von Branntkalk und Zement. Einen Überblick über die Verwendung von Branntkalk und Löschkalk gibt Abbildung 67, Seite 118.
Löschkalk findet vor allem zur Herstellung wichtiger Baustoffe Anwendung.
Kalkmörtel ist ein Gemisch von Löschkalk, Sand und Wasser. Beim Erhärten des Kalk- oder Luftmörtels setzt sich das Kalziumhydroxid allmählich mit dem Kohlendioxid der Luft zu festem Kalziumkarbonat um.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

Das entstehende Kalziumkarbonat bildet mit den Steinen ein festes Gefüge.
Diese Reaktion wird als **Abbinden** des Kalkmörtels bezeichnet. Das Wasser verdunstet, der Mörtel wird hart. Der Sand bleibt chemisch unverändert. Er hat die Aufgabe, den Kalkmörtel porös und luftdurchlässig zu machen. Kalkmörtel wird zum Mauern und Putzen verwendet. Er dient als Baubindemittel, das heißt, durch ihn werden andere Baustoffe, wie Steine, Ziegel und Platten, miteinander fest verbunden. ①
Kalkmörtel kann nicht bei allen Bauten verwendet werden, weil zum Abbinden Luft erforderlich ist und der abgebundene Kalkmörtel geringe Festigkeit besitzt.



Abb. 67 Branntkalk und Löschkalk werden vielseitig verwendet.

Zement wird durch Brennen von Kalkstein im Gemisch mit Ton und anderen Stoffen hergestellt. **Zementmörtel** ist ein Gemisch aus Zement, Sand und Wasser. Er erhärtet im Gegensatz zum Kalkmörtel in Anwesenheit von Wasser und heißt daher auch Wassermörtel. Der abgebundene Zementmörtel ist sehr hart, so daß Zementmörtel nicht nur als Baubindemörtel, sondern auch als Baustoff selbst verwendet wird. **Beton** und **Stahlbeton** sind Baustoffe, die aus Zement hergestellt werden. ②
Die Baustoffindustrie hat für den sozialistischen Aufbau der Deutschen Demokratischen Republik ganz besondere Bedeutung. Große Industriewerke, wie der VEB Eisenhüttenkombinat Ost Eisenhüttenstadt, der VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt, der Werkteil II des VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht", zahlreiche Kraftwerke und Talsperren sowie ganze Städte, zum Beispiel Halle-Neustadt, und umfangreiche moderne Wohnviertel wurden vollständig neu erbaut. Alle diese Bauten erforderten riesige Mengen Baustoffe. Besonders wichtig hierbei ist die Produktion von Zement. Bedeutende Zementwerke unserer Republik sind zum Beispiel der VEB Kalk-, Zement- und Betonwerke Rüdersdorf, der VEB Zementwerk Karsdorf (Unstrut), der VEB Zementwerk Nienburg (Saale), der VEB Chemiewerk Coswig und der VEB Hüttenzementwerk Ost Eisenhüttenstadt. ③

① Berechne die entstehende Masse Wasser beim Abbinden von 1 t Kalkmörtel, die 24% Kalziumhydroxid enthält!

② Vergleiche Kalkmörtel und Zementmörtel!

③ Wo befinden sich in unserer Republik Kalksteinvorkommen und wo Zementwerke (↗ Atlas)?

Wiederholung und Übung 56

Es sind wichtige chemische Reaktionen einiger Kohlenstoffverbindungen zusammenzustellen.

Reaktionen der Kohlenstoffoxide

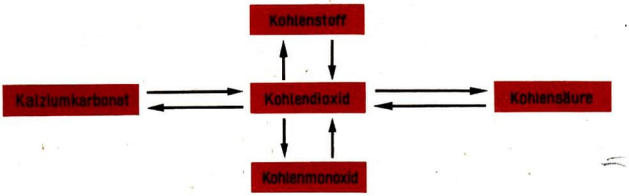
1. Erkläre das Wesen der chemischen Reaktionen, die vom a) Kohlenstoff zum Kohlendioxid, b) Kohlendioxid zum Kohlenmonoxid, c) Kohlenmonoxid zum Kohlendioxid, d) Kohlendioxid zum Kohlenstoff führen! Gib hierfür die Reaktionsgleichungen und die Arten der Reaktionen an!
2. Vergleiche die Eigenschaften der Oxide des Kohlenstoffs und gib dazugehörige Verwendungsmöglichkeiten beider Gase an!

Reaktionen des Kohlendioxids mit Wasser und mit Kalziumhydroxid

3. Entwickle für die Reaktionen a) des Kohlendioxids mit Wasser und b) des Kohlendioxids mit Kalkwasser die Reaktionsgleichungen! Erläutere die praktische Bedeutung dieser Reaktionen!
4. Vergleiche die Eigenschaften der Kohlensäure mit denen anderer Säuren!

Reaktionen zur Bildung des Kohlendioxids aus Kohlensäure und aus Kalziumkarbonat

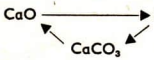
Eine schematische Übersicht veranschaulicht die Zusammenhänge:



5. Entwickle die Reaktionsgleichungen für die Bildung von Kohlendioxid a) aus Kohlensäure und b) aus Kalziumkarbonat!
   Kennzeichne die Bedingungen für den Ablauf dieser Reaktionen! Erörtere ihre praktische Bedeutung!
6. Erkläre das Verhalten von Kalziumkarbonat bei der Zugabe von Wasser beziehungsweise von Säure und beim Erhitzen!

Weg vom Kalkstein zum abgebundenen Kalkmörtel

Kalkstein wird umgewandelt in Branntkalk, der mit Wasser zu Löschkalk reagiert. Aus Löschkalk läßt sich Kalkmörtel herstellen, der beim Abbinden erneut Kalkstein bildet.



7. Entwickle die chemischen Gleichungen für die Reaktionen, die durch die Pfeile gekennzeichnet sind!
8. Nenne die Namen für die reagierenden Stoffe! Kennzeichne das Wesen der chemischen Reaktionen, und lies die Gleichungen qualitativ und quantitativ!
9. Erläutere die technischen Bezeichnungen für die reagierenden Stoffe und die chemisch-technischen Verfahren!

Energetische Betrachtung der chemischen Reaktion 57

Reaktionswärme

Alle chemischen Reaktionen sind mit Wärmeumsatz verbunden. Viele Reaktionen verlaufen unter Wärmeabgabe, zum Beispiel die Verbrennung und die biologische Oxydation. Bei anderen chemischen Prozessen, wie bei der thermischen Zersetzung des Kalziumkarbonats, wird dagegen ständig Wärme aufgenommen. Man bezeichnet die bei einer chemischen Reaktion aufgenommene oder abgegebene Wärmemenge als **Reaktionswärme.**

Reaktionen, bei denen Wärme abgegeben wird, heißen **exotherme**[1] **Reaktionen.** Reaktionen, die ständig Wärme aufnehmen, heißen **endotherme**[2] **Reaktionen.** ① ②

Die Reaktionswärme wird getrennt von der Reaktionsgleichung angegeben. Nach der chemischen Gleichung ist hinter einem Semikolon das Symbol Q für die Reaktionswärme zu schreiben und ihr Zahlenwert in Kilokalorien (kcal) anzugeben. Dieser Wert bezieht sich auf die Stoffmengen, die durch die Gleichung angegeben sind. Die Vorzeichen für die Reaktionswärme sind so festgelegt, daß die energetischen Erscheinungen vom Standpunkt der reagierenden Stoffe aus betrachtet werden. Wärmeabgabe nach außen bedeutet eine Verringerung des Energieinhalts der reagierenden Stoffe und wird durch negatives Vorzeichen gekennzeichnet (exotherme Reaktion). Wärmeaufnahme von

[1] exo (griechisch) = nach außen; thermos (griechisch) = warm
[2] endo (griechisch) = nach innen

① Stelle wichtige exotherme und endotherme chemische Reaktionen in einer Tabelle zusammen!

② Zu welcher Art von Reaktionen gehört das Kalklöschen, wenn die Reaktion energetisch betrachtet wird?

③ 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!

außen bedeutet eine Vergrößerung des Energieinhaltes der reagierenden Stoffe und wird durch positives Vorzeichen gekennzeichnet (endotherme Reaktion).

■ $C + O_2 \longrightarrow CO_2$; $Q = -94{,}0$ kcal (exotherme Reaktion)

Das bedeutet: 1 mol Kohlenstoff reagiert mit 1 mol Sauerstoff zu 1 mol Kohlendioxid. Dabei werden 94,0 kcal abgegeben.

$CO_2 + C \longrightarrow 2CO$; $Q = +41{,}2$ kcal (endotherme Reaktion)

Das bedeutet: 1 mol Kohlendioxid reagiert mit 1 mol Kohlenstoff zu 2 mol Kohlenmonoxid. Dabei werden 41,2 kcal aufgenommen.
Aus der Tatsache, daß chemische Reaktionen unterschiedliche Reaktionswärmen besitzen, ergeben sich technische Maßnahmen. So ist es bei exothermen Reaktionen oft erforderlich, Wärme durch Kühlung und Wärmeaustausch abzuführen oder sie technisch zu nutzen, während bei endothermen Reaktionen Wärme durch Beheizung zugeführt werden muß. ③

▶ **Chemische Reaktionen, die unter Wärmeabgabe verlaufen, heißen exotherme Reaktionen. Chemische Reaktionen, die unter Wärmeaufnahme verlaufen, heißen endotherme Reaktionen.**

Energetischer Verlauf chemischer Reaktionen

Bei einer chemischen Reaktion setzen sich Ausgangsstoffe zu Reaktionsprodukten um. Dabei ändert sich der Energieinhalt der Stoffe. Der Energieinhalt der Stoffe vor der Reaktion (Ausgangsstoffe) unterscheidet sich von dem Energieinhalt der Stoffe nach der Reaktion (Reaktionsprodukte). Entweder ist der Energieinhalt der Reaktionsprodukte größer oder kleiner als der der Ausgangsstoffe. Die Stoffumwandlung der Ausgangsstoffe in die Reaktionsprodukte ist aber durch eine zu überwindende „Energieschwelle" gehemmt. Für das Zustandekommen sowohl der energieverbrauchenden als auch der energieliefernden Reaktion ist stets ein Überschuß an Energie gegenüber dem Energieinhalt der Ausgangsstoffe notwendig. Dieser zum Auslösen einer chemischen Reaktion erforderliche Mehrbetrag an Energie wird als **Aktivierungsenergie** bezeichnet. Eine Modellvorstellung soll die Zusammenhänge veranschaulichen. Den energetischen Verlauf einer chemischen Reaktion kann man sich wie den Transport einer Kugel von einem „Tal" (Energieinhalt der Ausgangsstoffe) über einen „Berg" (Höhe der „Energieschwelle") in das andere „Tal" (Energieinhalt der Reaktionsprodukte) vorstellen. Um die Kugel von einem Tal in das andere zu befördern, muß sie unter Aufbringen einer

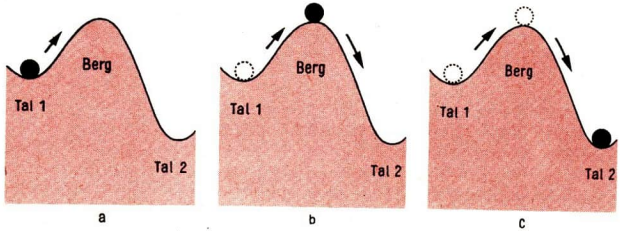


Abb. 68 Transport einer Kugel von einem „Tal" über einen „Berg" in das andere „Tal".

bestimmten Menge Energie, der Aktivierungsenergie, den Berg hinaufbefördert werden (Abb. 68a). Auf dem Gipfel angelangt (Abb. 68b), rollt die Kugel ohne weitere Energiezufuhr selbständig in das andere Tal hinunter (Abb. 68c).

Der zeitliche Verlauf einer chemischen Reaktion ist gekennzeichnet durch das Überwinden dieser „Energieschwelle". Zunächst gehen die Ausgangsstoffe in einen Übergangszustand über, der durch einen Mehrbetrag an Energie gegenüber dem Energieinhalt der Ausgangsstoffe ausgezeichnet ist. Der energiereiche Übergangszustand ist unbeständig. Ihm entspricht in der Modellvorstellung die Kugel auf der Spitze des Berges (Abb. 68b). Nach Überwindung der „Energieschwelle" erfolgt die Umwandlung des Übergangszustandes in die Reaktionsprodukte. Dabei wird ein Energieinhalt erreicht, der kleiner ist als der Energieinhalt der Ausgangsstoffe (exotherme Reaktion) oder der größer ist als der Energieinhalt der Ausgangsstoffe (endotherme Reaktion).

Zwei Kurvendiagramme (Abb. 69) veranschaulichen den Zusammenhang zwischen dem Energieinhalt der Stoffe – vergleichbar mit der potentiellen Energie der Kugel in Abbildung 68 – und Reaktionsverlauf – vergleichbar mit der Zeit. Im Zeitpunkt Null zu Beginn der Reaktion haben die Ausgangsstoffe einen bestimmten Energieinhalt E_A. Nach Abschluß der chemischen Reaktion sind nach einer bestimmten Zeit t die Reaktionsprodukte entstanden, die den Energieinhalt E_R besitzen. Der Prozeß dieser Veränderungen verläuft über ein Maximum des Energieinhaltes im Übergangszustand Z*. Dabei befinden sich die Teilchen der Stoffe im aktivierten Zustand. Die Aktivierungsenergie ist demnach die Differenz zwischen dem Energieinhalt des Übergangszustandes und dem Energieinhalt der Ausgangsstoffe. Die Reaktionswärme entspricht der Differenz zwischen dem Energieinhalt der Reaktionsprodukte und dem Energieinhalt der Ausgangsstoffe. Bei der exothermen Reaktion (Abb. 69a) ist der Energieinhalt der Reaktionsprodukte kleiner als der Energieinhalt der Ausgangsstoffe. Bei der endothermen Reaktion (Abb. 69b) ist der Energieinhalt der Reaktionsprodukte größer als der Energieinhalt der Ausgangsstoffe. ① ② ③

Es gibt chemische Reaktionen, bei denen die Aktivierungsenergie groß ist, das heißt, bei denen die „Energieschwelle" zwischen dem Energieinhalt der Ausgangsstoffe und dem der Reaktionsprodukte hoch ist. So verbrennt zum Beispiel Magnesium in Sauerstoff erst, wenn Wärme von außen zugeführt worden ist. Die Aktivierungsenergie läßt sich in Form von Wärme oder Licht zuführen. Beispielsweise werden fotochemische

① Erkläre den Unterschied zwischen Aktivierungsenergie und Reaktionswärme!

② Vergleiche an Hand der Abbildung 69 den Reaktionsverlauf mit dem Bewegungsablauf der Kugel in Abbildung 68!

③ Erläutere mit eigenen Worten die Abbildung 69a!

④ Erläutere den energetischen Verlauf einer chemischen Reaktion am Beispiel der Oxydation von Kohlenmonoxid zu Kohlendioxid an Hand der Abbildung 69!

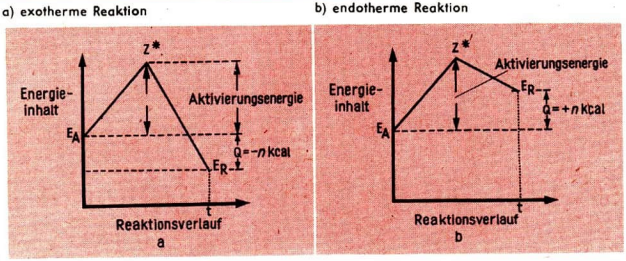


Abb. 69 Abhängigkeit des Energieinhaltes vom Reaktionsverlauf

Reaktionen, wie die Synthese von Chlorwasserstoff (↗ S. 97), durch Licht ausgelöst. Bei anderen Reaktionen, zum Beispiel bei vielen Ionenreaktionen wie der Fällungsreaktion von Silber- und Chlorid-Ionen, ist die Aktivierungsenergie sehr klein. Solche Reaktionen laufen oft unter den Bedingungen des Normzustandes sehr schnell ab. ④

▶ **Die chemische Reaktion ist mit Veränderungen der Energieinhalte der Stoffe verbunden. Zum Auslösen einer chemischen Reaktion ist Aktivierungsenergie notwendig.**

Verkokung und Vergasung der Kohlen 58

Verkokung

61 ▼ Verschiedene Kohlenarten werden in Reagenzgläsern mit aufgesetzter Düse erhitzt. Eine Flamme wird an die Düse gebracht.

Beim Erhitzen von Kohlen unter Luftabschluß entstehen Koks als fester Rückstand, Teer als flüssiges Produkt und brennbare Gase (Experiment 61). Hierbei laufen zahlreiche, meist endotherme Reaktionen ab. Diese Vorgänge werden als **Verkokung** oder **Entgasung** bezeichnet. Die Verkokung wird technisch in Kokereien (Abb. 70, S. 124) durchgeführt.

Koks besteht aus fast reinem Kohlenstoff. Er wird als Reduktionsmittel bei chemisch-

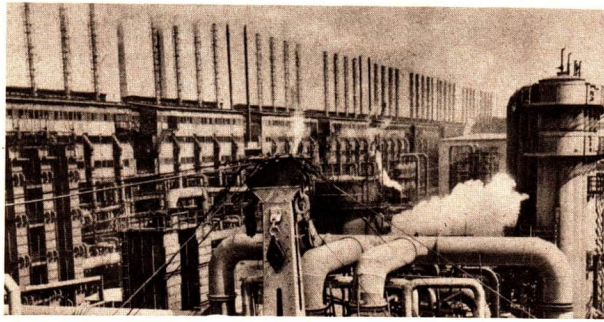


Abb. 70 Teilansicht der Großkokerei im VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer

technischen Redoxreaktionen, zum Beispiel zur Herstellung vieler Metalle, und als Brennstoff zur Erzeugung von Wärme, wie beim Kalkbrennen, verwendet.
Teer ist eine meist zähe, braunschwarze Flüssigkeit von durchdringendem Geruch. Er wird als Ausgangsstoff für die Herstellung verschiedenartiger Produkte, wie Kraftstoffe, Farbstoffe, Arzneimittel und Lösungsmittel, verwendet.
Das **Gas** enthält vor allem Wasserstoff, Methan und Kohlenmonoxid. Es ist brennbar. Kokereigas dient als Heiz- und Stadtgas. ① ②

Bei der Verkokung werden aus Kohle durch Erhitzen unter Luftabschluß Koks, Teer und brennbare Gase erzeugt.

Vergasung

62

Glühende Kohle wird im Luftstrom umgesetzt. Das Gas wird pneumatisch aufgefangen und auf Brennbarkeit geprüft (Abb. 71).

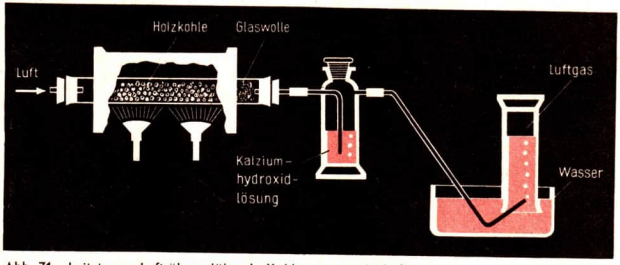


Abb. 71 Leitet man Luft über glühende Kohle, so entsteht Luftgas.

① Formuliere für die Verkokung eine Wortgleichung!

② a) Begründe die Bezeichnungen „Verkokung" und „Entgasung"! b) Welcher Unterschied besteht zu den chemischen Reaktionen wie Oxydation, Neutralisation und Fällung?

63

Glühende Kohle wird mit Wasserdampf umgesetzt. Das Gas wird pneumatisch aufgefangen und auf Brennbarkeit geprüft (Abb. 72).

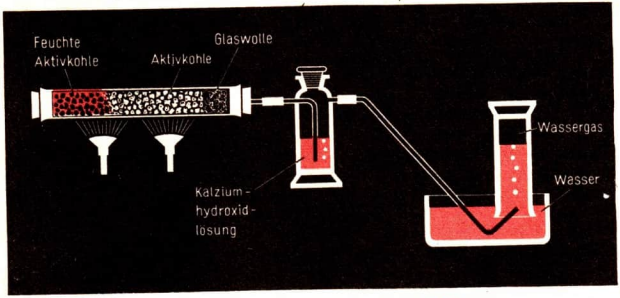


Abb. 72 Leitet man Wasserdampf über glühende Kohle, so entsteht Wassergas.

Die **Vergasung** der Kohle ist das chemisch-technische Verfahren zur Herstellung von Heiz- und Synthesegas durch Reaktion von Kohle mit einem Oxydationsmittel, wie Luft und Wasserdampf.
Bei der Reaktion von glühender Kohle und Luft entsteht **Luftgas** (Experiment 62). Diese Reaktion verläuft in zwei Teilreaktionen:

1. Kohlenstoff reagiert mit dem Sauerstoff der Luft zu Kohlendioxid.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2;\ Q = -94{,}0\ \text{kcal}$$

Diese Reaktion ist eine Oxydation. Sie verläuft exotherm.

2. Das entstandene Kohlendioxid setzt sich bei hoher Temperatur mit überschüssigem Kohlenstoff zu Kohlenmonoxid um. Der Stickstoff der Luft bleibt unverändert.

$$C + CO_2 \longrightarrow 2CO;\ Q = +41{,}2\ \text{kcal}$$

Diese Reaktion ist eine Redoxreaktion. Sie verläuft endotherm.
Wenn man den Stickstoffanteil der Luft mit einbezieht, läßt sich die Luftgasherstellung durch folgende Reaktionsgleichung wiedergeben:

$$\underbrace{2\,C + O_2 + 4\,N_2}_{\text{Luft}} \longrightarrow \underbrace{2\,CO + 4\,N_2}_{\text{Luftgas}};\ Q = -52{,}8\ \text{kcal}$$

Luftgas ist ein brennbares Gasgemisch aus Kohlenmonoxid und Stickstoff.

Die Reaktionswärmen der beiden Teilreaktionen wurden zusammengefaßt. Da die exotherme Oxydation des Kohlenstoffs mehr Wärme entwickelt, als zur endothermen Reduktion des Kohlendioxids durch Kohlenstoff verbraucht wird, ist die Gesamtreaktion exotherm.

Bei der Reaktion von glühender Kohle und Wasserdampf entsteht Wassergas (Experiment 63).

$$C + H_2O \longrightarrow \underbrace{CO + H_2}_{\text{Wassergas}};\ Q = +\,31{,}4\ \text{kcal}$$

Wassergas ist ein brennbares Gasgemisch aus Kohlenmonoxid und Wasserstoff.

Die Reaktion von Kohlenstoff mit Wasser ist eine Redoxreaktion. Sie verläuft endotherm. Kohlenstoff dient als Reduktionsmittel, Wasser als Oxydationsmittel. Kohlenmonoxid ist das Oxydationsprodukt, Wasserstoff das Reduktionsprodukt. ① ② ③ ④

Bei der Vergasung werden durch Redoxreaktionen zwischen Kohlenstoff und einem Oxydationsmittel (Sauerstoff, Wasserdampf) brennbare Gase (Luftgas, Wassergas) erzeugt.

In der Technik werden Luftgas- und Wassergas-Herstellung gekoppelt. Die exotherme Reaktion der Luftgasherstellung liefert für die schwächer endotherm verlaufende Reaktion der Wassergasherstellung die erforderliche Wärme. Eine solche Koppelung

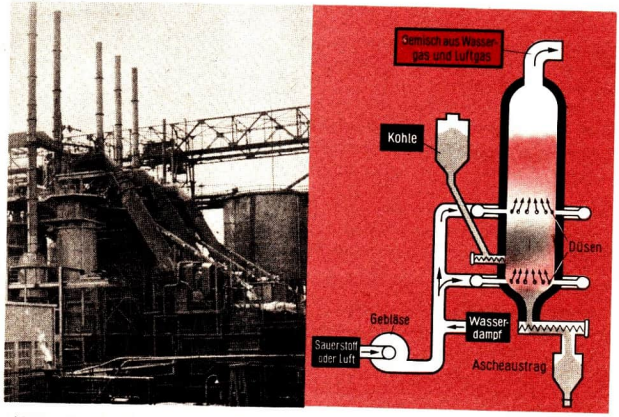


Abb. 73 Winkler-Generatoren im VEB Hydrierwerk Zeitz
Abb. 74 Schematische Darstellung eines Generators

① Vergleiche die chemischen Reaktionen der Luftgasherstellung und der Wassergasherstellung hinsichtlich der Stoffe, ihrer Eigenschaften, der Art der Reaktion und in bezug auf Wärmeerscheinungen!

② Warum geben Luftgas und Wassergas bei ihrer Verbrennung unterschiedliche Wärmemengen ab?

③ Erläutere Möglichkeiten zur Herstellung von Kohlenmonoxid!

④ Gib eine Möglichkeit an festzustellen, ob es sich bei einem Gas um Luftgas oder Wassergas handelt!

⑤ Vergleiche Bau und Arbeitsweise von Hochofen, Kalkschachtofen und Winkler-Generator!

von exothermen und endothermen Reaktionen wird in der chemischen Technik oft zur Aufrechterhaltung der notwendigen Reaktionstemperatur benutzt. Sie ist ein allgemeines Prinzip der technischen Reaktionsführung.

Der technische Reaktionsapparat zur Herstellung des Gemisches von Luftgas und Wassergas ist der **Winkler-Generator** (Abb. 73). Er hat ähnlich wie der Schachtofen die Grundform eines aufrecht stehenden Rohres (Abb. 74). Der zylindrische Ofen besitzt keinen Rost. Als Ausgangsstoff dient getrocknete, grob gemahlene Braunkohle. Das Oxydationsmittel wird durch Düsen von unten in den Ofen eingeblasen. Dadurch wird die Kohle aufgewirbelt und in der Schwebe gehalten. In dieser **Wirbelschicht** finden die chemischen Reaktionen der Vergasung statt. Das Verfahren wird daher als **Wirbelschichtverfahren** bezeichnet. Der Winkler-Generator arbeitet kontinuierlich. Ein Ofen von etwa 2,5 m Durchmesser liefert 30000 ··· 40000 m³ Gas in der Stunde.

▶ **Die Vergasung der Kohle wird im Winkler-Generator durchgeführt. Die chemischen Reaktionen verlaufen in der Wirbelschicht. Das Verfahren ist kontinuierlich. Zur Aufrechterhaltung der Temperatur werden exotherme und endotherme Reaktionen miteinander gekoppelt.**

Luftgas und Wassergas sind wichtige Industriegase. Sie werden 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. Stickstoff dient zur Herstellung von Ammoniak. Große Bedeutung besitzen Luft- und Wassergas als **Heizgase.** Gasförmige Brennstoffe sind vorteilhaft. Sie können leicht durch Rohrleitungen transportiert werden. Sie 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. Luftgas dient daher als Brenngas zum Beheizen industrieller Anlagen und Wassergas als Zusatz zum Kokereigas, das als Stadtgas benutzt wird.

▶ **Luftgas und Wassergas werden als Heizgase und als Synthesegase verwendet.**

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 20 at im Druckgaserzeuger umgesetzt. ⑤

Kohlenstoff ist Bestandteil vieler technisch wichtiger Stoffe. Als Kohlenstoffquelle und zur Herstellung von Kohlenstoffverbindungen dienen Kohle, Erdöl und Erdgas sowie andere in der Natur vorkommende kohlenstoffhaltige Substanzen. ①

Verwendung von Kohle

Kohle wird sehr vielseitig verwendet. Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über ausgedehnte Braunkohlenlagerstätten. Die Braunkohle ist eine sehr wichtige Energiequelle für unsere Volkswirtschaft und auch ein wichtiger Rohstoff für die chemische Industrie.

Ganz besondere Bedeutung hat die Braunkohle für unsere Energiewirtschaft. Kohle ist ein **Energieträger.** Neben Erdöl, Erdgas, Wasserkraft und Atomenergie wird Kohle zur Energieerzeugung verwendet. Braunkohle ist unser wichtigster Brennstoff zur Erzeugung von Wärme in der Industrie und im Haushalt (Rohbraunkohle und Briketts). Ein sehr großer Teil unserer Braunkohle wird in den Kraftwerken zur Erzeugung von Elektroenergie verbraucht. Etwa 90% des Elektroenergieverbrauchs unserer Republik wird auf der Grundlage von Braunkohle gedeckt.

Kohle dient neben Erdöl und Erdgas als **chemischer Rohstoff.** Bei der Verbrennung von Kohle gehen viele wertvolle Bestandteile verloren. Deshalb sind vor allem die Umwandlungsprozesse der Kohle in Koks, Teer und gasförmige Produkte wichtig. Diese Kohlenveredlung arbeitet ohne Verluste. Verkokung und Vergasung haben gegenwärtig für unserer Republik große Bedeutung. Die Kohlenveredlungsverfahren zur Herstellung von Heizgas und Synthesegas werden jedoch künftig immer mehr durch

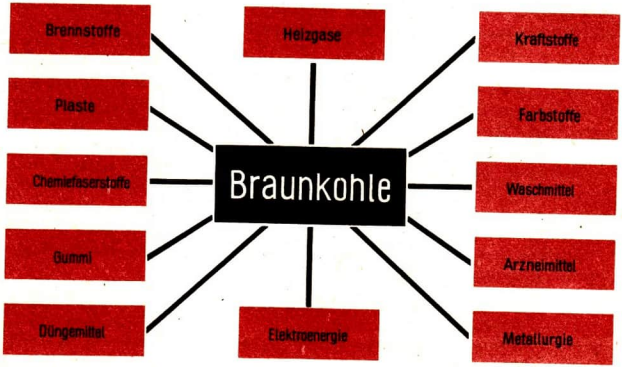


Abb. 75 Braunkohle ist Energieträger und wird als chemischer Rohstoff vielseitig verwendet.

① Erläutere an Hand der Wirtschaftskarte der DDR (↗ Atlas) wichtige Braunkohlen- und Steinkohlenlagerstätten der DDR!

② Erläutere den Zusammenhang zwischen Eigenschaften der Kohlen und ihrer Verwendung!

③ Systematisiere die Angaben über die Verwendung der Braunkohle (↗ Abb. 75) nach der Funktion der Kohle als Energieträger und als chemischer Rohstoff!

④ Vergleiche Verkokung und Vergasung!

⑤ Nenne einige Kraftwerke unserer Republik (↗ Atlas)!

⑥ Nenne einige Kohlenveredlungswerke unserer Republik (↗ Atlas)!

⑦ Erläutere den Einsatz anderer Energieträger und Rohstoffquellen an Stelle der Kohle!

die Verarbeitung von Erdöl und Erdgas zurückgedrängt. Das aus Kohle hergestellte Synthesegas ist Ausgangsstoff zur Herstellung wichtiger Chemieprodukte. Abbildung 75 gibt einen Überblick über die Verwendung von Braunkohle. ② ③

▶ **Kohle dient neben Erdöl und Erdgas sowie Atomenergie und Wasserkraft zur Energieerzeugung.**
Kohle hat auch als chemischer Rohstoff große Bedeutung, wird aber hier in zunehmendem Maße durch Erdöl und Erdgas ersetzt.

Entwicklung der Braunkohlenverarbeitung und der Energiewirtschaft der Deutschen Demokratischen Republik

Unsere Republik steht in der Braunkohlenförderung an erster Stelle in der Welt. 1966 wurden in der Deutschen Demokratischen Republik rund 250 Millionen Tonnen Rohbraunkohle gefördert. In den vergangenen Jahren entstand bei uns eine große Anzahl neuer Kraftwerke. Die Steigerung der Energieerzeugung ist eine wichtige Voraussetzung für die weitere Entwicklung unserer Volkswirtschaft.
Bereits im Jahre 1957 beschloß die Regierung der Deutschen Demokratischen Republik ein **Kohle- und Energieprogramm**, das die Entwicklung der Kohle- und Energiewirtschaft auf viele Jahre voraus festlegte. Eine sehr große Rolle spielt die Erzeugung von Heizgasen. Im Jahre 1966 wurden beinahe 3,5 Milliarden Kubikmeter Stadtgas hergestellt. In unserer Republik sind viele Orte durch ein **Ferngasnetz** verbunden. Zur besseren Versorgung von Industrie und Haushalten wird eine große Ferngasringleitung alle Bezirke unserer Republik miteinander verbinden. Durch die zunehmende Verarbeitung von Erdöl und Erdgas gewinnt auch bei uns die Ausnutzung flüssiger Brennstoffe für die Erzeugung von Wärmeenergie an Bedeutung. Ein Teil der Elektroenergie wird aus Atomenergie hergestellt. ④
Von Bedeutung für die chemische Industrie unserer Republik ist die **Braunkohlenveredlung** durch Vergasung und Verkokung. 1951 gelang den beiden Wissenschaftlern Prof. Dr. *Erich Rammler* und Prof. Dr. *Georg Bilkenroth* die Entwicklung eines chemisch-technischen Verfahrens zur Verkokung von Braunkohle. Sie erhielten im Jahre 1951 für ihre Leistungen den Nationalpreis I. Klasse.

Braunkohlenveredlungsprodukte spielten in den vergangenen Jahren eine wichtige Rolle für die chemische Industrie unserer Republik. Der Aufbau des Braunkohlenveredlungswerkes VEB Kombinat „Schwarze Pumpe" bei Hoyerswerda weist auf die Bedeutung der Kohlenchemie für unsere Republik hin. Seit einigen Jahren werden jedoch auch bei uns immer mehr chemische Erzeugnisse aus Erdöl und Erdgas hergestellt. Der Import von Erdöl, besonders aus der Sowjetunion, steigt ständig. Der Bau der Erdölleitung „Freundschaft", die sowjetische Erdölgebiete mit der Volksrepublik Polen, der Deutschen Demokratischen Republik, der Tschechoslowakischen Sozialistischen Republik und der Ungarischen Volksrepublik verbindet, erleichtert den Transport von Erdöl. Diese Erdölleitung wird noch um eine Erdgasleitung ergänzt werden. Zur Verarbeitung von Erdöl wurden zum Beispiel der VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt (Oder) und der Werkteil II des VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" gebaut. Andere bestehende Chemiewerke stellen ihre Produktion auf die Verarbeitung von Erdöl um. ⑤ ⑥ ⑦ (↗ S. 129)

Die Braunkohlenförderung und -veredlung wurde in der Deutschen Demokratischen Republik seit ihrem Bestehen systematisch entwickelt. Rohbraunkohle und Braunkohlenveredlungsprodukte sind vor allem für die Energiewirtschaft, aber auch als Ausgangsstoffe für die chemische Industrie von Bedeutung. Durch die Lieferung von Erdöl und Erdgas aus der Sowjetunion erhält unsere chemische Industrie jedoch in steigendem Maße eine neue Rohstoffgrundlage.

Wiederholung und Übung 60

1. Vergleiche das Element Kohlenstoff mit Natrium und Chlor hinsichtlich des Atombaus und der Bindungsverhältnisse bei der Bildung chemischer Verbindungen!
2. Erläutere wichtige Eigenschaften des Kohlenstoffs und seiner Verbindungen im Zusammenhang mit der Stellung des Elements im Periodensystem (↗ Periodensystem der Elemente am Ende des Buches)!
3. Stelle Möglichkeiten zur Darstellung von Kohlenmonoxid und Kohlendioxid in einer Tabelle zusammen!
4. Erörtere Möglichkeiten zur Reduktion von Kohlendioxid!
5. Entwickle eine Arbeitsvorschrift zum Unterscheiden der Gase Wasserstoff, Sauerstoff, Kohlenmonoxid und Kohlendioxid!
6. Unter zwei unbezeichneten Proben von Salzen soll festgestellt werden, welche Probe Chlorid und welche Karbonat ist. Wie gehst du dabei vor? Führe dazu Experimente aus!
7. Stelle Aussagen über die chemische Reaktion zusammen!
8. Vergleiche Verbrennen, Verkoken und Vergasen der Kohle hinsichtlich der entstehenden Produkte und der energetischen Erscheinungen!
9. Stelle in einer Tabelle folgende Angaben über den Hochofenprozeß, das Kalkbrennen und die Kohlenvergasung zusammen: Name des Verfahrens, eingesetzte Stoffe, Produkte, chemische Reaktion, Reaktionswärme, Art der Reaktion, Reaktionsapparat, Arbeitsweise!

Chemisches Rechnen

Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 61

In der Wissenschaft und in der industriellen Produktion ist es oft erforderlich, die Masse von Stoffen anzugeben, die für eine chemische Reaktion benötigt werden oder bei ihr entstehen. Die Symbole und Formeln in einer chemischen Gleichung haben außer der qualitativen auch eine quantitative Bedeutung. Die chemische Gleichung gibt nicht nur an, welche Elemente oder Verbindungen an einer Reaktion beteiligt sind, sondern bringt auch deren Massenverhältnis zum Ausdruck. Die Aussagen des Gesetzes von der Erhaltung der Masse ermöglichen es, einfache Masseberechnungen an chemischen Gleichungen auszuführen. Dabei wird von den molaren Massen der Stoffe ausgegangen. Wenn das stöchiometrische Verhältnis der an einer chemischen Reaktion beteiligten Stoffe bekannt ist, kann man weitere Massenverhältnisse mit Hilfe von Verhältnisgleichungen errechnen. ① ② ③ ④ ⑤ (↗ S. 133)

■ Zum aluminothermischen Schweißen soll ein Gemisch aus Eisen(III)-oxid und Aluminium zur Reaktion gebracht werden. Wieviel Gramm Eisen(III)-oxid müssen eingesetzt werden, wenn man 560 g Eisen benötigt?

Teilschritte	■
1. Aufstellen der Gleichung für die Reaktion	$Fe_2O_3 + 2\,Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2\,Fe$
2. Eintragen der gegebenen und der gesuchten Größen über der Gleichung	$\overset{x}{Fe_2O_3} + 2\,Al \longrightarrow Al_2O_3 + \overset{560\ g}{2\,Fe}$
3. Eintragen der Massen der in der Gleichung angegebenen Stoffmengen unter der Gleichung	$\overset{x}{Fe_2O_3} + 2\,Al \longrightarrow Al_2O_3 + \overset{560\ g}{2\,Fe}$ $\underset{160\ g}{} \qquad \underset{112\ g}{}$
4. Aufstellen der Verhältnisgleichung	$\frac{x}{160\ g} = \frac{560\ g}{112\ g}$
5. Ausrechnen der Verhältnisgleichung	$x = \frac{160\ g \cdot 560\ g}{112\ g}$ $x = 800\ g$
6. Formulieren des Ergebnisses	**800 g Eisen(III)-oxid werden zur Herstellung von 560 g Eisen benötigt.**

Die Massen der in der Gleichung angegebenen Stoffmengen werden aus den Stoffmengen und deren molaren Massen errechnet:

Fe_2O_3 $\qquad$ $2\,Fe$

$1\ \text{mol} \cdot 160\ \frac{g}{\text{mol}} = 160\ g \qquad 2\ \text{mol} \cdot 56\ \frac{g}{\text{mol}} = 112\ g,$

(Der Zahlenwert der molaren Masse eines Stoffes ist gleich seiner relativen Atommasse beziehungsweise relativen Molekülmasse.)

Für verschiedene Reparaturen an Schienen, die aluminothermisch geschweißt werden sollen, müssen jeweils unterschiedliche Massen dieses Thermitgemisches bereitgestellt werden. Bei dem vorstehenden Beispiel wurde das Verhältnis 560 g : 800 g für Eisen zu Eisen(III)-oxid ermittelt. Weitere Verhältnisse der Massen der an dieser Reaktion beteiligten Stoffe sind aus den entsprechenden Verhältnisgleichungen zu berechnen. Die Zahlenpaare, die diesen Verhältnissen zugrunde liegen, können in einer Wertetabelle angeordnet werden:

Masse des Reaktionsproduktes Eisen in g	70	112	140	280	455	560	600	840
Masse des Ausgangsstoffes Eisen(III)-oxid in g	100	160	200	400	650	800	857	1200

Wird die Masse des Reaktionsproduktes Eisen mit der Variablen m_1 (gegebene Größe) und die Masse des Ausgangsstoffes Eisen(III)-oxid mit der Variablen m_2 (gesuchte Größe) bezeichnet, ergibt sich: $m_2 \sim m_1$

Diese Proportionalität läßt sich in einer grafischen Darstellung veranschaulichen (Abb. 76). Das Diagramm zeigt Punkte, die alle auf einer vom Koordinatenanfangspunkt ausgehenden Geraden liegen. Dieser Zusammenhang zwischen den Massen der Reaktionsteilnehmer ist bei allen chemischen Reaktionen nachweisbar.

Die Massen der an einer chemischen Reaktion beteiligten Stoffe sind zueinander proportional.

Die Proportionalität $m_2 \sim m_1$ läßt sich mit Hilfe des Proportionalitätsfaktors k als Gleichung

$m_2 = k \cdot m_1$

schreiben. Der Faktor k kann ermittelt werden, indem der Quotient aus einem beliebigen Wertepaar der Masse m_2 des Ausgangsstoffes Eisen(III)-oxid und der entsprechenden Masse m_1 des zugeordneten Reaktionsproduktes Eisen gebildet wird:

$$k = \frac{160\ g}{112\ g} = \frac{10}{7} \approx 1{,}43\,.$$

Die direkte Proportionalität ist ein Sonderfall der **linearen Funktionen**. Die Gleichung $m_2 = k \cdot m_1$ entspricht der aus der Mathematik bekannten Funktionsgleichung

$y = mx\ (m \in \mathbb{R}, m \neq 0)$.

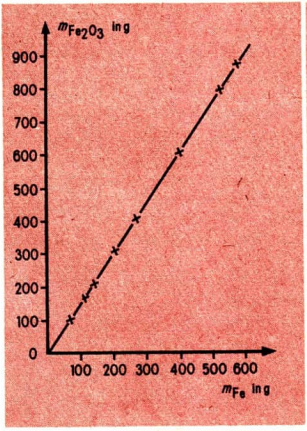
① Berechne die molaren Massen der Verbindungen Schwefelsäure, Kalziumhydroxid, Kupfersulfat, Magnesiumchlorid!

② Wieviel Mol der Stoffe sind in
a) 119 g Kaliumbromid,
b) 272 g Kalziumsulfat,
c) 29 g Natriumchlorid enthalten?

③ Gib die Anzahl der Ionen in 1 mol Magnesiumoxid, $\frac{1}{2}$ mol Natriumchlorid und 0,1 mol Kaliumsulfat an!

④ Je 5 g verschiedener Metalloxide werden mit geeigneten Reduktionsmitteln reduziert:
a) Kupfer(II)-oxid mit Wasserstoff,
b) Zinn(IV)-oxid mit Holzkohle,
c) Zinkoxid mit Magnesium.
Wieviel Gramm der Metalle werden bei diesen chemischen Reaktionen erhalten?

⑤ Durch Eindampfen einer wäßrigen Natriumchloridlösung werden 10 g festes Salz erhalten.
a) Wieviel Gramm Natriumhydroxid werden zur Neutralisation mit Salzsäure benötigt, damit sich diese Masse Salz bildet?
b) Wieviel Gramm halbkonzentrierte Salzsäure (15% ig) werden gebraucht, um die gleiche Masse an festem Natriumchlorid herzustellen?



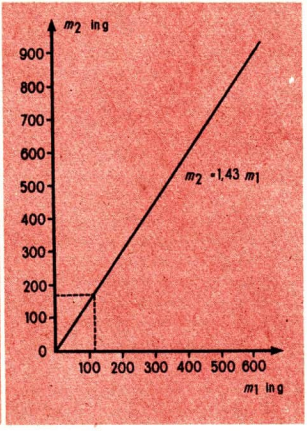


Abb. 76 Veranschaulichung der Proportionalität zwischen der Masse Eisen(III)-oxid und der Masse Eisen

Abb. 77 Grafische Darstellung der Funktion $m_2 = 1{,}43\ m_1$

Dem betrachteten Beispiel liegt die Gleichung

$m_2 = 1{,}43\, m_1$ oder $y = 1{,}43\, x$

zugrunde. Die Funktionsgleichung $y = 1{,}43\, x$ ordnet jedem Wert der Variablen x des Definitionsbereiches eindeutig einen Wert der Variablen y des Wertevorrates zu. Da die Massen von Stoffen keine negativen Werte annehmen, besteht sowohl der Definitionsbereich als auch der Wertevorrat aus allen positiven rationalen Zahlen ($x, y \in \mathbb{R}$; $x \geq 0$; $y \geq 0$).

Für beliebige Massen an Eisen lassen sich mit Hilfe der Funktionsgleichung die zu dessen Herstellung erforderlichen Massen an Eisen(III)-oxid berechnen.

Die Funktionsgleichung $m_2 = 1{,}43 \cdot m_1$ erleichtert diese Berechnungen. Die benötigten Massen an Eisen (m_1) werden mit 1,43 multipliziert, und man erhält die Massen an Eisen(III)-oxid (m_2), die im Reaktionsgemisch enthalten sein müssen.

Funktionen kann man grafisch darstellen. Die grafische Darstellung einer Funktion, deren Gleichung die Form $y = k \cdot x$ ($k > 0$) hat, ist eine steigende Gerade durch den Ursprung. Bei den betrachteten chemischen Berechnungen stellen die Bilder der Funktionen jeweils einen Strahl dar, der vom Ursprung des Koordinatensystems ausgeht (Abb. 77). Der Verlauf der Geraden hängt dabei vom Koeffizienten k ab, der den Anstieg der Geraden darstellt.

Die Betrachtungen über funktionale Zusammenhänge sollen jetzt auf beliebige chemische Reaktionen übertragen werden. Eine Vielzahl chemischer Gleichungen ähnelt in ihrer Form der angegebenen Gleichung

$$Fe_2O_3 + 2\ Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2\ Fe$$

Zwei Ausgangsstoffe reagieren miteinander unter Bildung zweier Reaktionsprodukte. Die Faktoren vor den chemischen Zeichen zeigen die Verhältnisse der reagierenden Stoffmengen und der Massen der Reaktionsteilnehmer an. Funktionale Zusammenhänge zwischen den Massen der an der Reaktion beteiligten Stoffe bestehen bei allen chemischen Reaktionen. Der Masse eines Stoffes läßt sich eindeutig eine Masse eines anderen Stoffes bei der Reaktion zuordnen. Die Beziehung $m_2 = k \cdot m_1$ gilt für je ein Paar von Stoffen, die an der Reaktion teilnehmen, so z. B. für Eisen(III)-oxid und Aluminium, Aluminium und Aluminiumoxid, Eisen(III)-oxid und Eisen und andere.

Der Proportionalitätsfaktor k ändert natürlich seinen Wert, wenn unterschiedliche Stoffpaare betrachtet werden. Dieser Proportionalitätsfaktor k soll jetzt für jede chemische Reaktion bestimmt werden.

Zwei beliebige an einer Reaktion beteiligte Stoffe werden betrachtet. Ihre Massen seien m_1 und m_2 (m_1 – gegebene Masse; m_2 – gesuchte Masse). Ihre molaren Massen seien M_1 und M_2. Die zugehörigen Faktoren vor den Zeichen in der Gleichung, die die Stoffmengen in mol angeben, werden mit n_1 und n_2 bezeichnet.

$$\underset{n_2 \cdot M_2}{\overset{m_2}{\text{Ausgangsstoff}}} + \underset{}{\text{Ausgangsstoff}} \longrightarrow \underset{n_1 \cdot M_1}{\overset{m_1}{\text{Reaktionsprodukt}}} + \text{Reaktionsprodukt}$$

Die Verhältnisgleichung

$$\frac{m_2}{n_2 \cdot M_2} = \frac{m_1}{n_1 \cdot M_1}$$

① Ermittle für die Oxydation von Zink den funktionalen Zusammenhang zwischen den Massen des Zinks und denen des entstehenden Zinkoxids!
Wieviel Gramm Zinkoxid entstehen aus a) 1,5 g; b) 3 g; c) 9 g Zink?

② Zur Reduktion von Eisen(III)-oxid wird in der Technik Koks verwendet. (Es wird angenommen, der Koks bestehe aus reinem Kohlenstoff.)
a) Stelle eine Funktionsgleichung auf, aus der der Koksverbrauch zur Herstellung beliebiger Massen an Eisen berechnet werden kann!
b) Ermittle mit Hilfe der Funktionsgleichung den Koksverbrauch zur Herstellung von 1 t, 5 t, 20 t Eisen!

③ Ermittle für die Reaktionen des Kalkbrennens und Kalklöschens funktionale Zusammenhänge zwischen den Massen der Reaktionsteilnehmer!
Betrachte a) die Masse des herzustellenden Branntkalkes als Funktion der eingesetzten Masse an Kalkstein; b) die Masse an Löschkalk als Funktion der Masse an Branntkalk! Stelle die entsprechenden Funktionen in einem Koordinatensystem dar!

wird nach m_2 aufgelöst:

$$m_2 = \frac{n_2 \cdot M_2}{n_1 \cdot M_1} \cdot m_1$$

Man bezeichnet $\frac{n_2 \cdot M_2}{n_1 \cdot M_1}$ mit k und erhält die Gleichung $m_2 = k \cdot m_1$. Diese kann man als Gleichung einer linearen Funktion auffassen.

Der Proportionalitätsfaktor k ist das Verhältnis aus zwei Produkten. Diese Produkte werden jeweils aus der molaren Masse und dem zugehörigen Faktor (Stoffmenge in mol) gebildet.

■ Die für alle chemischen Reaktionen gültige Gleichung zur Masseberechnung wird auf die Reduktion von Eisen(III)-oxid mit Aluminium angewandt:

$$\underset{160\ \text{g}}{\overset{m_2}{Fe_2O_3}} + 2\,Al \longrightarrow Al_2O_3 + \underset{112\ \text{g}}{\overset{m_1}{2\,Fe}}$$

$$\frac{m_2}{160\ \text{g}} = \frac{m_1}{112\ \text{g}}$$

$$m_2 = \frac{160}{112}\, m_1$$

$$m_2 = \frac{10}{7}\, m_1 \qquad k = \frac{10}{7} \approx 1{,}43$$

①②③

▶ **Die Massen der an einer chemischen Reaktion beteiligten Stoffe sind durch eine lineare Funktion verknüpft. Die Funktionsgleichung $m_2 = k \cdot m_1$ gilt für alle chemischen Reaktionen mit zwei beliebig gewählten Stoffen.**

Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 62

Molares Volumen der Gase

64 Auf eine bestimmte, durch Wägung ermittelte Masse Zink oder Magnesium läßt man verdünnte Salzsäure einwirken. Das Volumen des entstehenden gasförmigen Reaktionsproduktes wird bestimmt (Abb. 78). Zimmertemperatur und Luftdruck sind zu notieren.

65 Auf eine bestimmte, durch Wägung ermittelte Masse an Kalziumkarbonat läßt man verdünnte Salzsäure einwirken. Das Volumen des entstehenden gasförmigen Reaktionsproduktes wird im Kolbenprober gemessen (Abb. 79). Zimmertemperatur und Luftdruck sind festzustellen.

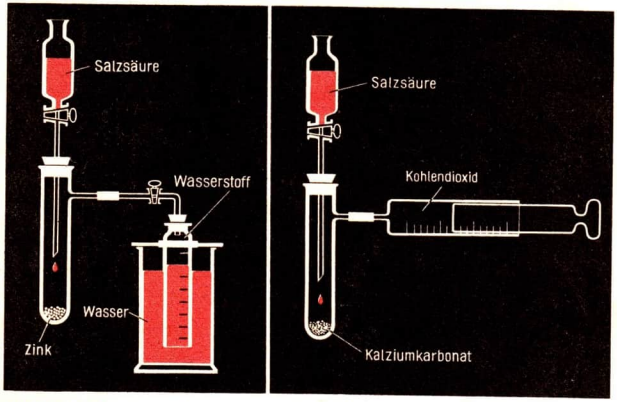


Abb. 78 Zink reagiert im Gasentwickler mit Salzsäure. Das Volumen des entstehenden Wasserstoffs wird mit Hilfe einer Gasmeßglocke gemessen.
Abb. 79 Kalziumkarbonat reagiert im Gasentwickler mit Salzsäure. Das Volumen des entstehenden Kohlendioxids wird mit Hilfe eines Kolbenprobers gemessen.

An vielen chemischen Reaktionen sind gasförmige Stoffe beteiligt. Die Angabe der Masse eines bei einer Reaktion benötigten oder entstehenden Gases ist nicht zweckmäßig, weil die Massebestimmung von Gasen experimentelle Schwierigkeiten bereitet. In der Praxis wird deshalb das Volumen der Gase bestimmt. Es ist nun zu prüfen, wie ein bei einem Experiment gemessenes Volumen eines gasförmigen Stoffes in chemische Berechnungen einbezogen werden kann.
Bildet man den Quotienten aus dem Volumen (in l) und der Stoffmenge (in mol) eines Gases, so erhält man das **molare Volumen** dieses Gases. Es beträgt im Normzustand stets annähernd 22,4 $\frac{l}{mol}$.

① Welche Teilchenarten liegen meist bei gasförmigen Elementen und Verbindungen vor?

② Wie groß ist die Anzahl der Moleküle in 1, $\frac{1}{2}$ und 2 mol Chlorwasserstoff? Welche Volumen nehmen diese Stoffmengen im Normzustand ein?

molares Volumen von Chlor Cl_2: $\frac{44{,}8\ l}{2\ mol} = 22{,}4\ \frac{l}{mol}$

molares Volumen von Kohlendioxid CO_2: $\frac{67{,}2\ l}{3\ mol} = 22{,}4\ \frac{l}{mol}$

Die molaren Volumen von Gasen stehen bei chemischen Reaktionen ebenso wie die molaren Massen im stöchiometrischen Verhältnis und können deshalb als Grundlage für stöchiometrische Berechnungen dienen. Aus dem Volumen eines gasförmigen Reaktionsproduktes kann die Masse oder das Volumen eines anderen an der Reaktion teilnehmenden Stoffes errechnet werden.

Der Quotient aus dem Volumen und der Stoffmenge wird als molares Volumen bezeichnet. Es beträgt bei Gasen im Normzustand stets annähernd 22,4 $\frac{l}{mol}$.

Ein Mol eines Stoffes sind etwa $6 \cdot 10^{23}$ (600 Trilliarden) Teilchen. Das bedeutet, daß die Anzahl der Teilchen im molaren Volumen, unabhängig von der Art des Gases, gleich ist (Abb. 80). Diesen Zusammenhang erkannte der italienische Physiker *Amadeo Avogadro* bereits im Jahre 1811. Seine Erkenntnisse konnten experimentell bestätigt werden. Die Formulierung des **Satzes von Avogadro** lautet:

Gleiche Volumen aller Gase enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl von Teilchen. ① ②

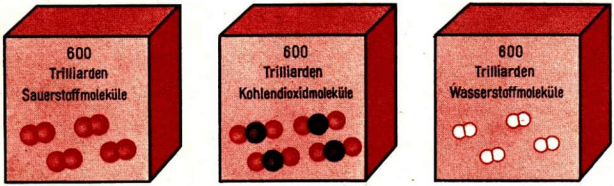


Abb. 80 Die Volumen eines Mols verschiedener Gase sind gleich und enthalten alle die gleiche Anzahl Teilchen.

Die Kenntnis dieser gesetzmäßigen Zusammenhänge ermöglicht das quantitative Erfassen gasförmiger, an chemischen Reaktionen beteiligter Stoffe (Experimente 64 und 65). Beim experimentellen Arbeiten mit Gasen ist jedoch zu berücksichtigen, daß Änderungen des Druckes oder der Temperatur sich auf das Volumen des Gases auswirken.

Um die Volumen verschiedener Gase vergleichen zu können, wurde als Bezugsbasis der Normzustand (0 °C; 760 Torr) festgelegt. Der Zusammenhang zwischen Druck, Temperatur und Volumen eines Gases wird durch die **Zustandsgleichung für das ideale Gas** angegeben.

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Die Umformung dieser Gleichung ergibt:

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{p_2 \cdot T_1}$$

Das Umrechnen eines bei beliebiger Temperatur und beliebigem Druck gemessenen Volumens V_1 auf das Volumen V_2 im Normzustand wird durch das Anwenden der Zustandsgleichung möglich.

Berechnungen zu chemischen Reaktionen mit Hilfe des molaren Volumens

Das molare Volumen der Gase läßt sich zur Volumenberechnung gasförmiger Stoffe bei chemischen Reaktionen nutzen. Der Lösungsweg derartiger Aufgaben entspricht der bei Masseberechnungen gebräuchlichen Schrittfolge. Bei gasförmigen Stoffen geht man statt von den molaren Massen von den molaren Volumen aus.

Teilschritte	Durch Einwirken von Salzsäure auf 50 g Kalziumkarbonat wird in einem Gasentwickler Kohlendioxid hergestellt. Wieviel Liter Kohlendioxid entstehen?
1. Aufstellen der chemischen Gleichung für die Reaktion	$CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$
2. Eintragen der gegebenen und der gesuchten Größen über der Gleichung	$\overset{50\ g}{CaCO_3} + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + \overset{x}{CO_2}$
3. Eintragen der Massen bzw. Volumen der in der Gleichung angegebenen Stoffmengen unter der Gleichung	$\overset{50\ g}{CaCO_3} + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + \overset{x}{CO_2}$ $100\ g \qquad\qquad 22{,}4\ l$
4. Aufstellen der Verhältnisgleichung	$\frac{50\ g}{100\ g} = \frac{x}{22{,}4\ l}$
5. Ausrechnen der Verhältnisgleichung	$x = \frac{50\ g \cdot 22{,}4\ l}{100\ g}$ $x = 11{,}2\ l$
6. Formulieren des Ergebnisses	**Aus 50 g Kalziumkarbonat lassen sich 11,2 l Kohlendioxid herstellen.**

① ② ③

① In einem Schachtofen werden 44,8 t gebrannter Kalk erzeugt.
a) Berechne, wieviel Tonnen Kalkstein in den Ofen gefüllt werden müssen, damit 44,8 t Branntkalk hergestellt werden können!
b) Wieviel Liter Kohlendioxid entstehen bei dieser Reaktion?

② Quecksilberoxid wird beim Erhitzen in seine Bestandteile zerlegt. Ein 200-ml-Standzylinder ist bei dieser Reaktion mit Sauerstoff zu füllen. Wieviel Gramm Quecksilberoxid werden benötigt?

③ Überlege, wieviel Liter Kohlendioxid bei der vollständigen Oxydation von n l Kohlenmonoxid hergestellt beziehungsweise wieviel Liter Sauerstoff zur Oxydation benötigt werden!

Molares Volumen, molare Masse und Dichte

Die **Dichte** ϱ von Gasen wird meist in $\frac{g}{l}$ angegeben. Sie wird in der Chemie auch als **Litermasse** bezeichnet. Aus der Dichte und der molaren Masse eines Gases läßt sich dessen molares Volumen berechnen.

Die Dichte des Sauerstoffs beträgt im Normzustand (0 °C; 760 Torr) 1,429 $\frac{g}{l}$. Das bedeutet: 1,429 g Sauerstoff nehmen im Normzustand ein Volumen von 1 l ein. Aus diesen Angaben und der molaren Masse des Sauerstoffs (32 $\frac{g}{mol}$) läßt sich das molare Volumen von Sauerstoff bei gleichen äußeren Bedingungen ermitteln:

$$\frac{1\ l}{1{,}429\ g} = \frac{x \cdot mol}{32\ g}$$

$$x = \frac{32\ g \cdot 1\ l}{1{,}429\ g \cdot mol}$$

$$x \approx 22{,}4\ \frac{l}{mol}$$

Tabelle 23 Dichte, molare Masse und molares Volumen einiger Gase

Formel des Gases	Dichte in $\frac{g}{l}$ (Normzustand)	molare Masse in $\frac{g}{mol}$	molares Volumen in $\frac{l}{mol}$
H_2	0,089	2	22,4
O_2	1,429	32	22,4
N_2	1,251	28	22,4
CO_2	1,977	44	22,4

Entsprechend der Berechnung für Sauerstoff läßt sich das molare Volumen für alle anderen Gase aus der molaren Masse und der Dichte ermitteln (↗ Tab. 23), Dafür gilt folgende Beziehung:

$$V_m = \frac{M}{\varrho}$$

V_m = molares Volumen
M = molare Masse
ϱ = Dichte

Den Zusammenhang zwischen dem molaren Volumen eines Gases und seiner molaren Masse verdeutlicht Abbildung 81. ① ②

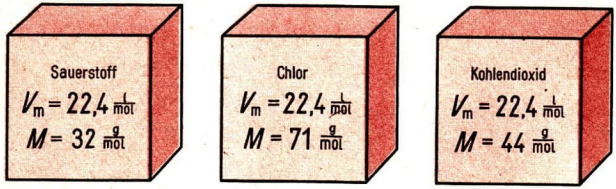


Abb. 81 Verschiedene Gase haben gleiche molare Volumen, aber unterschiedliche molare Massen.

Die Beziehung zwischen molarem Volumen, molarer Masse und Dichte von Gasen kann auch zur Ermittlung der Dichte dienen.

▶ **Berechnung der Dichte von Gasen**

$$\varrho = \frac{M}{V_m}$$

■ Dichte von Kohlenmonoxid

$$\varrho = \frac{28\,g \cdot mol}{22{,}41 \cdot mol}$$

$$\varrho = 1{,}251 \frac{g}{l}$$

③

Zum sachgemäßen Umgang mit Gasen ist oft zu entscheiden, ob ein Gas eine größere oder kleinere Dichte als Luft hat. Dazu wird die Dichte des Gases mit der Dichte der Luft ($\varrho = 1{,}293 \frac{g}{l}$) verglichen. Man kann jedoch auch ohne eine Tabelle der Dichten eine richtige Entscheidung treffen.

Zunächst wird entsprechend der Zusammensetzung des Gasgemisches Luft dessen mittlere relative Molekülmasse errechnet. Sie beträgt 29. (Der Begriff relative Molekülmasse wird sinngemäß auf das Gasgemisch Luft entsprechend seiner Zusammensetzung übertragen.) Die Kenntnis dieses Zahlenwertes ermöglicht es, das Verhältnis der Dichte des Gases zur Dichte der Luft zu bestimmen. Es läßt sich voraussagen, ob sich ein Gas am Boden eines Gefäßes ansammelt oder nach oben steigt. Man vergleicht die Molekülmasse des betreffenden Gases mit der der Luft. Die Verhältnisse der Dichten entsprechen denen der relativen Molekülmassen. In Tabelle 24 wird dieser Zusammenhang für einige wichtige Gase belegt. ④

▶ **Der Quotient aus den Dichten zweier Gase entspricht dem Quotienten aus ihren relativen Molekülmassen.**

① Zeichne ein Streifendiagramm, in dem die molaren Massen einiger gasförmiger Elemente und Verbindungen dargestellt werden!

② Berechne mit Hilfe der Dichten das molare Volumen folgender Gase: Bromwasserstoff ($\varrho = 3{,}645\ \frac{g}{l}$); Kohlenmonoxid ($\varrho = 1{,}2504\ \frac{g}{l}$)!

③ Berechne die Dichten von Schwefeldioxid und von Chlorwasserstoff!

④ Überlege, wie die Gase Stickstoff, Wasserstoff und Schwefeldioxid experimentell aufzufangen sind! Begründe deine Aussagen!

Tabelle 24 Dichten und relative Molekülmassen einiger Gase

Formel des Gases	Dichte des Gases in $\frac{g}{l}$	Quotient aus der Dichte des Gases und der der Luft	relative Molekülmasse des Gases	Quotient aus der relativen Molekülmasse des Gases und der der Luft
H_2	0,089	$\frac{0{,}089}{1{,}293} = 0{,}07$	2,016	$\frac{2{,}016}{29} = 0{,}07$
O_2	1,429	$\frac{1{,}429}{1{,}293} = 1{,}10$	32,0	$\frac{32}{29} = 1{,}10$
Cl_2	3,241	$\frac{3{,}241}{1{,}293} = 2{,}48$	70,9	$\frac{70{,}9}{29} = 2{,}46$
Luft	1,293	$\frac{1{,}293}{1{,}293} = 1{,}0$	29	$\frac{29}{29} = 1{,}0$

Wiederholung und Übung 63

1. Erkläre die Begriffe: relative Molekülmasse, Mol, molare Masse und molares Volumen!
2. Bestimme das Volumen, das 2 g Wasserstoff, 32 g Sauerstoff und 44 g Kohlendioxid im Normzustand einnehmen!
3. Wieviel Gramm eines Stoffes müssen in 1 l Wasser gelöst werden, damit genau ein Mol dieses Stoffes enthalten ist? Berechne diese Massen für Natriumhydroxid, Silbernitrat, Salpetersäure, Salzsäure und Natriumkarbonat!
4. Wieviel Mol Kohlendioxid werden frei, wenn a) 1 mol Natriumkarbonat, b) 1 mol Kalziumkarbonat mit einer ausreichenden Menge an Salzsäure umgesetzt werden?
5. Berechne näherungsweise, wieviel Mol Sauerstoff in 112 l Luft im Normzustand enthalten sind!
6. Methan ist ein Gas mit der Formel CH_4. Hat dieses Gas eine größere oder kleinere Dichte als Luft? Beantworte diese Frage, ohne die Dichte dieses Gases zu verwenden!

7. Auch für die Volumenberechnung lassen sich funktionale Betrachtungen anstellen. Überprüfe am Beispiel der Reaktion von Kalziumkarbonat und Salzsäure die Richtigkeit der Funktionsgleichung $m_2 = k \cdot V_1$

$$m_2 = \frac{n_2 M_2}{n_1 V_m} \cdot V_1$$

V_1 = Volumen des Kohlendioxids
V_m = molares Volumen der Gase
m_2 = Masse des Kalziumkarbonats

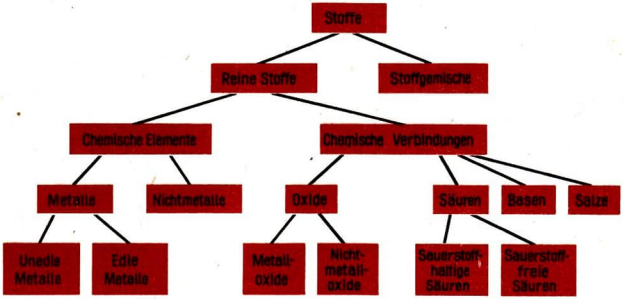
Stelle die Funktion grafisch dar!

Systematisierung

Stoffe

64

Einteilung der Stoffe



Chemisches Element

Reiner Stoff, dessen Atome die gleiche Protonenanzahl haben. Chemische Elemente lassen sich in Metalle und Nichtmetalle einteilen.
Metalle zeigen Metallglanz und besitzen gutes Wärmeleitvermögen sowie gutes elektrisches Leitvermögen. **Nichtmetalle** haben diese Eigenschaften im allgemeinen nicht.
Unedle Metalle reagieren im Gegensatz zu **edlen Metallen** leicht mit verdünnten Säuren, wobei Wasserstoff entsteht.

Chemische Verbindung

Reiner Stoff, in dem mindestens zwei Elemente miteinander verbunden sind und zwischen deren Massen ein bestimmtes stöchiometrisches Verhältnis besteht.

Wichtige chemische Verbindungen sind:
Oxide,
Säuren,
Basen,
Salze.

	Merkmale	■
Oxide	Chemische Verbindungen, die aus einem Element und Sauerstoff bestehen, **säurebildende Oxide:** Nichtmetalloxide, die mit Wasser Säuren bilden, **basenbildende Oxide:** Metalloxide, die mit Wasser Basen bilden, **amphotere Oxide:** Oxide, die mit Säurelösungen wie eine Base und mit Baselösungen wie eine Säure reagieren.	H_2O SO_3 CaO Al_2O_3
Säuren	Chemische Verbindungen, die in wäßriger Lösung in frei bewegliche elektrisch positiv geladene Wasserstoff-Ionen und elektrisch negativ geladene Säurerest-Ionen dissoziieren.	HCl Dissoziation: $HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$
Basen	Chemische Verbindungen, die in wäßriger Lösung in frei bewegliche elektrisch positiv geladene Metall-Ionen und elektrisch negativ geladene Hydroxid-Ionen dissoziieren.	$Ca(OH)_2$ Dissoziation: $Ca(OH)_2 \rightleftarrows$ $Ca^{2+} + 2\,OH^-$
Salze	Chemische Verbindungen, die in wäßriger Lösung in frei bewegliche elektrisch positiv geladene Metall-Ionen und elektrisch negativ geladene Säurerest-Ionen dissoziieren.	Na_2SO_4 Dissoziation: $Na_2SO_4 \rightleftarrows$ $2Na^+ + SO_4^{2-}$

①②③④⑤

Bau der Stoffe

Stoffe bestehen aus Atomen, Ionen oder Molekülen.

Atome

Teilchen, aus denen die chemischen Elemente und Moleküle aufgebaut sind. Atome bestehen aus Atomkern und Atomhülle und sind nach außen elektrisch neutral. Im **Atomkern** befinden sich elektrisch positiv geladene **Protonen** und elektrisch neutrale **Neutronen**. Die **Atomhülle** besteht aus elektrisch negativ geladenen **Elektronen**. Die Anzahl der positiven elektrischen Ladungen aller Protonen im Atomkern eines Atoms ist gleich der **Kernladungszahl** des entsprechenden Elements.
Die Summe aller Protonen und Neutronen eines Atoms ist gleich dessen **Massenzahl**. Atomarten eines Elements mit gleicher Anzahl Protonen, aber unterschiedlicher Anzahl Neutronen heißen **Isotope**. ⑥

■ Isotope des Kohlenstoffs

$^{12}_{6}C$ $^{13}_{6}C$

Die Massenzahl steht vor dem Symbol links oben, die Kernladungszahl links unten.

① Ordne folgende Stoffe in einer Tabelle nach reinen Stoffen und Stoffgemischen und gib die Bestandteile an: Magnesium, Wasser, Luftgas, Eisenerz, Roheisen, Kalziumkarbonat, Kalkmörtel, Salzsäure, Wassergas!

② Nenne die Teilchen, die vor und nach der Reaktion von Natriumchlorid mit Silbernitrat in den Lösungen vorliegen!

③ Ordne folgende Elemente in einer Tabelle nach Metallen und Nichtmetallen: Schwefel, Phosphor, Kupfer, Jod, Aluminium, Magnesium!

④ Suche im Periodensystem der Elemente solche Elemente, deren Oxide amphoter sind!

⑤ Fertige eine Übersicht über technisch wichtige Oxide, Säuren, Basen und Salze sowie deren Verwendung an!

⑥ Die Elemente Aluminium, Schwefel, Kalium haben die Kernladungszahlen 13, 16, 19. Gib die Elektronenverteilung in den Atomen dieser Elemente an!

Ionen

Elektrisch geladene Teilchen; sind in wäßrigen Lösungen frei beweglich. **Kationen** tragen positive elektrische Ladungen, **Anionen** negative elektrische Ladungen.

	einfache Ionen	zusammengesetzte Ionen
Kationen	K^+ Kalium-Ion, einfach positiv geladen Mg^{2+} Magnesium-Ion, zweifach positiv geladen Fe^{3+} Eisen(III)-Ion, dreifach positiv geladen	NH_4^+ Ammonium-Ion, einfach positiv geladen
Anionen	Cl^- Chlorid-Ion, einfach negativ geladen S^{2-} Sulfid-Ion, zweifach negativ geladen	OH^- Hydroxid-Ion, einfach negativ geladen CO_3^{2-} Karbonat-Ion, zweifach negativ geladen PO_4^{3-} Phosphat-Ion, dreifach negativ geladen

Moleküle

Teilchen einer chemischen Verbindung oder eines Elements, in denen mindestens zwei Atome miteinander verbunden sind. Alle Moleküle eines Stoffes haben den gleichen Bau.

Chemische Bindung

Atombindung, Ionenbeziehung und Metallbindung sind Arten der chemischen Bindung. Zwischen diesen Grenzfällen der chemischen Bindung gibt es Übergangsformen (z. B. Atombindung mit teilweisem Ionencharakter).

	Atom-bindung	Atom-bindung mit teilweisem Ionen-charakter	Ionen-beziehung	Metall-bindung
Merkmale	gemeinsame Elektronen-paare	gemeinsames Elektronen-paar ist zu einem Atom hin verlagert	Anziehung zwischen entgegengesetzt geladenen Ionen	Anziehung zwischen Metall-Kationen und frei beweglichen Elektronen
am Aufbau der Stoffe beteiligte **Atome oder Ionen**	gleiche Nichtmetall-atome	unterschiedliche Nichtmetallatome oder Metallatome und Nichtmetallatome	Metall-Ionen und Nichtmetall-Ionen	Metallatome
Aufbau der Stoffe	Molekül	Molekül (häufig Dipol)	Ionenkristall (Ionen im Ionengitter angeordnet)	Metallkristall
charakteristische Eigenschaften der Stoffe und deren Ursache	verhältnismäßig niedrige Siedetemperatur, da die Anziehungskräfte zwischen Atomen gerichtet sind und nur geringe Anziehungskräfte zwischen den Molekülen bestehen	verhältnismäßig hohe Siedetemperatur, da sich Dipole gegenseitig anziehen	verhältnismäßig hohe Schmelztemperatur, da Anziehungskräfte nach allen Seiten des Raumes wirken	elektrisches Leitvermögen durch frei bewegliche Elektronen
■	$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}—\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$; Cl_2	$H—\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$; HCl	Na^+Cl^-; NaCl	Na

Mit Hilfe der **Elektronegativitätstabelle** kann man den Charakter der chemischen Bindung in einer chemischen Verbindung zwischen zwei Elementen beurteilen.

Aus der Differenz der Elektronegativitätswerte der beiden Elemente ergibt sich:

Differenz $< 1{,}7$ bedeutet überwiegend Atombindung,
Differenz $> 1{,}7$ bedeutet überwiegend Ionenbeziehung. ① ② ③

① Kombiniere die chemischen Zeichen folgender Kationen und Anionen zu Formeln von Salzen: Na^+, Ca^{2+}, Fe^{3+}, Cl^-, SO_4^{2-}, NO_3^-!
Gib die Namen dieser Salze an!

② Ermittle den Charakter der Bindung in folgenden Verbindungen mit Hilfe der Elektronegativitätstabelle: Fluorwasserstoff, Kaliumchlorid, Natriumjodid!

③ Erkläre, welchen Einfluß die Art der chemischen Bindung auf die Eigenschaften folgender Stoffe hat: a) Natriumchlorid, Wasser, Chlor und Kupfer, b) Diamant und Graphit!

④ a) Entwickle die chemischen Gleichungen für die Reaktion von Natrium mit Wasser und für die Bildung von Wasser durch Verbrennen des Wasserstoffs!
b) Erkläre diese Reaktionen als Umordnung von Atomen oder Ionen beziehungsweise als Umwandlung dieser beiden Teilchenarten ineinander! Beachte dabei die Umverteilung der Außenelektronen und den Umbau der chemischen Bindung!

⑤ a) Wieviel Kubikmeter Sauerstoff sind zur Erzeugung von 1200 m³ Luftgas erforderlich (Normzustand)?
b) Wieviel Kubikmeter Luft müssen dazu in den Generator geblasen werden?

⑥ Stelle exotherme und endotherme Reaktionen zusammen!

Chemische Reaktionen 65

Bei einer chemischen Reaktion entstehen aus Ausgangsstoffen Reaktionsprodukte. Dabei tritt eine Umordnung von Atomen oder Ionen oder eine Umwandlung dieser beiden Teilchenarten ineinander ein. Viele chemische Reaktionen sind durch die Umverteilung der Außenelektronen und einem Umbau der chemischen Bindung gekennzeichnet. Dabei entstehen neue Stoffe, die andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe aufweisen. Die Gesamtmasse der an einer chemischen Reaktion beteiligten Stoffe ändert sich nicht (Gesetz von der Erhaltung der Masse). So ist es möglich, für eine chemische Reaktion eine chemische Gleichung aufzustellen und stöchiometrische Berechnungen durchzuführen. ④ ⑤ ⑥
Der Ablauf einer chemischen Reaktion ist mit physikalischen Erscheinungen verbunden (Wärmeabgabe oder -aufnahme, Lichterscheinung). Die bei einer chemischen Reaktion aufgenommene oder abgegebene Wärmemenge wird als **Reaktionswärme** bezeichnet.

Reaktion		Angabe der Reaktionswärme	■
exotherm	Energie wird abgegeben	$Q = -n$ kcal	$C + O_2 \longrightarrow CO_2$; $Q = -94{,}0$ kcal
endotherm	Energie wird aufgenommen	$Q = +n$ kcal	$CO_2 + C \longrightarrow 2\,CO$; $Q = +41{,}2$ kcal

Die zum Auslösen einer chemischen Reaktion erforderliche Energie wird als **Aktivierungsenergie** bezeichnet. Während manche Ausgangsstoffe bei Zimmertemperatur schon den zur Reaktion notwendigen Energieinhalt besitzen, muß bei vielen chemischen Reaktionen erst Energie zugeführt werden (z. B. durch Licht, Wärme).

Reaktion	Merkmale	■
Reaktion mit Elektronenübergang	Ein Ausgangsstoff gibt seine Außenelektronen an den anderen Ausgangsstoff ab.	$2\ Na + Cl_2 \longrightarrow 2\ NaCl\ (2\ Na^+Cl^-)$ $2\ Br^- + Cl_2 \longrightarrow 2\ Cl^- + Br_2$ $Zn + 2\ H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ H_2$
Neutralisation	Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen treten zu undissoziierten Wassermolekülen zusammen.	$H^+ + Cl^- + K^+ + OH^- \longrightarrow H_2O + K^+ + Cl^-$ verkürzt: $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$
Fällungsreaktion	Die Ionen eines schwerlöslichen Salzes treten in der Lösung zusammen, so daß dieses Salz als Niederschlag ausfällt.	$Ag^+ + NO_3^- + K^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl + K^+ + NO_3^-$ verkürzt: $Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl$

① ② ③

Chemische Zeichensprache 66

Symbol

Zeichen für ein chemisches Element:

Schreibweise	■ Chloratom	■ Chlorid-Ion
Ohne Angabe der Außenelektronen	Cl	Cl^-
Mit Angabe der Außenelektronen (Elektronenschreibweise)	$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot$	$\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\right]^-$

Formel

Zeichen für eine chemische Verbindung oder für ein chemisches Element, dessen Moleküle aus mindestens zwei Atomen bestehen:

Schreibweise	■ Wasserstoff	■ Natriumchlorid
Ohne Angabe der Außenelektronen	H_2	NaCl
Mit Angabe der Außenelektronen (Elektronenschreibweise)	H—H	$Na^+\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\right]^-$

① a) Ermittle für folgende Reaktionen die fehlenden Ausgangsstoffe beziehungsweise Reaktionsprodukte! Stelle dazu die chemischen Gleichungen auf!

Ausgangsstoffe	Reaktionsprodukte
Natriumhydroxidlösung und ...	Natriumkarbonat und Wasser
Silbernitratlösung und Salzsäure	..... + ...
Zink und Salzsäure	Wasserstoff und .....
... und Kohlendioxid	Kalziumkarbonat und Wasser

b) Ordne diese Reaktionen nach der Übersicht auf Seite 148 und begründe dein Vorgehen!

② Stelle in einer Übersicht Reaktionen zusammen, bei denen Säuren, Basen oder Salze beziehungsweise deren Lösungen gebildet werden! Schreibe die chemische Gleichung für jeweils ein selbstgewähltes Beispiel auf!

③ Welche Fällungsreaktionen kennst du?
Welche Bedeutung haben Fällungsreaktionen in der chemischen Analyse?

④ Was sagt die chemische Gleichung $Fe_2O_3 + 3\,CO \longrightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$
a) über die Anzahl und die Art der an der Reaktion beteiligten Teilchen, b) über die Massen- und die Volumenverhältnisse aus?

⑤ Erkläre, was eine chemische Gleichung in Ionenschreibweise besonders verdeutlicht!

⑥ a) Bilde die Namen folgender chemischer Verbindungen: CuO, Cu_2O, Na_2SO_3, Na_2SO_4, $Ca(NO_3)_2$! b) Bestimme die Molekülmassen und die molaren Massen dieser Verbindungen! c) Ordne diese Verbindungen Stoffgruppen zu!

Chemische Gleichung

Zeichen, die eine chemische Reaktion veranschaulichen. Die chemische Gleichung enthält Aussagen über die an der chemischen Reaktion beteiligten Stoffe sowie über deren Massen- beziehungsweise Volumenverhältnisse: ④ ⑤

Schreibweise	■
Einfache Schreibweise	$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl$
Elektronenschreibweise	$H{-}H + :\ddot{Cl}{-}\ddot{Cl}: \longrightarrow 2\,H{-}\ddot{Cl}:$
Ionenschreibweise: ausführliche Form	$Zn + 2\,H^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow Zn^{2+} + SO_4^{2-} + H_2$
verkürzte Form	$Zn + 2\,H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$

Ähnlich wie man für eine chemische Reaktion eine **Reaktionsgleichung** aufstellt, schreibt man für eine Dissoziation eine **Dissoziationsgleichung**:

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

Namen chemischer Verbindungen

Sie werden nach bestimmten Regeln gebildet und geben Auskunft über Art und Zusammensetzung der Stoffe. ⑥ (↗ S. 149)

Namen von Verbindungen aus einem Metall und einem Nichtmetall sowie von Salzen:

	■ Fe_2O_3	■ Na_2SO_4
Name des Metalls	**Eisen**	**Natrium**
Angabe der Wertigkeit des Metalls (bei Metallen mit unterschiedlichen Wertigkeiten)	**(III)-**	
Wortstamm des lateinischen beziehungsweise griechischen Namens des Nichtmetalls	**ox**	**sulf**
Endung id, at oder it	**id**	**at**

Wortstamm der lateinischen beziehungsweise griechischen Namen einiger Nichtmetalle:

ox	Sauerstoff	**jod**	Jod	**karb(on)**	Kohlenstoff
chlor	Chlor	**sulf**	Schwefel	**nitr**	Stickstoff
brom	Brom				

Endungen der Namen chemischer Verbindungen:

id	für Namen von Verbindungen, die nur aus zwei Elementen bestehen (Die Hydroxid-Gruppe wird als Einheit aufgefaßt.)
at	für Namen von Salzen, die im Säurerest-Ion einen höheren Sauerstoffanteil enthalten
it	für Namen von Salzen, die im Säurerest-Ion einen geringeren Sauerstoffanteil enthalten

Namen von Verbindungen zwischen zwei Nichtmetallen:

	■ N_2O_3
Anzahl der Nichtmetallatome des 1. Elements	**Di**
Name des Nichtmetalls	**stickstoff**
Anzahl der Nichtmetallatome des 2. Elements	**tri**
Wortstamm des lateinischen beziehungsweise griechischen Namens des 2. Nichtmetalls	**ox**
Endung	**id**

Kohlenwasserstoffe

Organische Verbindungen 67

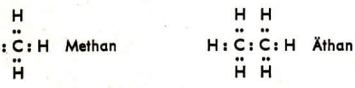
Von dem größten Teil der 104 chemischen Elemente sind chemische Verbindungen bekannt. Ein Element tritt in einer besonders großen Anzahl von chemischen Verbindungen auf: der Kohlenstoff. Gegenwärtig sind etwa zwei Millionen kohlenstoffhaltige Verbindungen bekannt, dagegen nur etwa 60 000 chemische Verbindungen, die keinen Kohlenstoff enthalten. Viele Kohlenstoffverbindungen kommen im pflanzlichen, tierischen und menschlichen Organismus vor. Kohlenstoffverbindungen werden deshalb auch als **organische Verbindungen** bezeichnet.
Die einfachsten organischen Verbindungen sind nur aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff aufgebaut. Sie heißen **Kohlenwasserstoffe.**

■ Methan CH_4 Propan C_3H_8 Zyklohexan C_6H_{12}
Äthan C_2H_6 Oktan C_8H_{18}

▶ **Organische Verbindungen sind Kohlenstoffverbindungen.**
Kohlenwasserstoffe sind organische Verbindungen, die nur die Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff enthalten.

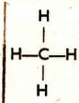
In den Molekülen der Kohlenwasserstoffe sind die Kohlenstoffatome nicht nur mit Wasserstoffatomen verbunden. Kohlenstoffatome können auch untereinander chemische Bindungen eingehen. Diese Bindungen kommen durch gemeinsame Elektronenpaare zwischen den betreffenden Atomen zustande. Es liegen also Atombindungen vor.

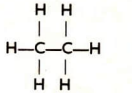
■ In den Molekülen des Methans CH_4 ist ein Kohlenstoffatom durch vier Atombindungen mit Wasserstoffatomen verknüpft. Auch im Äthanmolekül treten Atombindungen zwischen den Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen auf. Darüber hinaus sind im Äthan aber auch die beiden Kohlenstoffatome untereinander durch ein gemeinsames Elektronenpaar verbunden.



▶ **In den Molekülen von Kohlenwasserstoffen liegen Atombindungen zwischen den Kohlenstoffatomen untereinander sowie zwischen Kohlenstoffatomen und Wasserstoffatomen vor.** ① ② ③ (↗ S. 153)

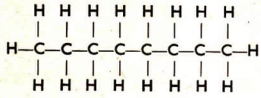
Die Formeln für Methan und Äthan können vereinfacht werden, wenn für jedes gemeinsame Elektronenpaar ein Strich zwischen den Symbolen der Elemente eingesetzt wird. (↗ S. 28).


Methan

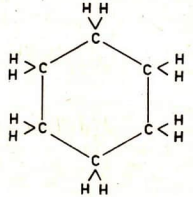

Äthan

Derartige Formeln bezeichnet man als **Strukturformeln**. Sie können für alle Verbindungen entwickelt werden, die Atombindungen im Molekül enthalten. Strukturformeln sind aussagekräftiger als die **Summenformeln**. Man kann ihnen Aussagen über den Molekülaufbau einer chemischen Verbindung entnehmen, sie lassen jedoch nicht die räumliche Anordnung der Atome erkennen.
In den Kohlenwasserstoffen können die Kohlenstoffatome zu offenen Ketten oder zu Ringen verbunden sein. Die kettenförmige oder ringförmige Anordnung der Atome wird durch die Strukturformel verdeutlicht.

kettenförmiger Kohlenwasserstoff:
Oktan C_8H_{18}



ringförmiger Kohlenwasserstoff:
Zyklohexan C_6H_{12}



Summenformeln geben Auskunft über die Zusammensetzung eines Stoffes; sie enthalten aber keine Aussagen über die Bindungsart zwischen den Atomen oder Ionen.
Strukturformeln werden für Stoffe mit Atombindung verwendet. Sie geben Aussagen über die Struktur des Moleküls einer Verbindung, stellen jedoch nicht die räumliche Anordnung der Atome dar. ④ ⑤ ⑥

Entwicklung der organischen Chemie 68

Tierische, pflanzliche und mineralische Stoffe werden von den Menschen schon seit den frühesten Stufen ihrer 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 die genannten drei Gruppen ein. Man nahm damals an, daß sich die aus Pflanzen und Tieren gewonnenen Stoffe grundlegend von den mineralischen unterscheiden. Deshalb

① Bestimme mit Hilfe der Elektronegativitätswerte der Elemente die Bindungsverhältnisse zwischen Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen! (↗ Ende des Buches)

② Überprüfe an Hand der Elektronegativitätswerte, ob Kohlenstoffatome mit Atomen anderer Elemente Bindungen eingehen können, bei denen Ionenbeziehung überwiegt!

③ Wie können die Elemente Lithium, Kohlenstoff und Fluor eine stabile Elektronenanordnung bei ihren Atomen erreichen?

④ Begründe, weshalb in den Molekülen von Wasser und Kohlendioxid Atombindung auftritt!

⑤ Entwickle für weitere Verbindungen die Summenformel und die Strukturformel!

⑥ Welche Rückschlüsse kann man aus der Strukturformel auf die Wertigkeit der betreffenden Elemente ziehen?

⑦ Welche Kohlenstoffverbindungen sind dir aus dem Kapitel „Kohlenstoff als Element der IV. Hauptgruppe" bekannt?

bezeichnete man tierische und pflanzliche Stoffe als **organische Stoffe**, mineralische dagegen als **anorganische Stoffe**. ⑦

Bis zum Beginn des 19. Jahrhunderts herrschte unter den Wissenschaftlern die Vorstellung, organische Stoffe könnten nur im lebenden Organismus entstehen, für eine Synthese im chemischen Laboratorium wäre außer den anorganischen Ausgangsstoffen noch eine übernatürliche Lebenskraft notwendig. Anfängliche Mißerfolge bei den Versuchen zur Synthese organischer Verbindungen haben diese Auffassung bekräftigt. In der Folgezeit wurden organische Verbindungen auch auf synthetischem Wege erzeugt. Im Jahre 1824 gelang dem deutschen Chemiker *Friedrich Wöhler* (Abb. 82) die Synthese von Oxalsäure, deren Salze im Sauerklee und anderen Pflanzen vorkommen. *Wöhler* konnte 1828 auch den Harnstoff, ein Stoffwechselprodukt des tierischen und menschlichen Körpers, synthetisch darstellen. Ein Gemisch verschiedener Zuckerarten wurde 1861 von dem russischen Chemiker *Alexander Michailowitsch Butlerow* (Abb. 83) künstlich hergestellt. Diese Entdeckungen haben die Anschauung von den Besonderheiten organischer Verbindungen gegenüber anorganischen Stoffen eindeutig widerlegt. Um die

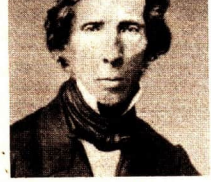




Abb. 82 *Friedrich Wöhler* (1800 bis 1882)
Abb. 83 *Alexander Michailowitsch Butlerow* (1828 bis 1886)

Mitte des 19. Jahrhunderts war allgemein bekannt, daß Kohlenstoff der Hauptbestandteil aller organischen Verbindungen ist.

Die organische Chemie ist die Chemie der Kohlenstoffverbindungen. Die Einteilung in anorganische und organische Stoffe ist historisch entstanden.

Heute sind sehr viele Kohlenstoffverbindungen bekannt, die nicht in der Natur gefunden, sondern synthetisch hergestellt werden. Neben zahlreichen Arzneimitteln und Farbstoffen gehören zu diesen Verbindungen viele Plaste und Chemiefaserstoffe.
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 eine völlig andere chemische Zusammensetzung als die Naturfasern besitzen. Dazu gehören zum Beispiel Dederon, Wolpryla und Grisuten. ①
Die Gummiindustrie war noch vor 50 Jahren ganz auf den Naturkautschuk angewiesen. Heute gibt es verschiedene Herstellungsverfahren für synthetischen Kautschuk. Synthesekautschuk ist für viele Zwecke besser geeignet als Naturkautschuk. Seit etwa 100 Jahren 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 vielen Eigenschaften überlegen. ②③

Die organische Chemie erweitert durch die Entwicklung von synthetischen Verbindungen die Rohstoffgrundlage für die Industrie und erschließt ständig neue Einsatzgebiete für organische Stoffe.

Zwischen kohlenstoffhaltigen und kohlenstofffreien Verbindungen bestehen keine wesentlichen Unterschiede. Bei der Untersuchung organischer Verbindungen werden ähnliche Verfahren angewandt wie bei anorganischen. Die allgemeinen Gesetzmäßigkeiten der Chemie gelten gleichermaßen für Reaktionen organischer wie anorganischer Stoffe. Deshalb ist der Begriff „organische Chemie" heute nicht mehr gerechtfertigt. Er ist aber in der Wissenschaft noch allgemein gebräuchlich.

Methan 69

66 **Vorsicht!** Methan wird in einem trockenen Standzylinder entzündet. Nachdem das Gas verbrannt ist, wird etwas Kalziumhydroxidlösung in den Zylinder gegossen und geschüttelt.

67 **Vorsicht!** In einem starkwandigen Standzylinder wird ein Methan-Luft-Gemisch entzündet.

Methan ist der Kohlenwasserstoff mit der einfachsten Molekülstruktur. Aus der Summenformel CH_4 geht hervor, daß ein Kohlenstoffatom mit vier Wasserstoffatomen verbunden ist. Die Atombindungen im Methanmolekül liegen aber nicht in einer Ebene, sondern sind räumlich nach den Eckpunkten eines regelmäßigen Tetraeders gerichtet (Abb. 84 und 85). Bei Abbildung 84 wurden wegen der besseren Übersicht die Abstände zwischen den Atomen und die Größenverhältnisse verändert. Das in Abbildung 85 dargestellte Modell des Methanmoleküls kommt der Wirklichkeit dagegen schon näher. ④

① Weshalb läßt sich die Produktion von synthetischen Fasern schneller steigern als die von Naturfasern?

② Welcher chemische Großbetrieb in der DDR stellt Synthesekautschuk her?

③ Nenne Beispiele für die Verwendung von Plasten in der Bauindustrie und in der Elektrotechnik!

④ Fertige aus verschiedenfarbigen Plastilinakugeln ein Modell des Methanmoleküls an!

⑤ Bei der Verbrennung von Methan entsteht ein Gas, das mit Kalziumhydroxidlösung nachgewiesen werden kann. Um welches Gas handelt es sich? Welcher Stoff kondensiert bei Experiment 66 an der Zylinderwand?

⑥ Stelle für die Verbrennung von Methan und für den Nachweis des entstehenden Gases die Reaktionsgleichungen auf!

⑦ Berechne die molare Masse des Methans!

⑧ Berechne die Dichte des Methans aus der molaren Masse und dem molaren Volumen!

⑨ Bestimme aus der Reaktionsgleichung für die Verbrennung des Methans das Volumenverhältnis Methan – Luft, bei dem die reagierenden Stoffe Methan und Sauerstoff restlos umgesetzt werden!

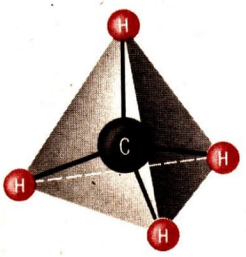




Abb. 84
Räumliche Anordnung der Atome im Methanmolekül (Tetraedermodell)
Abb. 85
Modell des Methanmoleküls

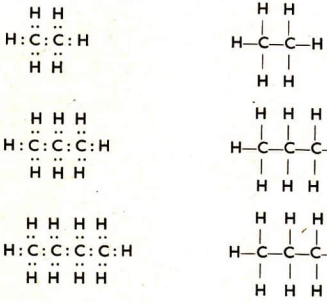
▶ **Die räumliche Anordnung der Atome im Methanmolekül läßt sich durch ein regelmäßiges Tetraeder veranschaulichen. Im Mittelpunkt liegt das Kohlenstoffatom, an den Eckpunkten befinden sich die vier Wasserstoffatome.**

Für die zeichnerische Darstellung der Struktur des Methans projiziert man alle Atome in eine Ebene und erhält so die Strukturformel (↗ S. 152).
Die Zusammensetzung des Methans aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff kann durch die Verbrennungsprodukte Kohlendioxid und Wasser nachgewiesen werden (Experiment 66). ⑤ ⑥
Methan ist ein wichtiger Bestandteil im Stadtgas, Erdgas, Grubengas und Sumpfgas. Es ist ein farbloses, geruchloses Gas, das eine kleinere Dichte als Luft hat. Methan ist brennbar und kann mit Luft oder Sauerstoff hochexplosive Gemische bilden (Experiment 67). ⑦ ⑧ ⑨

Homologe Reihe der Alkane

70

Da Kohlenstoffatome untereinander Atombindungen ausbilden, gibt es außer dem Methan noch Kohlenwasserstoffe, deren Moleküle mehr als ein Kohlenstoffatom enthalten.



Die Strukturformeln dieser Kohlenwasserstoffe können wie beim Methan nur ein angenähertes Bild von der Molekülstruktur wiedergeben. Die Ausrichtung der Atombindungen eines Kohlenstoffatoms nach den Ecken eines regelmäßigen Tetraeders führt im Propanmolekül zu einer gewinkelten Anordnung der drei Kohlenstoffatome (Abb. 86a). Im Pentanmolekül entsteht eine Kette von Zickzackform (Abb. 86b). ① ②

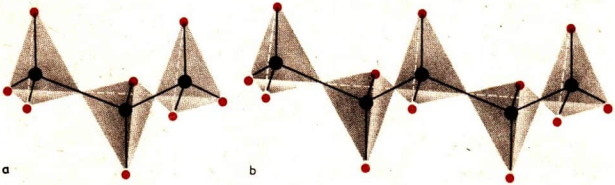


Abb. 86 Räumliche Anordnung der Atome im a) Propanmolekül und b) Pentanmolekül

Die Moleküle der Kohlenwasserstoffe Äthan, Propan, Butan und Pentan enthalten zwischen zwei benachbarten Kohlenstoffatomen eine Atombindung. Eine solche Atombindung wird **Einfachbindung** genannt. Kohlenwasserstoffe, die nur Einfachbindungen zwischen den Kohlenstoffatomen aufweisen, bezeichnet man als **gesättigte Kohlenwasserstoffe**. Die gesättigten kettenförmigen Kohlenwasserstoffe haben den Namen **Alkane**.

Ein Vergleich der Summenformeln der Alkane Äthan, Propan, Butan und Pentan zeigt,

① Welche Wertigkeit haben die Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff?

② Stelle aus verschiedenfarbigen Plastilinakugeln und Holzstäbchen Modelle vom Äthan- und Propanmolekül her!

③ Welche Summenformel haben die Alkane Heptan, Oktan und Dekan?

④ Bilde die Namen für die unverzweigten Alkane C_4H_{14}, C_9H_{20} und $C_{10}H_{22}$.

daß n Kohlenstoffatome mit $(2n + 2)$ Wasserstoffatomen verbunden sind. Deshalb kann man für die Alkane die allgemeine Formel C_nH_{2n+2} aufstellen.

▶ **Alkane sind gesättigte kettenförmige Kohlenwasserstoffe. Ihre allgemeine Formel ist C_nH_{2n+2}. Die Moleküle der Alkane enthalten nur Einfachbindungen zwischen den Atomen.**

Die Namen der Alkane setzen sich aus einem Wortstamm und der Endung **an** zusammen. Der Wortstamm gibt die Anzahl der Kohlenstoffatome der Kette an.

Wortstamm	Meth	Äth	Prop	But	Pent
Anzahl der Kohlenstoffatome in der Kette	1	2	3	4	5

Wortstamm	Hex	Hept	Okt	Non	Dek
Anzahl der Kohlenstoffatome in der Kette	6	7	8	9	10

③ ④

In den Strukturformeln von Äthan, Propan, Butan und Pentan sind einige übereinstimmende Merkmale zu erkennen: Die Moleküle dieser Kohlenwasserstoffe enthalten die Kohlenstoffatome in Form einer unverzweigten Kette, zwischen den Kohlenstoffatomen liegen Einfachbindungen vor. Die Differenz zwischen den Formeln von Äthan und Propan, Propan und Butan beträgt $—CH_2—$. Eine Reihe von Verbindungen mit übereinstimmenden Strukturmerkmalen, bei der zwischen zwei aufeinanderfolgenden Gliedern stets die gleiche Differenz von $—CH_2—$ auftritt, wird als **homologe**[1] **Reihe** bezeichnet.

Die Glieder einer homologen Reihe zeigen oft ähnliche Eigenschaften. Von bestimmten Eigenschaften eines Gliedes einer homologen Reihe kann daher auf die Eigenschaften aller Glieder der gleichen Reihe geschlossen werden. Einige Eigenschaften der Verbindungen einer homologen Reihe ändern sich jedoch mit der Molekülgröße. So steigen in der homologen Reihe der Alkane die Schmelz- und Siedetemperaturen der Verbindungen mit zunehmender Molekülmasse an, so daß bei Zimmertemperatur einige Alkane im gasförmigen Aggregatzustand, andere im flüssigen beziehungsweise festen Aggregatzustand vorkommen (Tab. 25, S. 158).

[1] homologos (griechisch) = übereinstimmend

Tabelle 25 Homologe Reihe der Alkane ① ②

Formel	Name	Schmelztemperatur in °C	Siedetemperatur in °C
CH_4	Methan	— 184	— 164
C_2H_6	Äthan	— 172	— 88,5
C_3H_8	Propan	— 189,5	— 42,06
C_4H_{10}	Butan	— 135	+ 0,6
C_5H_{12}	Pentan	— 130,8	+ 36,2
C_6H_{14}	Hexan	— 94,3	+ 68,6
C_7H_{16}	Heptan	— 90	+ 98,4
C_8H_{18}	Oktan	— 56,5	+ 125,8
C_9H_{20}	Nonan	— 53,9	+ 150,6
$C_{10}H_{22}$	Dekan	— 30	+ 173,8
$C_{11}H_{24}$	Undekan	— 25,6	+ 194,5
$C_{12}H_{26}$	Dodekan	— 12	+ 214,5
$C_{13}H_{28}$	Tridekan	— 5,4	+ 234,8
$C_{14}H_{30}$	Tetradekan	+ 5,5	+ 252,8
$C_{15}H_{32}$	Pentadekan	+ 10	+ 270,5
$C_{16}H_{34}$	Hexadekan	+ 17,8	+ 286,2
$C_{17}H_{36}$	Heptadekan	+ 22,5	+ 303

Bei einer homologen Reihe tritt zwischen zwei aufeinanderfolgenden Gliedern stets die gleiche Differenz —CH_2— auf. Bestimmte Eigenschaften der Glieder einer homologen Reihe sind infolge der gemeinsamen Strukturmerkmale dieser Verbindungen übereinstimmend. Die unterschiedliche Molekülmasse der Glieder einer homologen Reihe hat aber auch unterschiedliche Eigenschaften zur Folge.

Methan, Äthan, Propan und Butan sind Bestandteile des Erdgases und Erdöls. Sie können zu Kohlendioxid und Wasser verbrannt werden und dienen deshalb häufig als Heizgase. Sie werden aber auch in immer größerem Umfang als Ausgangsstoffe für chemisch-technische Verfahren benutzt. Propan und Butan lassen sich leicht verflüssigen. Sie kommen als **Flüssiggase** in Stahlflaschen zum Versand. Die nächsthöheren Alkane vom Pentan bis zum Hexadekan haben als Bestandteile von Benzin, Petroleum, Dieselkraftstoff, Heizöl und Schmieröl große technische Bedeutung. Gemische von Alkanen mit mehr als 16 Kohlenstoffatomen im Molekül werden im Handel als **Paraffin** bezeichnet. ③ ④

Isomerie 71

Bei gesättigten kettenförmigen Kohlenwasserstoffen mit mehr als 3 Kohlenstoffatomen im Molekül ergeben sich unterschiedliche Verknüpfungsmöglichkeiten für die Kohlenstoffatome. So existiert neben dem Butan noch ein weiterer Kohlenwasserstoff mit der gleichen Summenformel C_4H_{10}, aber einer anderen Molekülstruktur (Abb. 87). Das

① In welchem Aggregatzustand liegen die in Tabelle 25 angegebenen Alkane bei Zimmertemperatur (20 °C) vor?

② Stelle die Siedetemperatur der Alkane aus Tabelle 25 in Abhängigkeit von der Anzahl der Kohlenstoffatome im Molekül grafisch dar!

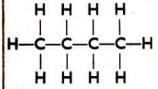
③ Berechne, wieviel Liter Gas (Normzustand) einer 10-l-Flasche entnommen werden können, die 5 kg flüssiges Propan enthält, wobei das in der Flasche verbleibende Restgas zu beachten ist!

④ Stelle die Reaktionsgleichungen für die vollständige Verbrennung von Propan, Pentan und Hexan auf!



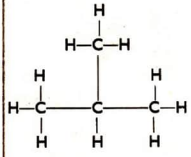
Abb. 87 Möglichkeiten zur räumlichen Anordnung der Atome im Kohlenwasserstoffmolekül mit der Summenformel C_4H_{10} (Butan und 2-Methylpropan).

wird auch durch die Strukturformeln veranschaulicht. Da die ausführliche Schreibweise besonders bei höhermolekularen Verbindungen sehr unübersichtlich ist, verwendet man meist eine vereinfachte Schreibweise der Strukturformel:



$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$

C_4H_{10}



$CH_3—CH(CH_3)—CH_3$

C_4H_{10}

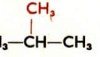
Strukturformel **vereinfachte Strukturformel** **Summenformel**

Beide Verbindungen enthalten die Kohlenstoffatome im Molekül in kettenförmiger Anordnung. In den Molekülen beider Verbindungen liegen Einfachbindungen zwischen

den Kohlenstoffatomen vor; beide Verbindungen entsprechen der allgemeinen Formel C_nH_{2n+2}. Beide Verbindungen sind also Alkane. Sie haben aber bei gleicher Summenformel unterschiedliche Struktur. Solche Verbindungen bezeichnet man als **isomere[1] Verbindungen.**

Stoffe mit gleicher Summenformel, die sich voneinander durch die Molekülstruktur unterscheiden, werden isomere Verbindungen genannt. Das Auftreten isomerer Verbindungen heißt Isomerie.

Bei den Molekülen verzweigter kettenförmiger Kohlenwasserstoffe kann man zwischen Hauptkette und Seitenkette unterscheiden.



Die als Seitenketten auftretenden Atomgruppen haben besondere Namen. Sie werden aus dem Wortstamm des Kohlenwasserstoffes, von dem sie abgeleitet sind, und der Endung **yl** gebildet. Die von den Alkanen abgeleiteten Atomgruppen heißen dementsprechend **Alkyle.**

Alkyle enthalten jeweils ein Wasserstoffatom weniger als die betreffenden Alkane, so daß auch für Alkyle eine allgemeine Formel aufgestellt werden kann: $-C_nH_{2n+1}$.

Für Alkyle wird häufig auch das Symbol **—R** verwendet.

Alkane C_nH_{2n+2}		**Alkyle $-C_nH_{2n+1}$**	
Methan	CH_4	Methyl	$-CH_3$
Äthan	C_2H_6	Äthyl	$-C_2H_5$
Propan	C_3H_8	Propyl	$-C_3H_7$
Butan	C_4H_{10}	Butyl	$-C_4H_9$

Alkyle sind Atomgruppen, die ein Wasserstoffatom weniger besitzen als die entsprechenden Alkane. Die allgemeine Formel der Alkyle ist $-C_nH_{2n+1}$.

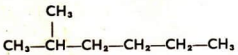
Alkyle sind allein nicht beständig. Sie können aber bei verschiedenen Reaktionen als Ganzes von einer Verbindung in eine andere übergeführt werden. Die Striche an den Formeln für Alkyle stellen nicht, wie sonst üblich, ein bindendes Elektronenpaar dar, sie zeigen an, das Alkyle Stücke von Molekülen sind.

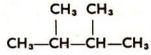
Zur Unterscheidung der zahlreichen isomeren Verbindungen wird ihre Struktur durch die Namen gekennzeichnet. Die Bezeichnungen Butan, Pentan, Hexan, Heptan bleiben den Verbindungen mit unverzweigter Kohlenstoffkette vorbehalten.

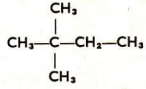
Verzweigte kettenförmige Kohlenwasserstoffe erhalten als Grundnamen die Bezeichnung des unverzweigten Kohlenwasserstoffs (Stammkohlenwasserstoffs), der der längsten Kohlenstoffkette im Molekül entspricht. Die Namen der Alkyle in der Seitenkette werden vorangestellt; arabische Ziffern mit Bindestrich geben ihre Stellung an. Die Anzahl der Kohlenwasserstoffreste wird mit griechischen Zahlwörtern bezeichnet.

[1] isos (griechisch) = gleich; meros (griechisch) = Teil. In den Molekülen isomerer Verbindungen sind Art und Anzahl der Atome gleich.

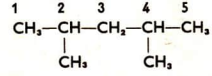
① Bilde die Namen folgender Verbindungen:





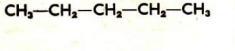


② Stelle die Strukturformeln des 2-Methylpentans und des 2.2-Dimethylhexans auf!

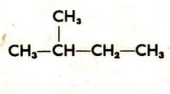
	Stellung der Alkyle	Anzahl der Alkyle	Namen der Alkyle, die die Seitenketten bilden	Name des Kohlenwasserstoffs in der Hauptkette
Name	2.4-	Di	methyl	pentan
	2.4-Dimethylpentan			
Bedeutung	1 Alkyl am 2. Kohlenstoffatom; 1 Alkyl am 4. Kohlenstoffatom	2	Methyl	5 Kohlenstoffatome bilden im Molekül die längste unverzweigte Kohlenstoffkette
Strukturformel				

① ②

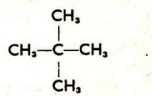
Mit steigender Anzahl der Kohlenstoffatome in einer Verbindung wächst auch die Anzahl der Isomeren. Es gibt zwei Isomere der Summenformel C_4H_{10}, jedoch bereits drei Isomere mit der Summenformel C_5H_{12}.



Pentan



2-Methylbutan



2.2-Dimethylpropan

Häufig werden auch noch ältere Bezeichnungen für isomere Verbindungen verwendet. Verbindungen mit unverzweigter Kohlenstoffkette im Molekül heißen **Normalverbindungen** (*n*-Verbindungen), Verbindungen mit verzweigter Kohlenstoffkette im Molekül dagegen **Isoverbindungen** (*i*-Verbindungen).

Isomere Verbindungen unterscheiden sich auf Grund ihrer unterschiedlichen Struktur in ihren Eigenschaften (Tab. 26). ① ②

Tabelle 26 Eigenschaften isomerer Alkane

Name	Summenformel	Schmelztemperatur in °C	Siedetemperatur in °C
Butan	C_4H_{10}	— 135	+ 0,6
2-Methylpropan	C_4H_{10}	— 145	— 10,2
Pentan	C_5H_{12}	— 130,8	+ 36,2
2-Methylbutan	C_5H_{12}	— 159,6	+ 28,0
2.2-Dimethylpropan	C_5H_{12}	— 16,6	+ 9,5

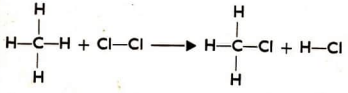
Die Kenntnis der Struktur einer organischen Verbindung ist nicht nur für die systematische Einordnung, sondern auch für die Untersuchung der Eigenschaften, der Reaktionen und der Synthese der Verbindung wichtig.
Die Theorie, mit deren Hilfe Strukturformeln aufgestellt werden können, wurde von dem russischen Chemiker *Alexander Michailowitsch Butlerow* in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts aufgestellt. Der Leitsatz seiner Theorie war: „Die chemische Natur des zusammengesetzten Teilchens wird durch die Natur der elementaren Bestandteile, durch deren Menge und chemische Struktur bestimmt."

Substitution 72

68

Speisefette, Pflanzenöle und Butter oder Margarine werden in verschlossenen Reagenzgläsern mit Tetrachlormethan geschüttelt.

Wirkt Chlor auf Methan ein, so kann jeweils ein Wasserstoffatom im Methanmolekül gegen ein Chloratom ausgetauscht werden.



Monochlormethan

Die entstehende Verbindung ist vom Methan abgeleitet. Sie hat die Summenformel CH_3Cl und den Namen Monochlormethan. Derartige Abkömmlinge von Kohlenwasserstoffen werden als **Derivate**[1] bezeichnet. Die Reaktion zwischen Methan und Chlor kann auch zur Bildung anderer Chlorderivate des Methans führen. Dabei wird zunächst jeweils ein Wasserstoffatom in Monochlormethanmolekülen durch ein Chloratom ersetzt, so das Dichlormethan entsteht. Durch weitere Reaktionen wird Dichlormethan zu Trichlormethan und schließlich Trichlormethan zu Tetrachlormethan umgewandelt. ③ ④ ⑤

[1] derivare (lateinisch) = ableiten

① Welchen Aggregatzustand haben die in Tabelle 26 (↗ S. 162) angegebenen Kohlenwasserstoffe a) bei Zimmertemperatur und Normaldruck, b) im Normzustand?

② Wieviel Liter Kohlendioxid (Normzustand) entstehen bei der vollständigen Verbrennung von 29 g Butan und von 29 g 2-Methylpropan?

③ Entwickle die Strukturformeln für Dichlormethan, Trichlormethan und Tetrachlormethan!

④ Formuliere die Reaktionsgleichungen für die Bildung von Dichlormethan, Trichlormethan und Tetrachlormethan!

⑤ Beurteile an Hand der Elektronegativitätswerte (↗ Ende des Buches) die Bindungsart im Natriumchlorid, im Chlorwasserstoff und in Monochlormethan!

⑥ Warum erhält man trübe Flüssigkeiten, wenn Butter oder Margarine in Tetrachlormethan aufgelöst wird?

In allen vier Reaktionen wird durch Energieeinwirkung die Atombindung im Chlormolekül gelöst. Die entstehenden Chloratome sind sehr reaktionsfähig und führen stufenweise zur Auflösung der Atombindung zwischen den 4 Wasserstoffatomen und dem Kohlenstoffatom im Methanmolekül und zum Austausch der Wasserstoffatome durch Chloratome. Solche Reaktionen werden als **Substitutionen**[1] bezeichnet. Bei Substitutionen können nicht nur Atome, sondern auch Atomgruppen ersetzt werden.

▶ **Die Substitution ist eine chemische Reaktion, bei der gebundene Atome oder Atomgruppen durch andere Atome oder Atomgruppen ersetzt werden. Durch Substitution entstehen Derivate der Grundverbindung.**

Alle vier Chlorderivate des Methans haben technische Bedeutung (Tab. 27). **Monochlormethan** ist bei Zimmertemperatur ein Gas, das sich durch Abkühlung und Druck leicht verflüssigen läßt. Alle anderen Chlorderivate des Methans sind in Wasser schwerlösliche, nichtbrennbare Flüssigkeiten, die sehr gutes Lösevermögen für viele organische Verbindungen besitzen (Experiment 68). Am bekanntesten ist das **Tetrachlormethan.** ⑥

Tabelle 27 Chlorderivate des Methans

Formel	systematischer Name	gewöhnlicher Name	Verwendung
CH_3Cl	**Monochlormethan**	Methylchlorid	in der Kältetechnik als wärmeableitender Stoff
CH_2Cl_2	**Dichlormethan**	Methylenchlorid	Lösungsmittel
$CHCl_3$	**Trichlormethan**	Chloroform	Lösungsmittel, Mittel zur Narkose
CCl_4	**Tetrachlormethan**	Tetrachlorkohlenstoff, Tetra	Lösungsmittel, Feuerlöschmittel

[1] substituere (lateinisch) = ersetzen

Die Namen der Chlorderivate von Alkanen werden wie die aller organischen Verbindungen nach einheitlichen Regeln gebildet. Aus diesen **systematischen Namen** kann die Zusammensetzung und die Struktur der Verbindungen abgelesen werden (Tab. 27). Daneben gibt es für die meisten Verbindungen noch weitere Namen, die in der Industrie und in der Wissenschaft häufig verwendet werden. Diese „gewöhnlichen Namen" sind historisch entstanden. Sie wurden zum Beispiel bei der Entdeckung einer Verbindung festgelegt und lassen in den meisten Fällen die Zusammensetzung und Struktur nicht erkennen. Im folgenden wird für die Verbindungen jeweils der systematische Name verwendet, der gewöhnliche Name dahinter in Klammern angegeben.

Äthen (Äthylen) 73

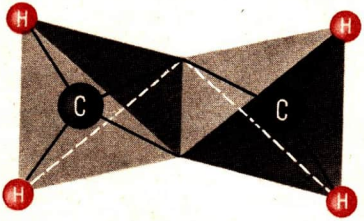
69

Vorsicht! Äthen wird in einem Standzylinder entzündet.

Neben dem Äthan C_2H_6 sind noch weitere Kohlenwasserstoffe mit 2 Kohlenstoffatomen im Molekül bekannt. Eine dieser Verbindungen hat die Summenformel C_2H_4 und heißt Äthen (Äthylen). ①

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. Im Äthanmolekül ist also jedes Kohlenstoffatom von 4 anderen Atomen umgeben (↗ S. 156).

Das Äthenmolekül enthält 2 Wasserstoffatome weniger als das Äthanmolekül, jedes Kohlenstoffatom im Äthenmolekül ist nur von 3 Atomen umgeben. Die von einem Kohlenstoffatom im Äthenmolekül ausgehenden Atombindungen kann man sich nach den Eckpunkten eines Tetraeders gerichtet denken. Beide Tetraeder berühren sich mit den Kanten. Die 2 Kohlenstoff- und 4 Wasserstoffatome befinden sich in einer Ebene (Abb. 88 und 89).



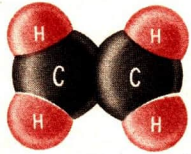


Abb. 88 Räumliche Anordnung der Atome im Äthenmolekül (Tetraedermodell)
Abb. 89 Modell des Äthenmoleküls

Die Wasserstoffatome im Äthenmolekül sind wie beim Äthan durch Einfachbindungen mit Kohlenstoffatomen verknüpft. Zwischen den beiden Kohlenstoffatomen befinden sich aber im Äthenmolekül 2 gemeinsame Elektronenpaare. Die Anordnung der

① Vergleiche das Verhältnis der Atomanzahlen und die Molekülmassen von Äthan und Äthen miteinander!

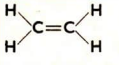
② Die Moleküle der Elemente Wasserstoff, Chlor und Stickstoff enthalten Atombindungen. Stelle die Strukturformeln für die Moleküle dieser Elemente auf! In welchen Molekülen liegt eine Einfachbindung vor, in welchen Molekülen sind die beiden Atome durch Mehrfachbindungen miteinander verknüpft?

③ Weshalb muß Äthen eine kleinere Dichte als Äthan besitzen?

④ Berechne die Dichte von Äthen und Äthan aus der molaren Masse der betreffenden Verbindung und dem molaren Volumen von Gasen! Vergleiche die berechneten Größen!

⑤ Stelle die Reaktionsgleichung für die Aufspaltung des Äthans unter Verwendung von vereinfachten Strukturformeln auf!

Kohlenstoff- und Wasserstoffatome kann beim Äthen auch in der Strukturformel dargestellt werden.



Äthen

In den Molekülen organischer Verbindungen können 2 Kohlenstoffatome durch mehrere gemeinsame Elektronenpaare verbunden sein. Solche Atombindungen werden **Mehrfachbindungen** genannt. Nach der Anzahl der bindenden Elektronenpaare wird zwischen **Doppelbindungen** und **Dreifachbindungen** unterschieden. ②

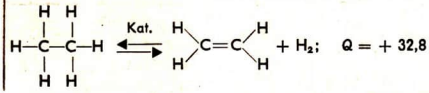
▶ **Das Äthenmolekül enthält zwischen den beiden Kohlenstoffatomen eine Doppelbindung.**

Äthen ist ein farbloses Gas mit eigenartigem Geruch. Es brennt mit leuchtender Flamme (Experiment 69). Äthen-Luft-Gemische sind explosiv. ③ ④

Eliminierung und Addition 74

70 ▼ Ein mit Bromgas gefüllter Standzylinder wird auf einen mit Äthen gefüllten Zylinder gestellt, so daß die Bromdämpfe in das Äthen herabsinken.

Äthen kann durch Abspaltung von Wasserstoff aus Äthan hergestellt werden: ⑤



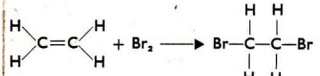
$$+ H_2; \quad Q = + 32{,}8 \text{ kcal}$$

Die Reaktion ist stark endotherm; sie verläuft nur bei hoher Temperatur. Außerdem wird ein **Katalysator** benötigt. Katalysatoren sind Stoffe, die durch ihre Anwesenheit den Ablauf chemischer Reaktionen beeinflussen.

Bei der Entstehung von Äthen werden jeweils aus einem Äthanmolekül 2 Wasserstoffatome abgespalten. Solche Reaktionen werden als **Eliminierung** bezeichnet. Die Eliminierung von Wasserstoff nennt man **Dehydrierung.**

Eliminierungen sind chemische Reaktionen, bei denen aus je einem Molekül des Ausgangsstoffes 2 oder mehrere Atome oder Atomgruppen ohne Ersatz durch andere Atome oder Atomgruppen austreten.
Dehydrierung ist die Eliminierung von Wasserstoff.

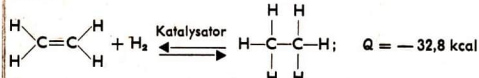
Bei der Reaktion von Äthen mit Brom werden die Doppelbindungen zwischen den Kohlenstoffatomen der Äthenmoleküle in Einfachbindungen umgewandelt (Experiment 70).



Äthen Brom 1.2-Dibromäthan

Diese Reaktion mit Brom ist ein einfacher Nachweis für Mehrfachbindungen zwischen Kohlenstoffatomen in organischen Verbindungen, sie verläuft schon bei 20 °C. ①

Leitet man ein Gemisch von Äthen und Wasserstoff über einen Katalysator, so entsteht Äthan:



Äthen Äthan

Die Anlagerung von Wasserstoff wird **Hydrierung** genannt. Äthen reagiert auch mit Chlorwasserstoff, wobei ein Chlorderivat des Äthans entsteht. ②
Äthen kann Wasserstoff, Halogene oder Halogenwasserstoffe anlagern. Bei diesen Reaktionen wird die Doppelbindung zwischen den Kohlenstoffatomen des Äthenmoleküls aufgelöst. Die Reaktionsprodukte sind Stoffe, die nur Einfachbindungen im Molekül enthalten.
Wegen der Möglichkeit, weitere Atome anzulagern, bezeichnet man organische Verbindungen mit Mehrfachbindungen im Molekül als **ungesättigte Verbindungen.** Ungesättigte Verbindungen sind reaktionsfähiger als gesättigte Verbindungen.
Die Reaktionen des Äthens auf Grund seiner Doppelbindung mit Brom, Wasserstoff und Chlorwasserstoff verlaufen alle ohne Bildung von Nebenprodukten. Solche Reaktionen bezeichnet man als **Additionen.** Die Addition kann als Umkehrung der Eliminierung aufgefaßt werden. ③ ④ ⑤

Additionen sind chemische Reaktionen, bei denen jeweils aus 2 oder mehreren Molekülen der Ausgangsstoffe ein Molekül des Reaktionsproduktes entsteht. Bei Additionsreaktionen bilden sich keine Nebenprodukte. Additionsreaktionen treten bei ungesättigten Verbindungen auf. Hydrierung ist die Addition von Wasserstoff.

① Bromdampf besteht aus Molekülen mit der Formel Br_2. Vergleiche die relative Molekülmasse des Broms und Äthens! Weshalb haben Bromdämpfe eine größere Dichte als Äthen?

② Welche Verbindung entsteht bei der Reaktion zwischen Äthen und Chlorwasserstoff? Stelle die Reaktionsgleichung auf!

③ 10 g eines Gemisches aus Hexan und Hexen addieren 16 g Brom. Wieviel Gramm Hexan enthält dieses Gemisch?

④ Nenne für Addition, Eliminierung und Substitution jeweils ein Beispiel! Stelle die betreffenden Reaktionsgleichungen auf!

⑤ Wieviel Gramm Chlorwasserstoff werden zur vollständigen Addition an a) 14 g, b) 28 g und c) 42 g Äthen verbraucht?

⑥ Welche relative Molekülmasse hat ein Makromolekül, das aus 1000 Molekülen Äthen entstanden ist?

⑦ Begründe, daß die Polymerisation zu den Additionen gehört!

Polyäthylen — Polymerisation 75

Die Kohlenstoff-Kohlenstoff-Doppelbildung $\rangle C{=}C \langle$ des Äthenmoleküls kann verhältnismäßig leicht unter Aufnahme anderer Atome in eine Einfachbindung $\rangle C{-}C \langle$ umgewandelt werden. Dieser Übergang liegt auch vor, wenn sich die Äthenmoleküle infolge der Reaktionsfähigkeit ihrer Doppelbindung durch fortgesetzte Addition zu Riesenmolekülen vereinigen, die man als **Makromoleküle**[1] bezeichnet.
Allgemein lautet die Reaktionsgleichung für die Addition von *n* Molekülen Äthen:

$$n\ CH_2 = CH_2 \longrightarrow (-CH_2-CH_2-)_n$$

Äthen (Äthylen) Polyäthylen

Die entstandene Verbindung heißt **Polyäthylen**. Die Enden der Makromoleküle sind mit Atomen oder Atomgruppen abgesättigt, die in der Formel nicht angegeben sind. Die Striche an den Enden der Formel symbolisieren keine Elektronenpaare.
Bei der Herstellung des Polyäthylens können sich mehrere tausend Äthenmoleküle zu einem Riesenmolekül vereinigen. Die relative Molekülmasse des Polyäthylens ist nicht einheitlich und schwankt zwischen 10 000 und 100 000. Das technisch hergestellte Polyäthylen ist ein Gemisch von Makromolekülen unterschiedlicher Kettenlänge. ⑥
Makromolekulare Stoffe können auch aus anderen Stoffen mit Mehrfachbindungen im Molekül entstehen. Die Addition von Molekülen zu makromolekularen Verbindungen wird **Polymerisation**[2] genannt. ⑦

▶ **Polymerisationen sind Additionen, bei denen aus Stoffen mit Mehrfachbindungen im Molekül makromolekulare Stoffe entstehen.**

[1] makros (griechisch) = groß [2] polys (griechisch) = viel; meros (griechisch) = Teil



Abb. 90 Verwendung von Polyäthylen

Die Polymerisation von Äthen zu Polyäthylen wird in der chemischen Industrie bei niedrigem oder hohem Druck in Gegenwart von Katalysatoren durchgeführt.
Polyäthylen hat hervorragende Werkstoffeigenschaften (geruch- und geschmackfrei, unempfindlich gegen Wasser, Chemikalien, Fette usw., leicht plastisch umformbar). Es wird deshalb als **Plast** zu Formstücken, Folien und Rohren verarbeitet, die sehr vielseitig verwendet werden (Abb. 90). ①

▶ **Polyäthylen ist ein Polymerisationsprodukt des Äthens (Äthylens). Es wird als Werkstoff vielseitig verwendet.**

Homologe Reihe der Alkene 76

Äthen ist die einfachste Verbindung aus einer Reihe von kettenförmigen Kohlenwasserstoffen, die **Alkene** heißen. Ein Alken ist immer um 2 Wasserstoffatome ärmer als das entsprechende Alkan, da eine Doppelbindung $\rangle C{=}C \langle$ im Molekül vorhanden ist.

■ Äthan C_2H_6 Äthen C_2H_4 Propan C_3H_8 Propen C_3H_6

Alkene sind also ungesättigte Verbindungen. Die Namen der unverzweigten Alkene setzen sich aus einem Wortstamm und der Endung **en** zusammen. Die Wortstämme in den Namen der Alkene entsprechen denen der Alkane (↗ S. 157).
Bei den Alkenen mit vier und mehr Kohlenstoffatomen gibt es auch isomere Verbindungen durch verschiedene Lage der Doppelbindungen im Molekül. In solchen Fällen wird die Nummer des Kohlenstoffatoms, von dem die Doppelbindung ausgeht, durch eine in Klammer gesetzte arabische Ziffer mit Bindestrich hinter dem Namen angegeben. Die Kohlenstoffatome werden fortlaufend numeriert, beginnend an dem Ende der Kette, dem die Doppelbindung am nächsten liegt. ② ③

$CH_3{-}CH_2{-}CH{=}CH_2$ Buten-(1)
$CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_3$ Buten-(2)

① Welche Vorteile weist eine Flasche aus Polyäthylen gegenüber einer Flasche aus Glas auf?

② Stelle die Strukturformeln und die vereinfachten Strukturformeln von Penten-(1) und Penten-(2) auf!

③ Bilde die Namen der Alkene mit folgenden Formeln:
$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$, $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH{=}CH{-}CH_3$.

④ Stelle die chemische Gleichung für die Reaktion von Chlor mit Buten-(2) auf!

⑤ Weshalb ist die Reaktion mit Brom als Nachweisreaktion für organische Verbindungen mit Mehrfachbindungen zwischen Kohlenstoffatomen geeignet?

Aus den Formeln der Alkene ist ersichtlich, daß von Verbindung zu Verbindung die gleiche Differenz $-CH_2-$ auftritt. Die Alkene bilden also eine homologe Reihe. Ihre allgemeine Formel ist $\mathbf{C_nH_{2n}}$.

$CH_2{=}CH_2$	C_2H_4	Äthen
$CH_3{-}CH{=}CH_2$	C_3H_6	Propen
$CH_3{-}CH_2{-}CH{=}CH_2$	C_4H_8	Buten-(1)
$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH{=}CH_2$	C_5H_{10}	Penten-(1)

Alkene sind kettenförmige, ungesättigte Kohlenwasserstoffe mit einer Doppelbindung im Molekül zwischen zwei Kohlenstoffatomen und Einfachbindungen zwischen den übrigen Kohlenstoffatomen sowie zwischen Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen. Ihre allgemeine Formel ist $\mathbf{C_nH_{2n}}$.

In ihrem chemischen Verhalten zeigen die Alkene untereinander große Ähnlichkeit. Diese Erscheinung ist durch das allen Alkenmolekülen gemeinsame Strukturmerkmal, die Doppelbindung zwischen zwei Kohlenstoffatomen, bedingt. Die übrigen Alkene reagieren mit Halogenen, Wasserstoff und Halogenwasserstoffen in ähnlicher Weise wie Äthen. Äthen und seine nächsten Homologen, das Propen C_3H_6 und die Butene C_4H_8, haben ständig an Bedeutung gewonnen. Sie dienen infolge ihrer großen Reaktionsfähigkeit in zunehmendem Maße als Zwischenprodukte in der chemischen Industrie. Die Herstellung von Propen, Butenen und höhermolekularen Alkenen erfolgt hauptsächlich durch thermische Spaltung von Alkanen. ④ ⑤

Homologe Reihe der Alkine

77

Zu den kettenförmigen ungesättigten Kohlenwasserstoffen gehören die **Alkine.** Alkine sind noch wasserstoffärmer als Alkene.

Äthan	C_2H_6	Äthen	C_2H_4	Äthin	C_2H_2
Propan	C_3H_8	Propen	C_3H_6	Propin	C_3H_4

Die Moleküle der Alkine enthalten zwischen zwei Kohlenstoffatomen eine Dreifachbindung, die Atombindungen zwischen den übrigen Kohlenstoffatomen sind Einfachbindungen.

Die Namen der Kohlenwasserstoffe mit einer Dreifachbindung —C≡C— im Molekül setzen sich aus einem Wortstamm und der Endung **in** zusammen. Die Wortstämme in den Namen der Alkine entsprechen denen der Alkane und Alkene. Ähnlich wie bei den Alkenen wird auch bei den Alkinen die Lage der Mehrfachbindung in der Kohlenstoffkette durch eine in Klammern gesetzte arabische Ziffer mit Bindestrich hinter dem Namen angegeben.

$HC{\equiv}CH$	C_2H_2	Äthin
$CH_3{-}C{\equiv}CH$	C_3H_4	Propin
$CH_3{-}CH_2{-}C{\equiv}CH$	C_4H_6	Butin-(1)

Die Formeln dieser Alkine unterscheiden sich voneinander jeweils durch die Differenz von $-CH_2-$ oder ein Vielfaches davon. Die Alkine bilden eine homologe Reihe. Ihre allgemeine Formel ist $\mathbf{C_nH_{2n-2}}$. Auch bei diesen Verbindungen besteht ein Zusammenhang zwischen der Struktur und den Eigenschaften. ① ② ③ ④

Alkine sind kettenförmige ungesättigte Kohlenwasserstoffe mit einer Dreifachbindung im Molekül zwischen zwei Kohlenstoffatomen und Einfachbindungen zwischen den übrigen Kohlenstoffatomen sowie zwischen Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen. Ihre allgemeine Formel ist $\mathbf{C_nH_{2n-2}}$.

Äthin (Azetylen) 78

70

Vorsicht! In der Apparatur nach Abbildung 91 wirkt Wasser auf Kalziumkarbid ein. Das entstehende Äthin wird in mehreren Standzylindern aufgefangen.

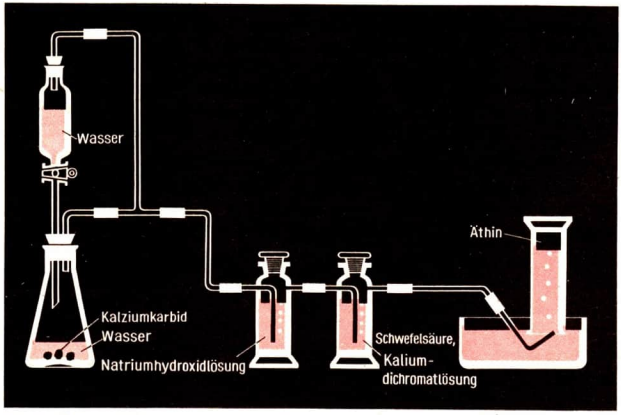


Abb. 91 Äthin entsteht durch Reaktion von Kalziumkarbid mit Wasser

① Bestimme die Verhältnisse der Atomanzahl und der relativen Atommasse zwischen Kohlenstoff und Wasserstoff im Äthinmolekül! Vergleiche die erhaltenen Werte mit denen für Äthan und Äthen!

② Berechne den prozentualen Anteil von Kohlenstoff und Wasserstoff in Propin und vergleiche die erhaltenen Werte mit denen für Propan und Propen!

③ Die relative Molekülmasse des Gasgemisches Luft kann mit 29 angegeben werden. Berechne die Molekülmasse von Äthan, Äthen und Äthin! Haben diese Kohlenwasserstoffe kleinere oder größere Dichte als Luft?

④ Übertrage die folgende Aufstellung in dein Heft und ergänze sie!

Name	Summenformel	Strukturformel
Hexin-(1)	C_3H_4	$CH_3—C\equiv C—CH_3$

71 **Vorsicht!** Das Äthin in dem bei Experiment 70 zuletzt gefüllten Standzylinder wird entzündet.

72 Einige Milliliter Bromwasser werden in einen mit Äthin gefüllten Standzylinder gegeben. Der Zylinder wird mit einer Glasplatte verschlossen und kräftig geschüttelt.

Äthin (Azetylen) C_2H_2 ist das Alkin mit der einfachsten Molekülstruktur. Die beiden Kohlenstoffatome des Äthinmoleküls sind durch drei bindende Elektronenpaare verbunden. Darüber hinaus ist jedes Kohlenstoffatom nur noch mit einem Wasserstoff-

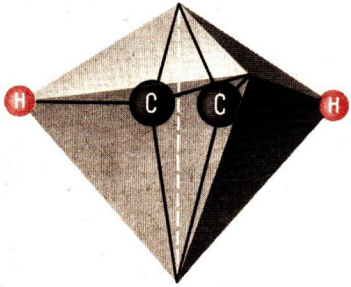




Abb. 92 Räumliche Anordnung der Atome im Äthinmolekül (Tetraedermodell)
Abb. 93 Modell des Äthinmoleküls

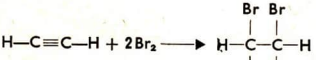
atom verbunden. Die von einem Kohlenstoffatom im Äthinmolekül ausgehenden Atombindungen kann man sich wie beim Äthen nach den Eckpunkten eines Tetraeders gerichtet denken, jedoch berühren sich beide Tetraeder mit den Grundflächen. Die 2 Kohlenstoff- und 2 Wasserstoffatome liegen auf einer Geraden (Abb. 92 und 93).

Äthin entsteht durch Einwirkung von Wasser auf **Kalziumkarbid CaC_2** (Experiment 70). ① ②

$$CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2;\quad Q = -34\ kcal$$

Kalziumkarbid — Äthin — Kalziumhydroxid

Äthin ist ein farbloses Gas, das in reinem Zustand fast geruchlos ist. Der unangenehme Geruch des technisch hergestellten Äthins wird durch Verunreinigungen hervorgerufen. In großen Mengen eingeatmet, wirkt Äthin narkotisch. Äthin brennt mit leuchtender, stark rußender Flamme (Experiment 71).
Beim Verbrennen von Äthin mit Sauerstoff werden Temperaturen bis 3000 °C erreicht. Äthin wird deshalb zum autogenen Schweißen und Schneiden verwendet. Äthin bildet mit Sauerstoff oder Luft hochexplosive Gemische. ③ ④ ⑤ ⑥
Äthin addiert Brom entsprechend folgender Reaktionsgleichung (Experiment 72):



Äthin — 1.1.2.2-Tetrabromäthan

Äthin kann auch Wasserstoff addieren, wobei zuerst Äthen und schließlich Äthan entstehen. ⑦ ⑧ ⑨

Äthin wird aus Kalziumkarbid und Wasser hergestellt. Es ist eine ungesättigte Verbindung und kann durch Additionsreaktionen in andere Stoffe umgewandelt werden.
Vorsicht beim Arbeiten mit Äthin! Es wirkt narkotisch und bildet mit Sauerstoff oder Luft hochexplosive Gemische.

Technische Herstellung von Kalziumkarbid 79

Äthin ist ein wichtiger Ausgangsstoff für die chemische Industrie und wird in unserer Republik in großen Mengen aus **Kalziumkarbid CaC_2** hergestellt. Zur Erzeugung von Kalziumkarbid wird Branntkalk (Kalziumoxid) mit Koks (Kohlenstoff) zur Reaktion gebracht.

$$CaO + 3\,C \rightleftarrows CaC_2 + CO;\quad Q = +112\ kcal$$

Da die Reaktion stark endotherm verläuft, muß bei der technischen Durchführung des Verfahrens ständig Wärme zugeführt werden. Darüber hinaus sind die Wärmeverluste durch Schmelzen von Ausgangsstoffen und durch Wärmestrahlung auszugleichen.
In der Technik wird bei 2000 °C gearbeitet. Bei dieser Temperatur entsteht Kalziumkarbid, das noch 10 ··· 15% Kalziumoxid und etwas Kohlenstoff enthält. Die erforderlichen hohen Temperaturen werden in einem wannenförmigen **Elektroofen** durch den elektrischen Lichtbogen und durch Widerstandserhitzung im geschmolzenen Stoff-

① Wieviel Gramm Kalziumkarbid werden theoretisch benötigt, damit bei der Umsetzung mit Wasser a) 560 ml, b) 1120 ml, c) 2240 ml und d) 5,6 l Äthin (Normzustand) entstehen?

② Auf welche Masse Äthin bezieht sich die Wärmemenge von 34 kcal, die bei der Herstellung des Gases aus Kalziumkarbid frei wird?

③ Stelle die Reaktionsgleichung für die vollständige Verbrennung von Äthin auf!

④ Wieviel Liter (Normzustand) Sauerstoff werden theoretisch benötigt, um 44,8 l (Normzustand) Äthin vollständig zu verbrennen?

⑤ Welcher Zusammenhang besteht zwischen dem Verhältnis Kohlenstoff zu Wasserstoff in den Kohlenwasserstoffen mit zwei Kohlenstoffatomen im Molekül und dem Aussehen der Flamme?

⑥ Berechne die Dichte des Äthins und vergleiche den erhaltenen Wert mit der Dichte von Äthen und Äthan!

⑦ Erläutere, welche Strukturänderung bei den Reaktionen zwischen Äthen und Brom und zwischen Äthin und Brom auftritt!

⑧ Berechne die Brommenge, die mit 1,12 l Äthin (Normzustand) durch Addition reagiert!

⑨ Stelle für die Addition von Wasserstoff an Äthin zwei Reaktionsgleichungen auf!

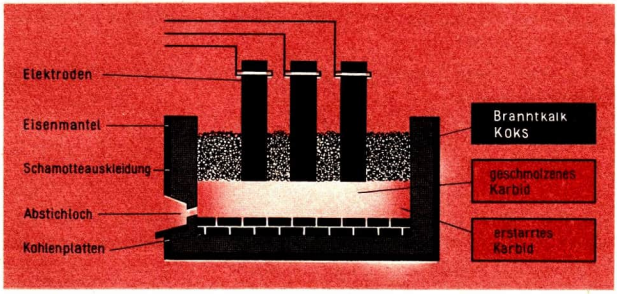


Abb. 94 Schematische Darstellung eines Karbidofens

gemisch erreicht (Abb. 94). Am Boden des Karbidofens sammelt sich geschmolzenes Kalziumkarbid, das periodisch abfließt.

Kalziumkarbid wird technisch aus Kalziumoxid und Koks im Elektroofen bei etwa 2000 °C hergestellt.

Unsere Republik verfügt über bedeutende Karbiderzeugungsanlagen im Kombinat VEB Chemische Werke Buna, Schkopau, und im VEB Stickstoffwerk Piesteritz. In einem modernen Karbidofen werden täglich etwa 200 t Kalziumkarbid erzeugt. Der Ofen hat

eine elektrische Leistung von 35 000 kW. Die Herstellung von Kalziumkarbid ist ein sehr energieintensiver Prozeß. Der Verbrauch an Elektroenergie eines Karbidofens ist mit dem Stromverbrauch einer Großstadt vergleichbar. Die Erhöhung der Produktion von Kalziumkarbid setzt deshalb eine Erweiterung der Anlagen zur Erzeugung von Elektroenergie voraus. ① ② ③ ④

Die Karbidöfen werden in den Nachtstunden mit voller Leistung betrieben, weil in dieser Zeit der Elektroenergiebedarf der gesamten Wirtschaft erheblich absinkt und die Kraftwerke ungenügend ausgelastet wären. Am Tage werden die Karbidöfen dagegen gedrosselt. Auf diese Weise erreicht man einen sehr wirtschaftlichen Betrieb. Der größte Teil des erzeugten Kalziumkarbids wird chemisch zu Äthin umgewandelt.

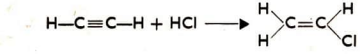
Für die weitere Entwicklung der chemischen Industrie in der Deutschen Demokratischen Republik stehen neben dem Äthin in zunehmendem Maße Produkte aus Erdöl und Erdgas zur Verfügung. Diese Stoffe lassen sich mit einem wesentlich geringeren Energieaufwand als Äthin herstellen.

Polyvinylchlorid 80

73 Ein schmaler Streifen Polyvinylchlorid wird in waagerechter Lage über einer kleinen Flamme erwärmt.

74 Eine Probe Polyvinylchlorid wird mit Hilfe eines ausgeglühten Kupferdrahtes in die entleuchtete Brennerflamme gebracht.

Durch Addition von Chlorwasserstoff an Äthin entsteht **Monochloräthen (Vinylchlorid) $CH_2{=}CHCl$**.



Monochloräthen
(Vinylchlorid)

Monochloräthen ist ein Chlorderivat des Äthens, es enthält eine Doppelbindung im Molekül. Wie das Äthen ist auch Monochloräthen zu Additionsreaktionen befähigt. Die wichtigste Reaktion des Monochloräthens ist die Polymerisation.

Allgemein lautet die Reaktionsgleichung für die Polymerisation von *n* Molekülen Monochloräthen:



Monochloräthen (Vinylchlorid) — Polyvinylchlorid

Es entsteht eine makromolekulare Verbindung, das **Polyvinylchlorid**, kurz **PVC** genannt. Die Enden der Makromoleküle sind mit Atomen oder Atomgruppen abgesättigt, die in der Formel nicht angegeben sind.

Polyvinylchlorid ist wie das Polyäthylen ein Gemisch von makromolekularen Stoffen verschiedener Molekülgröße. In den Molekülen von Polyvinylchlorid können mehrere tausend Moleküle Monochloräthen miteinander verknüpft sein. ⑤ ⑥

① Die Reaktionen zur Herstellung von Branntkalk aus Kalkstein und von Kalziumkarbid aus Branntkalk und Koks sind endotherm. Vergleiche die Temperatur des Kalkschachtofens mit der des Karbidofens! Wie werden die erforderlichen Temperaturen in beiden Reaktionsapparaten erreicht?

② Erkläre an Hand einer Schemazeichnung (↗ Abb. 94) die Arbeitsweise des Karbidofens!

③ Vergleiche die Grundform des Kalkschachtofens mit der Grundform des Karbidofens!

④ Was versteht man unter elektrischer Leistung?

⑤ Begründe, daß die Reaktion von Monochloräthen zu Polyvinylchlorid eine Polymerisation ist!

⑥ Berechne die relative Molekülmasse eines Makromoleküls, das aus 1500 Molekülen Monochloräthen entstanden ist!

⑦ Nenne Beispiele für anorganische Werkstoffe! Bei welchen Produkten werden häufig auch organische Werkstoffe an Stelle von anorganischen Werkstoffen verarbeitet?

Polyvinylchlorid 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 (Experiment 73) und kann dann umgeformt werden. Unter Einfluß starker Hitze wird es unter Schwarzfärbung und Bildung von Chlorwasserstoff zersetzt. Beim Erhitzen von Polyvinylchlorid in Gegenwart von Kupfer bildet sich Kupferchlorid, das die Flamme grün färbt (Experiment 74). Diese Flammenfärbung dient zum Nachweis von Halogenen in organischen Verbindungen und wird als **Beilstein-Probe** bezeichnet. Auf Grund seiner chemischen Widerstandsfähigkeit wird Polyvinylchlorid als Plast zu Formstücken, Profilen, Platten und Folien verarbeitet, für die es zahlreiche Anwendungsgebiete gibt (Abb. 95). ⑦

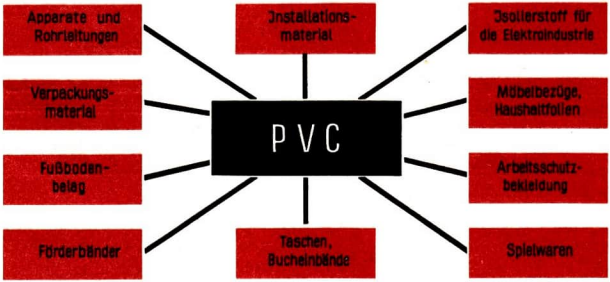


Abb. 95 Verwendung von Polyvinylchlorid.

▶ **Polyvinylchlorid PVC ist ein Polymerisationsprodukt des Monochloräthens (Vinylchlorids). Es wird als Werkstoff vielseitig verwendet.**

Benzol

Struktur

In den Molekülen von Kohlenwasserstoffen können die Kohlenstoffatome auch ringförmig angeordnet sein. Ein einfacher ringförmiger Kohlenwasserstoff ist **Benzol C_6H_6**. Benzol wurde schon 1825 entdeckt. Die Struktur des Benzols blieb jedoch lange ungeklärt. Im Jahre 1865 wurde von dem deutschen Chemiker *August Kekulé von Stradonitz* (Abb. 96) eine Strukturformel des Benzols entwickelt, die bei ringförmiger Anordnung der sechs Kohlenstoffatome abwechselnd eine Doppel- und eine Einfachbindung zwischen diesen enthält. Außerdem war jedes Kohlenstoffatom mit einem Wasserstoffatom verbunden.

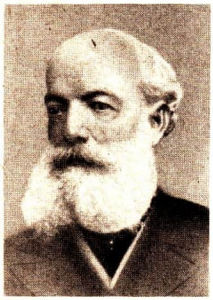
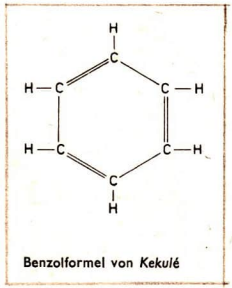


Abb. 96
August Kekulé von Stradonitz
(1829 bis 1896)



Benzolformel von *Kekulé*

Diese Strukturformel entspricht nicht mehr unserem heutigen Wissensstand, die Erkenntnisse *Kekulés* von der Benzolstruktur haben jedoch wesentlich zur Aufklärung der Struktur anderer Stoffe beigetragen. Mit Hilfe der Vorstellungen über den Aufbau des Benzols konnten die Grundlagen für wissenschaftlich und technisch bedeutsame Untersuchungen und Synthesen geschaffen werden. Die Benzolformel von *Kekulé* wird deshalb auch heute noch verwendet.

Tatsächlich bestehen zwischen den Kohlenstoffatomen des Benzols sechs gleichartige Einfachbindungen. Da außerdem jedes Kohlenstoffatom mit einem Wasserstoffatom verbunden ist, verbleibt noch ein Außenelektron je Kohlenstoffatom. Die sechs Elektronen sind nicht einzelnen Atomen zugeordnet, sondern über den ganzen Ring verteilt. Man bezeichnet die sechs Elektronen als **Elektronensextett**. Entsprechend der ringförmigen Anordnung der Kohlenstoffatome und Wasserstoffatome im Benzolmolekül (Abb. 97) und der chemischen Bindung kann man für Benzol folgende Strukturformel aufstellen:

① Wie reagieren Äthen und Äthin mit Bromwasser?

② Erläutere die Reaktion von Äthen mit Brom an Hand einer Reaktionsgleichung! Bilde die Namen der Reaktionsprodukte!

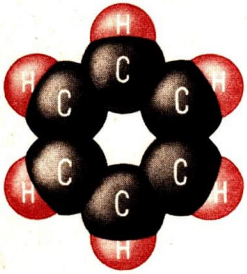
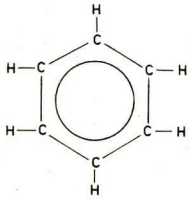


Abb. 97
Modell des Benzolmoleküls



Strukturformel



vereinfachte Strukturformel

Der Kreis in der Formel deutet das Elektronensextett an. Meist verwendet man die vereinfachte Strukturformel. Auch in den Molekülen von Benzolderivaten tritt ein Elektronensextett auf. Die besondere Elektronenanordnung in den Molekülen des Benzols und seiner Derivate wird als **aromatischer Zustand** bezeichnet. Benzol und seine Derivate sind **aromatische Verbindungen**. Die Bezeichnung „aromatische Verbindung" stammt aus einer Zeit, als verschiedene Stoffe in Unkenntnis ihrer Struktur nach äußeren Merkmalen (z. B. nach dem Geruch) eingeteilt wurden.

▶ **In jedem Benzolmolekül liegt ein Elektronsextett vor. Diese besondere Elektronenanordnung bezeichnet man als aromatischen Zustand.**

Eigenschaften

75 Speisefett und Maschinenöl werden in verschlossenen Reagenzgläsern mit Benzol geschüttelt.

76 Einige Tropfen Benzol werden in eine angewärmte, flache Schale gegeben. An die Schale wird ein brennender Holzspan herangeführt.

77 Etwas Benzol wird mit der doppelten Menge Bromwasser versetzt und geschüttelt. Die Einwirkung von Wärme und Sonnenlicht ist zu vermeiden! ① ②

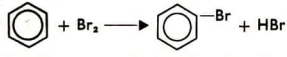
78 Benzol wird in einem Reagenzglas mit wenig Eisenfeilspänen und etwas Brom vermischt und leicht erwärmt.

Benzol ist eine farblose Flüssigkeit, die kaum in Wasser löslich ist. Es ist jedoch ein gutes Lösungsmittel für Fette, Öle, Harze und weitere organische Stoffe (Experiment 75).

Benzol bildet wie andere organische Verbindungen bei Zimmertemperatur leicht entzündliche Dämpfe, so daß es schon vor Berührung mit einer Flamme zu brennen beginnt (Experiment 76). Gemische von Benzoldämpfen mit Luft können explodieren. Benzoldämpfe sind giftig. Die stark rußende Flamme ist ein Beweis für die Anwesenheit von Kohlenstoff im Benzol (Experiment 76). ① ② ③

Die chemischen Eigenschaften des Benzols unterscheiden sich deutlich von denen der Alkene. Das deutet darauf hin, daß im Benzolmolekül keine Mehrfachbindungen vorhanden sind.

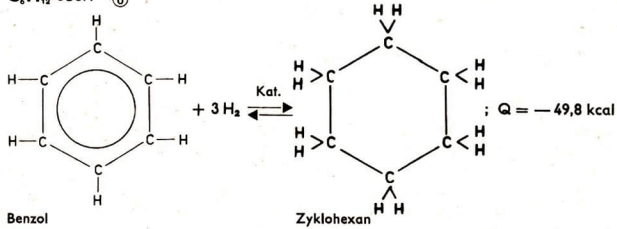
Der Nachweis von Mehrfachbindungen mit Bromwasser gelingt beim Benzol nicht ohne weiteres (Experiment 77). Bei Anwendung eines Katalysators reagiert Benzol bei 20 °C mit Brom, jedoch unter Entwicklung von Bromwasserstoff (Experiment 78).



Benzol Monobrombenzol

Diese Reaktion ist eine Substitution. ④ ⑤

Es gibt aber auch Additionsreaktionen des Benzols. So lagert es bei höheren Temperaturen in Gegenwart von Katalysatoren Wasserstoff an und geht dabei in **Zyklohexan** C_6H_{12} über. ⑥



Benzol Zyklohexan

▶ **Benzol kann durch Addition und Substitution in andere Verbindungen umgewandelt werden.**

Toluol, Styrol, Polystyrol 82

Ähnlich wie bei den kettenförmigen Kohlenwasserstoffen können auch Wasserstoffatome des Benzolmoleküls durch Alkyle ersetzt sein. In den Molekülen des Toluols[1], das den systematischen Namen **Methylbenzol** hat, steht jeweils ein Methyl-CH_3 an Stelle eines Wasserstoffatoms.



[1] Der Name Toluol ist von Tolubalsam abgeleitet, aus dem Toluol erstmalig hergestellt wurde.

① Begründe aus den physikalischen Eigenschaften, weshalb Benzolbrände nicht mit Wasser gelöscht werden können! (↗ Tafelwerk S. 48.)

② Wieviel Liter Sauerstoff (Normzustand) werden benötigt, um 39 g Benzol vollständig zu Kohlendioxid und Wasser zu verbrennen?

③ Berechne die prozentualen Anteile von Kohlenstoff und Wasserstoff in Benzol und Äthin! Erkläre das starke Rußen der Flamme bei der Verbrennung beider Kohlenwasserstoffe!

④ Begründe, weshalb die Umsetzung zwischen Brom und Benzol (in Gegenwart von Eisen als Katalysator) eine Substitution ist!

⑤ Welche Brommenge wird zur Darstellung von 314 g Monobrombenzol benötigt?

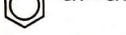
⑥ Wieviel Gramm Benzol können durch 33,6 l Wasserstoff (Normzustand) zu Zyklohexan umgewandelt werden?

⑦ Nenne kettenförmige Kohlenwasserstoffe, die Glieder einer homologen Reihe sind!

⑧ Styrol ist ein Derivat des Benzols. Stelle fest, ob Styrol als Homologes des Benzols anzusehen ist! Begründe deine Antwort!

In der vereinfachten Strukturformel bedeutet jeder vom Benzolring abgehende Strich, daß ein Wasserstoffatom im Benzolmolekül durch ein anderes Atom oder eine Atomgruppe ersetzt wurde. Die Formel des Benzols C_6H_6 unterscheidet sich von der Formel des Toluols $C_6H_5—CH_3$ durch die Differenz $—CH_2—$. Toluol ist daher ein Homologes des Benzols. ⑦

Ein weiterer aromatischer Kohlenwasserstoff ist das **Styrol**, das sich ebenfalls vom Benzol ableitet. Die Moleküle des Styrols enthalten eine Doppelbindung in der Seitenkette. ⑧

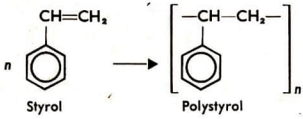


$C_6H_5—CH=CH_2$ Styrol

Toluol und Styrol sind leichtentzündliche Flüssigkeiten. Sie sind kaum in Wasser löslich, jedoch löslich in organischen Lösungsmitteln.

Styrol kann wie andere ungesättigte Verbindungen durch Addition in andere Stoffe übergeführt werden. Die technisch wichtigste Reaktion des Styrols ist die Polymerisation zu **Polystyrol**.

Allgemein kann man für die Polymerisation von *n* Molekülen Styrol folgende Gleichung aufstellen:



Styrol Polystyrol

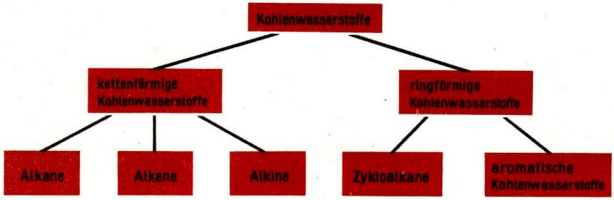
Die Enden der Makromoleküle sind mit Atomen oder Atomgruppen abgesättigt, die in der Formel nicht angegeben sind.

Polystyrol ist ein Gemisch unterschiedlich großer Makromoleküle. Es ist farblos, geruchlos und geschmackfrei, besitzt gute mechanische Festigkeit und ist ein guter elektrischer Isolator. Es läßt sich plastisch umformen. Aus Polystyrol werden Formteile für die Industrie (Platten, Stäbe, Rohre) und zahlreiche Artikel des Massenbedarfs, Spielwaren und Haushaltgeräte hergestellt. ① ②

Durch Polymerisation von Styrol entsteht ein hochwertiger Plast, das Polystyrol.

Vergleichende Betrachtung der Kohlenwasserstoffe 83

In den Molekülen von Kohlenwasserstoffen sind die Kohlenstoffatome zu verzweigten oder unverzweigten Ketten verbunden oder zu Ringen zusammengeschlossen.
③ ④



Alkane, Alkene und Alkine zeigen einige übereinstimmende Eigenschaften. Auf Grund der Strukturunterschiede treten aber deutliche Unterschiede im chemischen Verhalten zwischen Alkanen, Alkenen und Alkinen auf.
⑤ ⑥ ⑦

	Alkane	Alkene	Alkine
allgemeine Formel	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}
chemische Bindung	nur Einfachbindungen im Molekül	eine Doppelbindung im Molekül; alle anderen Bindungen sind Einfachbindungen	eine Dreifachbindung im Molekül; alle übrigen Bindungen sind Einfachbindungen
chemische Eigenschaft	gesättigt	ungesättigt	ungesättigt

Aromatische Kohlenwasserstoffe sind Derivate des Benzols. Ihre Moleküle enthalten ein Elektronensextett zwischen den 6 Kohlenstoffatomen des Benzolringes. Die Wasser-

① Welche ungesättigten Verbindungen sind dir bekannt?
Gib die Struktur- und die Summenformeln dieser Verbindungen an!

② a) Vergleiche die Zusammensetzung von Polyäthylen, Polyvinylchlorid und Polystyrol!
b) Warum ist Toluol nicht zur Polymerisation befähigt?

③ Nenne ein Alkan mit verzweigter Kohlenstoffkette im Molekül!

④ Stelle die Strukturformel für 3-Methylbuten-(1) auf!

⑤ Welche allgemeine Formel für kettenförmige Kohlenwasserstoffe entspricht der Formel für Zyklohexan?

⑥ Welche unterschiedlichen Eigenschaften treten bei Stoffen mit Atombindung und Stoffen mit Ionenbeziehung auf? (↗ S. 146)

⑦ Wodurch unterscheiden sich gesättigte und ungesättigte kettenförmige Kohlenwasserstoffe voneinander?

⑧ Welche Zusammensetzung hat die Atomgruppe, die im Styrolmolekül an den Benzolring gebunden ist?

⑨ Nenne Kohlenwasserstoffe, die zur Energieerzeugung verwendet werden!

stoffatome des Benzolmoleküls können durch Alkyle oder andere Atomgruppen ersetzt sein. Eine allgemeine Formel für aromatische Kohlenwasserstoffe läßt sich nicht aufstellen. ⑧

Der Aggregatzustand der Kohlenwasserstoffe bei Zimmertemperatur hängt von der Molekülgröße ab. Bis zu 4 Kohlenstoffatomen im Molekül sind Alkane, Alkene und Alkine gasförmig, von 5 Kohlenstoffatomen an flüssig. Die Grenze zwischen dem flüssigen und festen Aggregatzustand bei Zimmertemperatur ist bei Alkanen, Alkenen und Alkinen verschieden. Aromatische Kohlenwasserstoffe enthalten mindestens sechs Kohlenstoffatome im Molekül, bei Zimmertemperatur sind Benzol, Toluol und Styrol deshalb Flüssigkeiten.

Kohlenwasserstoffe sind zu verschiedenen chemischen Reaktionen befähigt. Für die technische Verwendung ist die Brennbarkeit der Kohlenwasserstoffe besonders wichtig. Die Kohlenwasserstoffe verbrennen bei ausreichender Sauerstoffzufuhr zu Kohlendioxid und Wasser. ⑨

In der chemischen Industrie werden die Kohlenwasserstoffe zu zahlreichen anderen organischen Verbindungen umgewandelt. Die Herstellung von organischen Verbindungen erfolgt durch Substitution, Addition und Eliminierung.

Substitutionen treten vor allem bei gesättigten Kohlenwasserstoffen auf, Additionen hauptsächlich bei ungesättigten Kohlenwasserstoffen. Eliminierungen sind bei gesättigten und ungesättigten Kohlenwasserstoffen möglich. Aromatische Kohlenwasserstoffe können durch Addition und Substitution in andere organische Verbindungen übergeführt werden.

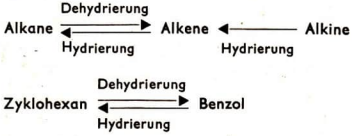
Den Reaktionstypen Substitution, Addition und Eliminierung lassen sich andere Reaktionen unterordnen. Die Polymerisationen sind Additionen. Auch Hydrierungen gehören zu den Additionen. Die Dehydrierungen sind Beispiele für Eliminierungen.

Reaktionstyp	Merkmal	■
Substitution	Ersatz von Atomen oder Atomgruppen durch andere Atome und Atomgruppen	Ersatz von Wasserstoffatomen durch Chloratome
Addition	Vereinigung von jeweils zwei oder mehreren Molekülen zu einem Molekül	Vereinigung von Äthenmolekülen mit Brommolekülen
Eliminierung	Austritt von zwei oder mehreren Atomen oder Atomgruppen aus je einem Molekül ohne Ersatz durch andere Atome oder Atomgruppen	Austritt von je zwei Wasserstoffatomen aus Äthanmolekülen

① ②

Kohlenwasserstoffe können durch chemische Reaktionen ineinander umgewandelt werden.

③



Aufarbeitung des Erdöls durch Destillation 84

79

Paraffinöl wird in der Apparatur nach Abbildung 98 erhitzt.

Kohlenwasserstoffe fallen bei der technischen Verarbeitung von Kohle, Erdöl und Erdgas an. Erdöl ist eine charakteristisch riechende hellbraune bis schwarzbraune Flüssigkeit, die je nach Zusammensetzung dünnflüssig bis zähflüssig ist. Alkane sind die Hauptbestandteile des Erdöls. Daneben treten in manchen Erdölen große Mengen ringförmiger gesättigter Kohlenwasserstoffe auf. ④

Erdöl besteht hauptsächlich aus einem Gemisch verschiedener Kohlenwasserstoffe.

Im Erdgas sind Kohlenwasserstoffe enthalten, die bei Zimmertemperatur im gasförmigen Aggregatzustand auftreten. Braunkohle und Steinkohle stellen im wesentlichen ein Gemisch makromolekularer Stoffe dar. Nur ein kleiner Teil des Kohlenstoffs der Kohle liegt als elementarer Kohlenstoff vor. Kohlenwasserstoffe können deshalb aus Kohle nur durch chemische Reaktionen hergestellt werden. ⑤

① Stelle die Reaktionsgleichungen für die vollständige Verbrennung von Propan und Propen auf!

② Erläutere an je einer Reaktionsgleichung die Begriffe Substitution, Addition und Eliminierung!

③ Stelle die Reaktionsgleichungen für die Dehydrierung von Äthan und für die Hydrierung von Äthin auf!

④ Wo befinden sich die wichtigsten Erdölvorkommen der Welt? (↗ Atlas)

⑤ Nenne einen Kohlenwasserstoff, der bei der Verkokung von Kohle entsteht! (↗ S. 124)

Aus Erdgas und Erdöl werden Kohlenwasserstoffe durch physikalische Vorgänge gewonnen. Die einzelnen Bestandteile des Erdöls unterscheiden sich vor allem durch ihre Siedetemperatur. Diese Eigenschaft der Kohlenwasserstoffe kann zur Trennung der Bestandteile des Erdöls ausgenutzt werden.
Beim Erhitzen eines Gemisches von Flüssigkeiten mit unterschiedlicher Siedetemperatur verdampfen die Stoffe mit niedriger Siedetemperatur schneller als Stoffe mit hoher Siedetemperatur. Die entstehenden Dämpfe werden abgeleitet, durch Kondensation in den flüssigen Aggregatzustand übergeführt und in verschiedenen Gefäßen aufgefangen. Dieses Trennverfahren wird **Destillation** genannt (Experiment 79).

▶ **Die Destillation ist ein Verfahren zur Trennung von Stoffgemischen durch Verdampfen der Bestandteile und anschließendes Kondensieren der Dämpfe.**

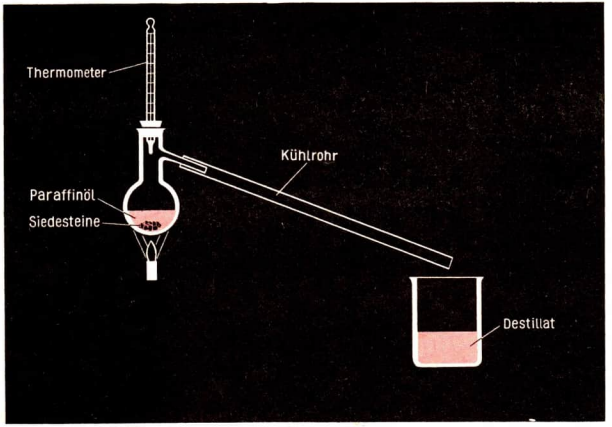


Abb. 98 Destillation von Paraffinöl

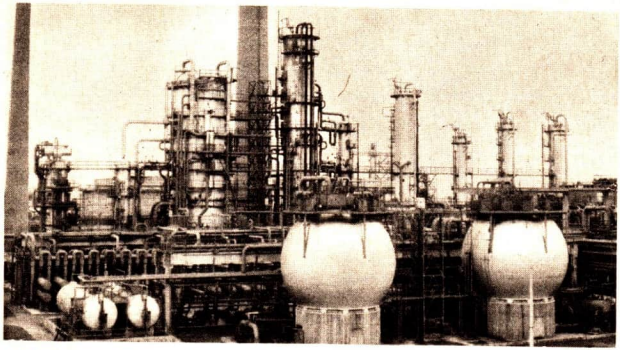
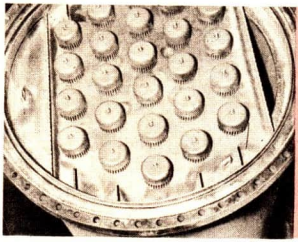


Abb. 99 Erdöldestillationsanlage im VEB Erdölverarbeitungswerk Schwedt

Destillationsvorgänge werden bei normalem Druck oder bei vermindertem Druck durchgeführt. Durch Druckverminderung kann die Siedetemperatur eines Stoffes herabgesetzt werden und eine Destillation von Stoffgemischen bei niedrigerer Temperatur ablaufen. ①

Erdöl kann durch Destillation in verschiedene **Erdölfraktionen** zerlegt werden. Dieser Vorgang wird als **fraktionierte Destillation** bezeichnet. Vor der Destillation ist eine Reinigung des Erdöls notwendig. Dabei werden vor allem Wasser und Salze aus dem Erdöl entfernt.

Bei der technischen Durchführung der fraktionierten **Destillation** wird das Erdöl stark erhitzt und von unten in einen **Fraktionierturm** (Abb. 99) geleitet, der durch zahlreiche waagerechte Glockenböden (Abb. 100 und 101) unterteilt ist. Die Temperatur der Glockenböden sinkt von unten nach oben, so daß sich auf den unteren Glockenböden



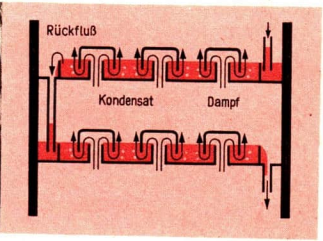


Abb. 100 Glockenböden eines Fraktionierturmes
Abb. 101 Schematische Darstellung der Glockenböden eines Fraktionierturmes

① Welche Verfahren zur Trennung von Stoffgemischen sind dir bekannt?

② Überlege, ob ein Fraktionierturm zur technischen Durchführung der Destillation kontinuierlich oder diskontinuierlich arbeitet!

③ Informiere dich über den Verlauf der Erdölleitung „Freundschaft"! (↗ Atlas.)

die Erdölfraktionen mit höherer Siedetemperatur ansammeln, leichter siedende Fraktionen dagegen von den oberen Glockenböden abgezogen werden können.
Der Rückstand der ersten Destillation wird nochmals erhitzt und unter vermindertem Druck in einem zweiten Fraktionierturm weiter zerlegt. Durch eine solche **Vakuumdestillation** können hochsiedende Anteile des Erdöls ohne chemische Zersetzung getrennt werden. ②

▶ **Das Erdöl wird durch Destillation in Fraktionen verschiedener Siedebereiche zerlegt.**

Die verschiedenen Verfahren zur Aufbereitung des Erdöls werden unter der Bezeichnung **Erdölchemie** zusammengefaßt. Wichtige Destillationsprodukte des Erdöls sind in Tabelle 28 angegeben.

Tabelle 28 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
Spindelöl, Maschinenöl, Zylinderöl	350 ··· 500 °C	Schmierstoffe
Rückstand	oberhalb 500 °C	Straßenbelag (Bitumen)

Die Aufbereitung von Erdöl wird in der Deutschen Demokratischen Republik in erster Linie im VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt durchgeführt. Dieser Betrieb liefert Kraftstoffe, Heizöl, Schmieröl und Ausgangsstoffe für die chemische Industrie. In den riesigen Tanklagern des Werkes endet die Erdölleitung „Freundschaft", die das im Gebiet von Kuibyschew geförderte sowjetische Erdöl in die Volksrepublik Polen, die Tschechoslowakische Sozialistische Republik, die Ungarische Volksrepublik und in die Deutsche Demokratische Republik führt. Ein beträchtlicher Teil der Destillationsprodukte des Erdöls wird zu Kraftstoffen verarbeitet. ③

Kraftstoffe sind Gemische, die sich hauptsächlich aus Kohlenwasserstoffen zusammensetzen.

Vergaserkraftstoff (Benzin) ist eine klare, mit Wasser nicht mischbare, leicht brennbare Flüssigkeit. Er ist aus niedrigsiedenden Alkanen (5 ··· 12 Kohlenstoffatome), Alkenen und ringförmigen Kohlenwasserstoffen zusammengesetzt. Vergaserkraftstoffe sind feuergefährlich.

Dieselkraftstoff (Dieselöl) ist eine helle brennbare Flüssigkeit. Er ist schwer entflammbar und daher weniger feuergefährlich. Dieselkraftstoff ist vor allem aus Kohlenwasserstoffen des Siedebereichs 230 ··· 350 °C zusammengesetzt. ①

In Abbildung 102 ist die Destillation von Erdöl schematisch dargestellt.

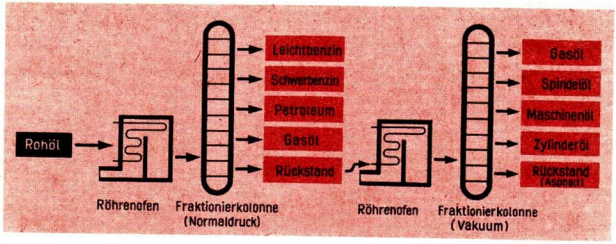


Abb. 102 Schematische Darstellung der Erdöldestillation

Herstellung von Petrolchemikalien 85

Kohlenwasserstoffe sind nicht nur Energieträger, sie werden seit etwa 30 Jahren in zunehmendem Maße als Ausgangsstoffe für chemisch-technische Verfahren genutzt. Chemische Verfahren, bei denen als Ausgangsstoffe Produkte aus Erdöl und Erdgas eingesetzt werden, sind **petrolchemische Verfahren.** Die Reaktionsprodukte der petrolchemischen Verfahren heißen **Petrolchemikalien.**

Die Petrolchemie ist ein Teilgebiet der chemischen Produktion. Durch petrolchemische Verfahren werden die Erzeugnisse der Erdölchemie zu Petrolchemikalien verarbeitet.

Der Petrolchemie wird die **Kohlenchemie** gegenübergestellt. Die Kohlenchemie umfaßt die Verfahren zur Veredlung der Kohlen. ②

Kracken

80

Paraffinöl tropft auf glühende Stahlwolle (Abb. 103). Die Reaktionsprodukte werden mit Bromwasser geprüft.

① Nenne Beispiele für Alkane, die als Bestandteile von Vergaserkraftstoff und Dieselkraftstoff auftreten können! (↗ S. 158)

② Welche Verfahren zur Veredlung der Kohle sind dir bekannt?

③ Die Reaktionsprodukte bei Krackprozessen entfärben Bromwasser (Experiment 80). Welche Schlußfolgerungen sind aus dem Ergebnis des Experiments zu ziehen?

④ Benenne die Kohlenwasserstoffe, die in den Reaktionsgleichungen für Krackprozesse auftreten!

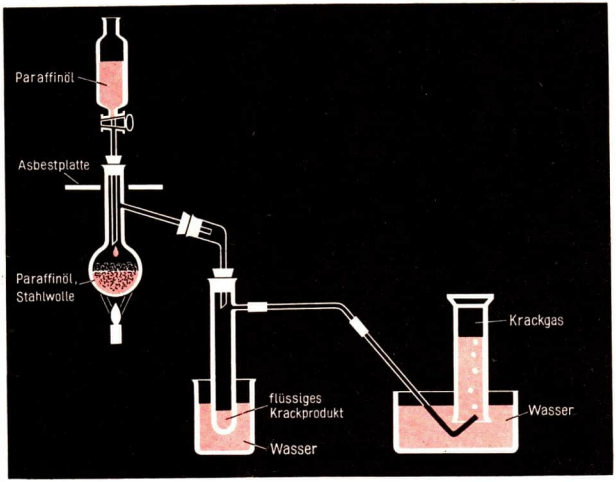


Abb. 103 Kracken von Paraffinöl

Die Moleküle von Kohlenwasserstoffen können beim Erhitzen in kleinere Bruchstücke zerfallen. Bei der Zersetzung von Alkanmolekülen entstehen dabei auch Moleküle ungesättigter Kohlenwasserstoffe. Diese Reaktionen werden als **Kracken** bezeichnet. (Experiment 80) ③

$$C_8H_{18} \longrightarrow C_3H_8 + C_2H_4 + C_3H_6$$

$$C_{10}H_{22} \longrightarrow \underbrace{C_4H_{10} + CH_4}_{\text{Alkane}} + \underbrace{2\,C_2H_4}_{\text{Alkene}} + \underbrace{C}_{\text{Kohlenstoff}}$$

Alkan

Beim Kracken werden die Moleküle von Kohlenwasserstoffen aufgespalten. ④

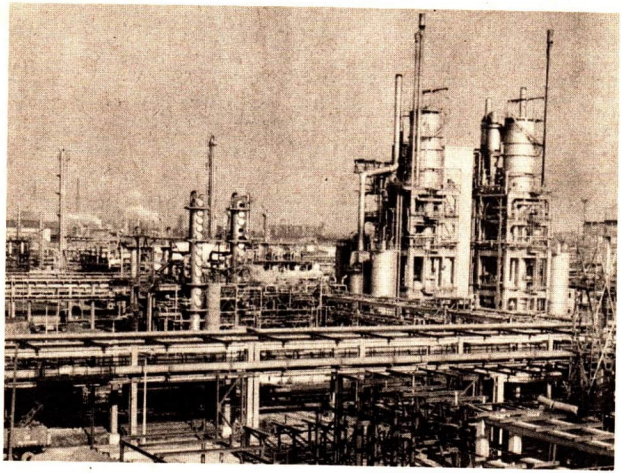


Abb. 104 Benzinspaltanlage im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"

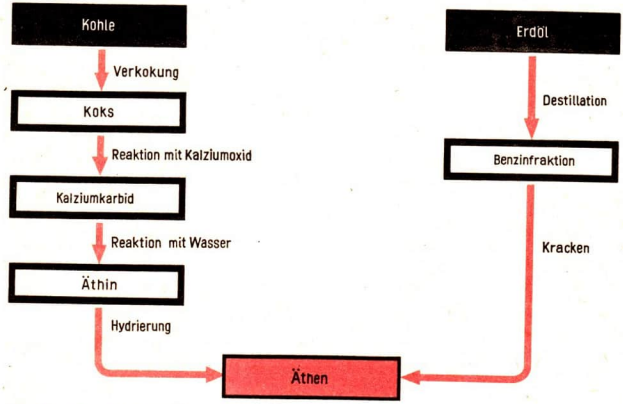


Abb. 105 Herstellung von Äthen aus Kohle und aus Erdöl (Schema)

① Stelle für die einzelnen Verfahren zur Herstellung von Äthen aus Kohle, Kalkstein und Wasser die Reaktionsgleichungen auf!

② Welche einzelnen Verfahren sind zur Erzeugung von Synthesegas aus Kohle und Erdöl erforderlich?

Das Kracken kann als thermische oder als katalytische Zersetzung ausgeführt werden.
Beim **thermischen Kracken** werden die Destillationsprodukte des Erdöls bei niedrigem oder hohem Druck stark erhitzt.
Die Zersetzung der Kohlenwasserstoffe wird auch beim **katalytischen Kracken** durch starkes Erhitzen bewirkt. Die ablaufenden Reaktionen werden jedoch durch Katalysatoren beeinflußt.
Die Zersetzung von Erdöldestillaten und von Erdgas kann so gesteuert werden, daß dabei hauptsächlich niedrigmolekulare ungesättigte Kohlenwasserstoffe entstehen. Im Werkteil II des VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" wird aus Benzinfraktionen des Erdöls Äthen durch Kracken hergestellt (Abb. 104). Die Herstellung von Äthen nach petrolchemischen Verfahren ist wesentlich rationeller als die Erzeugung aus Kohle, Kalkstein und Wasser (Abb. 105). ①

Herstellung von Synthesegas

Beim Kracken entstehen auch Methan und Äthan. Diese Alkane sind außerdem Bestandteile des Erdgases. In der chemischen Industrie finden Verfahren Anwendung, bei denen Methan und Äthan zu wasserstoffhaltigen Gasgemischen umgewandelt werden. ②

$$CH_4 + H_2O \xrightarrow{\text{Kat.}} CO + 3H_2$$

Gasgemische aus Kohlenmonoxid und Wasserstoff können als **Synthesegas** zur Herstellung von Plasten und Chemiefaserstoffen sowie von Düngemitteln verwendet werden.
Synthesegas entsteht auch nach Verfahren der Kohlenchemie. Die Herstellung des Synthesegases ist bei Verwendung der Rohstoffe Erdöl und Erdgas ökonomisch günstiger als beim Rohstoff Kohle.

Perspektiven der Erdölchemie in der Deutschen Demokratischen Republik

86

Die Rohstoffe Kohle und Erdöl sind wichtige Energieträger. Beträchtliche Mengen von Braunkohle werden in den Wärmekraftwerken unserer Republik zur Erzeugung von Elektroenergie verbraucht. Zur Erhöhung der Energieerzeugung werden diese Braunkohlenkraftwerke von Großtagebauen versorgt, die mit moderner Förder- und Gewinnungstechnik ausgestattet sind. Auch die Bestandteile des Erdöls dienen in erster Linie als Energieträger. Erdöl und seine Aufarbeitungsprodukte lassen sich über größere

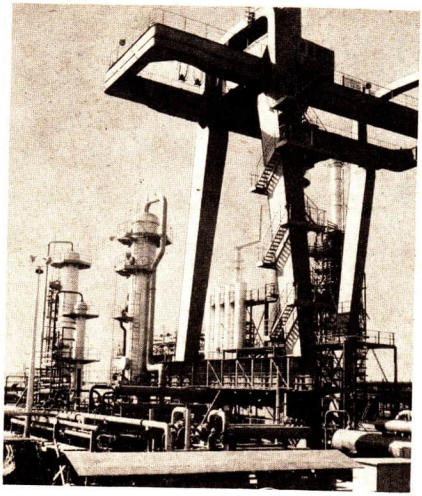


Abb. 106 Krackanlage im VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt

Entfernungen durch Rohrleitungen transportieren. Die Erdölleitung „Freundschaft" erstreckt sich über eine Länge von 4300 km. Vom VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt werden über eine Rohrleitung Vergaserkraftstoffe und andere Produkte der Erdölverarbeitung nach Berlin und Leuna geleitet.

Kohle und Erdöl sind auch Ausgangsstoffe für die chemische Industrie. Die industrielle Veredlung der Kohle wird seit mehr als 100 Jahren betrieben.

Die Verarbeitung von Produkten des Erdöls und Erdgases nach petrolchemischen Verfahren erfolgt erst seit etwa 30 Jahren. In dieser Zeit sind viele Verfahren zur Herstellung organischer Stoffe entwickelt worden. Diese petrolchemischen Verfahren sind den Verfahren der Kohlenchemie wirtschaftlich häufig überlegen. In vielen Industriestaaten der Welt werden deshalb Erzeugnisse der chemischen Industrie in zunehmendem Maße aus Erdöl und Erdgas hergestellt. In unserer Republik sind bisher nur unbedeutende Erdöl- und Erdgasvorkommen entdeckt worden. Deshalb sind zielgerichtete Forschungs- und Erkundungsarbeiten zur Erschließung von gewinnbaren Erdgasvorräten und der Erhöhung der Erdölförderung auf dem Gebiet der Deutschen Demokratischen Republik vorgesehen. Gegenwärtig müssen diese Rohstoffe noch vorwiegend importiert werden. Der größte Teil des importierten Erdöls stammt aus der wird die Lieferung von Erdgas aus der Sowjetunion beginnen. Dazu ist eine Erdgasleitung von der Sowjetunion in die Deutsche Demokratische Republik im Bau.

① Mit welchen Transportmitteln kann Erdöl außer durch Rohrleitungen befördert werden?

② Informiere dich in Zeitungen und Zeitschriften über Erdölverarbeitungswerke in anderen sozialistischen Ländern, die durch die Erdölleitung „Freundschaft" verbunden sind!

Der Bedarf an Erzeugnissen der chemischen Industrie steigt in der ganzen Welt stark an. So verdoppelt sich die Weltproduktion an Plastwerkstoffen etwa alle fünf Jahre. Die enge wissenschaftlich-technische Zusammenarbeit mit der Sowjetunion und anderen sozialistischen Staaten im Rat für Gegenseitige Wirtschaftshilfe ist eine Voraussetzung für die Weiterentwicklung der chemischen Produktion in unserer Republik. Die Steigerung der Produktion chemischer Erzeugnisse wird in erster Linie durch den Bau von Anlagen erreicht, die Erdöl und seine Destillationsprodukte verarbeiten. Gegenwärtig wird bei uns der größte Teil an Vergaserkraftstoffen und Dieselkraftstoffen nach Verfahren der Erdölchemie erzeugt. Jedoch auch die intensive Nutzung der Verfahren auf der Basis der Kohlenchemie ist zur Erhöhung unserer chemischen Produktion besonders an Plastwerkstoffen unerläßlich.

▶ **Erdöl und Erdgas sowie Kohle haben als chemische Rohstoffe und Energieträger hervorragende Bedeutung.**

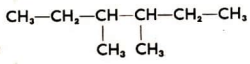
Neben der planmäßigen Steigerung des Anteils der Erdöl- und Erdgasverarbeitung zur Herstellung chemischer Produkte werden auch in den nächsten Jahren wichtige Verfahren der Kohlenchemie, wie die Produktion von Kalziumkarbid, weiter genutzt. Andere Verfahren der Kohlenchemie, wie die Verkokung und Vergasung, sind zur Erzeugung von Brennstoffen auch in Zukunft unentbehrlich.

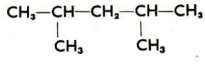
▶ **Kohlenchemie und Erdölchemie ergänzen sich in der Deutschen Demokratischen Republik sinnvoll zum größtmöglichen ökonomischen Nutzen.**

Wiederholung und Übung

87

1. Welche Bedeutung haben die Arbeiten *Wöhlers* und *Butlerows* für die Entwicklung der organischen Chemie?
2. Erläutere am Beispiel Chlorwasserstoff und Natriumchlorid den Unterschied zwischen Atombindung und Ionenbeziehung!
3. Erläutere aus der Stellung des Kohlenstoffs im Periodensystem, warum der einfachste Kohlenwasserstoff die Formel CH_4 haben muß!
4. Erläutere an Hand der Strukturformeln von Butan und Pentan, warum diese Verbindungen als gesättigte Kohlenwasserstoffe bezeichnet werden!
5. Bilde die Namen für folgende Verbindungen:





6. Wie weist man Mehrfachbindungen in (ungesättigten) Kohlenwasserstoffen nach?
7. Vergleiche Addition und Substitution und nenne Beispiele für beide Reaktionstypen (Reaktionsgleichungen)!
8. Welche Menge Brom wird benötigt, um 33,6 l Äthen (Normzustand) in Dibromäthan umzuwandeln?
9. Erläutere die technische Herstellung von Äthin ausgehend von Kohle!
10. Nenne Reaktionen des Äthins, und stelle die entsprechenden Reaktionsgleichungen auf!
11. Vergleiche das chemische Verhalten des Benzols mit dem ungesättigter kettenförmiger Kohlenwasserstoffe!
12. Nenne eine Substitutionsreaktion des Benzols!
13. Aus welchen Stoffen ist Erdöl zusammengesetzt?
14. Erläutere die destillative Aufarbeitung des Erdöls!
15. Nenne wichtige Destillationsprodukte des Erdöls!
16. Nenne Alkane mit Formel und Namen, deren Siedetemperatur zwischen 50 und 200 °C liegt!
17. Warum führt man die Destillation des hochsiedenden Erdölanteils im Vakuum durch?
18. Erläutere das Prinzip des Krackverfahrens!
19. Welche Bedeutung haben die Erdölimporte aus der Sowjetunion für unsere Republik?
20. Nenne wichtige Kraftstoffe und ihre Zusammensetzung!
21. Begründe die vorrangige Entwicklung der Petrolchemie aus dem Anteil der chemischen Industrie am Verbrauch von Elektroenergie!
22. Welche Vorteile bietet eine Erdölleitung gegenüber dem Transport mit Verkehrsmitteln?

Schülerexperimente

Darstellung einer sauerstoffhaltigen Säure in Lösung

Aufgabe

1

Verbrenne Schwefel, löse das Oxid in Wasser und prüfe anschließend die Lösung mit einem Indikator!

Vorbetrachtung

1. Welcher Stoff entsteht bei der Verbrennung von Schwefel?
2. Welche wichtigen Säuren enthalten Schwefel?
3. Wie erkennt man die saure Reaktion einer Lösung? Wodurch wird sie bedingt?

Geräte und Chemikalien

Rundkolben
Gummistopfen mit Verbrennungslöffel
Gummistopfen
Spritzflasche
Brenner

Schwefel
Wasser
Unitest-Lösung

Arbeitsanweisung

Vorsicht! Beim Verbrennen von Schwefel entsteht ein giftiges Gas. Es darf nicht eingeatmet werden!

1. Entzünde wenig Schwefel auf einem im Gummistopfen befestigten Verbrennungslöffel!
2. Bringe den brennenden Schwefel in den Rundkolben, verschließe diesen und warte, bis die Verbrennung beendet ist!
3. Entferne den Gummistopfen mit dem Verbrennungslöffel aus dem Rundkolben und gieße etwa 15 ml Wasser in den Rundkolben!
4. Verschließe den Rundkolben mit einem Gummistopfen und mische die Gase und das Wasser durch Schütteln!
5. Öffne den Rundkolben und gib einige Tropfen Indikatorlösung zu der Flüssigkeit im Rundkolben!
6. Formuliere die Ergebnisse deiner Beobachtungen!
7. Stelle die chemischen Gleichungen auf!

Darstellung einer Basenlösung

2

Aufgabe

Erwärme Kalziumoxid zusammen mit Wasser in einem Reagenzglas, filtriere und prüfe die Lösung mit einem Indikator!

Vorbetrachtung

1. Wie kann Kalziumoxid dargestellt werden?
2. Wie erkennt man die basische Reaktion einer Lösung?
3. Welche Ionenarten sind in Basenlösungen enthalten?

Geräte und Chemikalien

2 Reagenzgläser
Trichter
Rundfilter
Spatel
Stativ
Spritzflasche
Brenner

Kalziumoxid
Wasser
Unitest-Lösung

Arbeitsanweisung

Vorsicht! Kalziumoxid und die entstehende Basenlösung wirken ätzend! Sie dürfen nicht auf die Haut oder in die Augen gelangen!

1. Bringe mit dem Spatel eine erbsengroße Menge Kalziumoxid in das Reagenzglas!
2. Gieße etwa 5 ml Wasser zu Kalziumoxid und erwärme das Gemisch vorsichtig!
3. Lasse den Reagenzglasinhalt etwas abkühlen, filtriere und fange das Filtrat in einem zweiten Reagenzglas auf!
4. Gib einige Tropfen Indikatorlösung zum Filtrat und beobachte, ob sich die Farbe des Indikators verändert!
5. Werte die Beobachtungen aus und stelle die chemische Gleichung auf!

Neutralisation

3

Aufgabe

Gib zu verdünnter Natriumhydroxidlösung in Gegenwart eines Indikators verdünnte Salzsäure!

Vorbetrachtung

1. Welche Ionen enthalten a) Natriumhydroxidlösung, b) verdünnte Salzsäure und c) Wasser?
2. Wie kann man die saure, basische oder neutrale Reaktion einer Lösung erkennen?

Geräte und Chemikalien

Becherglas (50 ml)	verdünnte Natriumhydroxidlösung
Halbmikrotropfer	verdünnte Salzsäure
Glasstab	Unitest-Lösung

Arbeitsanweisung

Vorsicht! Beachte die ätzende und zerstörende Wirkung von Säurelösungen und Basenlösungen. Diese Lösungen dürfen nicht auf Haut, Kleidungsstücke oder Einrichtungsgegenstände gelangen!

1. Gib in das Becherglas etwa 5 ml verdünnte Natriumhydroxidlösung und setze einige Tropfen Indikatorlösung hinzu!
2. Sauge mit dem Halbmikrotropfer verdünnte Salzsäure an!
3. Gib aus dem Halbmikrotropfer tropfenweise und unter Umrühren Säurelösung zur Hydroxidlösung, bis der Indikator eben seine Farbe ändert!
4. Stelle die chemische Gleichung in Ionenschreibweise auf!

Darstellung einer Salzlösung und eines Salzes

Aufgabe

Erwärme in einem Reagenzglas Kupfer(II)-oxid mit verdünnter Schwefelsäure, filtriere und lasse von einem Teil des Filtrats das Wasser verdunsten!

Vorbetrachtung

1. Welche Ionen enthält verdünnte Schwefelsäure?
2. Welche Ionenarten liegen in einer Salzlösung vor?
3. Welche Farbe hat Kupfer(II)-sulfat?
4. Wie kann man einen gelösten Stoff aus der Lösung zurückgewinnen?

Geräte und Chemikalien

2 Reagenzgläser	Kupfer(II)-oxid
Trichter	verdünnte Schwefelsäure
Rundfilter	
Kristallisierschale	
Spatel	
Brenner	
Stativ	
Lupe	

Arbeitsanweisung

Vorsicht! Beachte, daß mit Säurelösung gearbeitet wird! Erwärme vorsichtig, damit keine Flüssigkeit verspritzt!

1. Gib mit einem Spatel eine kleine Probe Kupfer(II)-oxid in ein Reagenzglas und gieße etwa 4 ml verdünnte Schwefelsäure hinzu!
2. Erwärme das Gemisch im Reagenzglas vorsichtig!
3. Lasse den Reagenzglasinhalt etwas abkühlen und betrachte ihn!
4. Filtriere und fange das Filtrat in einem Reagenzglas auf!
5. Formuliere die Beobachtungsergebnisse und stelle die chemische Gleichung auf!
6. Gieße die Hälfte des Filtrats in eine Kristallisierschale und betrachte nach einigen Tagen den Rückstand in der Kristallisierschale mit einer Lupe!

Darstellung von Wasserstoff

5

Aufgabe

Stelle in einer selbstentworfenen Apparatur Wasserstoff aus Zink und verdünnter Schwefelsäure dar, fange das entstehende Gas pneumatisch auf und untersuche seine Eigenschaften!

Vorbetrachtung

1. Was sind unedle Metalle?
2. Vergleiche wichtige Eigenschaften von Wasserstoff und Sauerstoff!
3. Warum darf in eine Apparatur zur Darstellung von Wasserstoff keine Luft einströmen?
4. Warum werden Gase oft pneumatisch aufgefangen? Wie geht man dabei vor?
5. Welche Vorsichtsmaßnahmen sind beim Umgang mit Wasserstoff notwendig?
6. Wie wird Wasserstoff nachgewiesen?

Geräte und Chemikalien

Geräte entsprechend den zu entwerfenden Apparaten

Zink (granuliert)
verdünnte Schwefelsäure
Wasser

Arbeitsanweisung

Vorsicht! Beachte, daß mit Säurelösung gearbeitet wird und Wasserstoff mit Luft explosive Gemische bildet! Während des Ablaufs der Reaktion darf auf dem Arbeitsplatz keine Flamme brennen!

1. Skizziere eine geeignete Apparatur, die gestattet, die Säurelösung langsam und ohne Zustrom von Luft in den Reaktionsraum zu Zink fließen zu lassen und das Gas pneumatisch aufzufangen!
2. Stelle die Apparatur nach Zustimmung des Lehrers zusammen!
3. Lasse verdünnte Schwefelsäure im Reaktionsraum der Apparatur zu Zink fließen!
4. Fange das entstehende Gas pneumatisch auf und verschließe das gasgefüllte Auffanggefäß!
5. Weise nach, daß das dargestellte Gas Wasserstoff ist!
6. Stelle die chemische Gleichung auf und erkläre die Reaktion!

Reaktion von Salzsäure mit Metalloxiden

Aufgabe

6

Stelle Blei(II)-chlorid- oder Kupfer(II)-chloridlösung aus Blei(II)-oxid beziehungsweise Kupfer(II)-oxid und verdünnter Salzsäure dar!

Vorbetrachtung

Gib die allgemeine chemische Reaktion an, die dieser Umsetzung zugrunde liegt!

Geräte und Chemikalien

Reagenzglas
Reagenzglashalter
Brenner
Spatel

Blei(II)-oxid oder Kupfer(II)-oxid
verdünnte Salzsäure

Arbeitsanweisung

Vorsicht! Beachte, daß mit Säurelösung gearbeitet wird!

1. Gib in das Reagenzglas wenige Milliliter verdünnte Salzsäure!
2. Erhitze die Salzsäure zum Sieden! **Vorsicht!** Salzsäure darf nicht verspritzen!
3. Gib in die heiße Salzsäure das Metalloxid, bis es nicht mehr reagiert!
4. Kühle die heiße Lösung ab! Was kannst du beobachten?
5. Deute deine Beobachtungen! Stelle die chemische Gleichung auf!

Fällung von Silberchlorid, Silberbromid und Silberjodid

Aufgabe

7

Fälle a) Silberchlorid aus Chloridlösungen, b) Silberbromid aus Bromidlösungen und c) Silberjodid aus Jodidlösungen!

Vorbetrachtung

1. Aus welchen Ionen besteht a) Silberchlorid, b) Silberbromid und c) Silberjodid?
2. Welche der unter 1. genannten Ionen liegen in a) Chloridlösungen, b) Bromidlösungen und c) Jodidlösungen vor?
3. Welche Ionen müssen zugesetzt werden, um a) Silberchlorid, b) Silberbromid und c) Silberjodid auszufällen?
4. Welche Lösung enthält die unter 3. genannten Ionen?
5. Auf Grund welcher Eigenschaft kommt es zur Ausfällung von Silberchlorid, Silberbromid oder Silberjodid?

Geräte und Chemikalien

Halbmikro-Reagenzgläser
Halbmikrotropfer

Chlorid- oder Bromidlösung oder Jodidlösung
Silbernitratlösung
verdünnte Salpetersäure

Arbeitsanweisung

Vorsicht! Beachte, daß mit Säurelösung gearbeitet wird!

1. Gib einige Tropfen von der Chlorid-, Bromid- oder Jodidlösung in ein Halbmikro-Reagenzglas!
2. Setze mit dem Halbmikrotropfer 1 ··· 2 Tropfen verdünnte Salpetersäure hinzu!
3. Tropfe 1 ··· 3 Tropfen Silbernitratlösung hinzu! Was beobachtest du?
4. Deute deine Beobachtung! Stelle für die Reaktion die chemische Gleichung in Ionenschreibweise auf!

Reaktion von Halogenen mit Halogeniden

Aufgabe

Untersuche, welche Halogene andere Halogene aus deren Salzen freisetzen!

Vorbetrachtung

1. Welche Farben haben die Lösungen von Brom und Jod in Tetrachlormethan?
2. Welche Teilchen liegen in Chlormolekülen, Brommolekülen und Jodmolekülen vor?
3. Welche Teilchen liegen in Chloridlösungen, Bromidlösungen und Jodidlösungen vor?
4. Wie entstehen aus Chlor-, Brom- und Jodatomen die entsprechenden Ionen?
5. Lies Aufgabe ③ auf Seite 101! Übertrage die Tabelle in dein Heft! Entscheide, welche Stoffe du miteinander reagieren lassen mußt, um die gestellte Frage beantworten zu können!

Geräte und Chemikalien

Reagenzgläser
Gummistopfen
Halbmikrotropfer

Bromidlösung
Jodidlösung
Chlorwasser
Bromwasser
Tetrachlormethan

Arbeitsanweisung

Vorsicht! Tetrachlormethandämpfe sind giftig und dürfen nicht eingeatmet werden!

1. Gib in ein Reagenzglas 2 ml von der Bromid- oder Jodidlösung!
2. Setze zu dieser Lösung mit einem Halbmikrotropfer einige Tropfen Chlorwasser beziehungsweise Bromwasser hinzu! Beobachte die Farbe der Lösung!
3. Gib mit einem anderen Halbmikrotropfer wenige Tropfen Tetrachlormethan zu der Lösung!

4. Verschließe das Reagenzglas mit einem Gummistopfen und schüttle kräftig! Beobachte die Farbe des Tetrachlormethans!
5. Welcher Stoff ist im Tetrachlormethan gelöst? Woraus ist er entstanden?
6. Stelle die chemische Gleichung für die Reaktion in Elektronenschreibweise auf! Kennzeichne diese Reaktion als Reaktion mit Elektronenübergang!
7. Löse Aufgabe ③ auf Seite 101!

Karbonatgehalt einer Bodenprobe

Aufgabe

9

Prüfe eine Bodenprobe qualitativ auf Karbonat!

Vorbetrachtung

1. Was versteht man unter Karbonat?
2. Erläutere die Reaktion von Säurelösung mit Karbonat!
3. Erkläre die Reaktion zwischen Kohlendioxid und Kalziumhydroxidlösung!
4. Erläutere den Nachweis von Karbonat!

Geräte und Chemikalien

Uhrglasschale	Bodenprobe
Halbmikrotropfer	verdünnte Salzsäure
Glasstab, schwarz lackiert	Kalziumhydroxidlösung

Arbeitsanweisung

Vorsicht! Salzsäure und Kalziumhydroxidlösung sind giftig und wirken auf Haut und Gewebe ätzend!

1. Tropfe mit Hilfe des Halbmikrotropfers einige Tropfen verdünnte Salzsäure auf die Bodenprobe, die sich auf einer Uhrglasschale befindet!
2. Benetze den Glasstab mit Kalziumhydroxidlösung und halte diesen sofort dicht über die mit verdünnter Salzsäure versetzte Bodenprobe!
3. Beobachte das Aussehen der Kalziumhydroxidlösung am Glasstab!
4. Entwickle die chemischen Gleichungen für die abgelaufenen chemischen Reaktionen!

Aufgabe

10

Bestimme quantitativ den Gehalt einer Bodenprobe an Kalziumkarbonat!

Vorbetrachtung

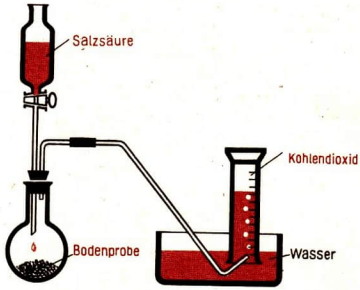
1. Welche Hauptbestandteile enthält der Boden?
2. Welche Bedeutung hat Kalk für die Bodendüngung?
3. Nenne die Namen für die Stoffe mit den Formeln $CaCO_3$ und $Ca(OH)_2$!

4. Entwickle die chemische Gleichung für die Reaktion von Kalziumkarbonat mit Salzsäure!
5. Erläutere den Gang der Berechnung des Kalziumkarbonatgehaltes einer Bodenprobe!
6. Erläutere den Aufbau der Geräteanordnung zur quantitativen Bestimmung von Kohlendioxid aus einer Bodenprobe (↗ Abb.)!

Geräte und Chemikalien

Gasentwickler
Gasableitungsrohr
pneumatische Wanne mit Einsatz
Meßzylinder (100 ml)
Stativ

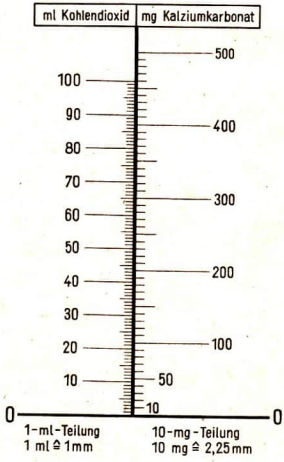
Bodenprobe, eingewogen
verdünnte Salzsäure
Natriumchlorid
Wasser



Arbeitsanweisung

Vorsicht! Salzsäure ist giftig und wirkt auf Haut und Gewebe ätzend!

1. Baue die Geräteanordnung nach der Abbildung zusammen! Befestige den Gasentwickler am Stativ!
2. Gib verdünnte Salzsäure in den Tropftrichter des Gasentwicklers!
3. Stelle eine gesättigte Lösung von Natriumchlorid in Wasser her!
4. Gib diese Lösung in die pneumatische Wanne! Fülle den Meßzylinder mit Flüssigkeit und stelle ihn umgekehrt auf den Einsatz! Beachte, daß das Gasableitungsrohr unter der Öffnung des Meßzylinders in die Flüssigkeit eintaucht!
5. Fertige ein Meßprotokoll an! Notiere die Masse der eingewogenen Bodenprobe in Gramm!
6. Gib verdünnte Salzsäure tropfen-



weise zur Bodenprobe, bis kein Gas mehr aus dem Gasableitungsrohr in den Meßzylinder entweicht!

7. Ermittle das Volumen des aufgefangenen Gases im Meßzylinder und notiere es im Meßprotokoll!
8. Ermittle die Masse Kalziumkarbonat aus dem Volumen des Kohlendioxids mit Hilfe des Skalennomogramms (↗ Abb.)!
9. Berechne den Gehalt der Bodenprobe an Kalziumkarbonat in Prozent!
10. Berechne den Karbonatgehalt einer untersuchten Bodenprobe in Prozent, wenn aus 10 g Boden bei 20 °C und 760 Torr 100 ml Kohlendioxid durch Reaktion mit Säurelösung freigesetzt werden. Benutze das Skalennomogramm!

Darstellung der Eigenschaften des Äthins

Aufgabe

11

Stelle Äthin aus Kalziumkarbid und Wasser dar!
Prüfe das Verhalten von Äthin gegen Bromwasser sowie das Aussehen der Äthinflamme!

Vorbetrachtung

1. Welche Kohlenwasserstoffe werden als „ungesättigt" bezeichnet?
2. Welche Strukturbesonderheit weist Äthin auf?
3. Stelle die chemische Gleichung für die Darstellung von Äthin aus Kalziumkarbid und Wasser auf!
4. Warum entsteht bei der Reaktion von Kalziumkarbid mit Wasser kein Kalziumoxid?
5. Welche chemischen Reaktionen werden als Additionsreaktionen bezeichnet?

Geräte und Chemikalien

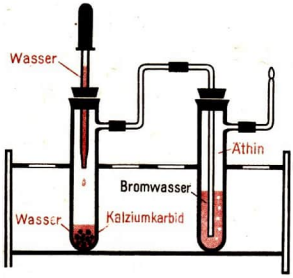
2 Reagenzgläser mit seitlichem Ansatzrohr
2 dazu passende durchbohrte Gummistopfen
langer Halbmikrotropfer
2 rechtwinklig gebogene Glasrohre,
ein Schenkel lang
rechtwinklig gebogenes Glasrohr,
ein Ende zur Spitze ausgezogen
Reagenzglasgestell
Spatel
3 Gummischlauchstücke

Kalziumkarbid
verdünntes Bromwasser
Wasser

Arbeitsanweisung

Vorsicht! Äthin-Luft-Gemische sind explosiv! Zu Anfang des Experiments darf sich keine offene Flamme in der Nähe der Apparatur befinden! Das ausströmende Gas darf erst gegen Ende des Experiments entzündet werden, wenn die eingesetzten Reagenzien deutlich mit Äthin reagiert haben.

1. Baue die Apparatur mit leeren Reagenzgläsern nach der Abbildung auf! Bevor du die Glasrohre in die Stopfenbohrungen einschiebst, feuchte die Bohrungen gut mit Wasser an!
   Vorsicht! Glasrohre brechen besonders leicht an den gewinkelten Stellen! Benutze niemals den gewinkelten Teil des Glasrohres beim Einschieben des Rohres in die Bohrungen als Hebelarm!
   Feuchte auch die Schlauchstücke vor dem Aufschieben auf die Glasrohre gut an!



2. Fülle in das linke Reagenzglas, das trocken sein muß, etwa 1 cm hoch Kalziumkarbid ein!
3. Gib in das rechte Reagenzglas etwa 2 cm hoch verdünntes Bromwasser! Die Farbe dieser Lösung soll nur blaßgelb sein.
4. Fülle den Halbmikrotropfer, der bereits in der Stopfenbohrung steckt, mit Wasser! Setze ihn mittels des Stopfens fest auf das linke Reagenzglas!
5. Nachdem du den festen Sitz aller Stopfen nachgeprüft hast, lasse durch sanften Druck auf das Gummihütchen des Tropfers langsam Wasser auf das Kalziumkarbid tropfen!
   Die Wasserzugabe muß so geregelt werden, daß ein mäßiger Gasstrom durch das Bromwasser perlt.
   Welche Veränderungen kannst du am Bromwasser beobachten?
6. Nachdem die Veränderung am Bromwasser deutlich sichtbar geworden ist, entzünde das am Ende der Apparatur ausströmende Äthin!
   Welches Aussehen hat die Äthinflamme?
   Warum darfst du das ausströmende Gas nicht sofort zu Beginn des Experiments entzünden?
7. Fasse mit der Hand an die Stelle des linken Reagenzglases, wo sich das Kalziumkarbid beziehungsweise sein Reaktionsprodukt befindet!
   Was stellst du fest? Erläutere deine Beobachtung!
8. Lösche die Äthinflamme und stelle dann die Apparatur unter den Abzug!
9. Erläutere an Hand der chemischen Gleichung die Veränderung, die Äthin bei Bromwasser verursacht hat!

Register

A

Achterschale 17
Addition 166
Aktivierungsenergie 121
Alkane, allgemeine Formel 157
—, homologe Reihe 156···158
—, Namen 157, 161
Alkene, allgemeine Formel 169
—, homologe Reihe 168
—, Namen 168
Alkine, allgemeine Formel 170
—, homologe Reihe 169, 170
—, Namen 170
Alkyle 160
Aluminat-Ionen 80
Ammonium-Ionen 99
Amphoterie 80
aromatischer Zustand 177
Arrhenius, Svante 32
Äthen 164
Äthin 170···172, 201
Atombau 9···22
—, Entwicklung der Erkenntnisse 20···22
Atombindung 27···29
—, Aufbau und Eigenschaften von Stoffen 28
—, mit teilweisem Ionencharakter 35
—, Wesen 27
Atomgitter 105
Atomhülle 13, 72, 73
Atomkern 10
Atommasse, relative 9
Atommodell 18
—, *Rutherford-Bohr*sches 21
—, *Rutherfords* 21
Ätzkalk 56
Aufenthaltswahrscheinlichkeit, Raum größter 14
Außenelektron 16
Außenschale 16
Avogadro, Amadeo 137
Azetylen s. Äthin

B

Basen 51···60
—, Darstellung 52···54, 194
—, Eigenschaften 51, 52
—, Zusammensetzung 51
Beilstein-Probe 175
Benzol 176···178
—, Eigenschaften 177, 178
—, Struktur 176, 177
Beton 118
Bilkenroth, Georg 129
Bindung, chemische 27···42, 145, 146
Bohr, Niels 20, 21
Born, Max 22
Branntkalk 115
Braunkohlenveredlung 129
Brom 99
Bromide 100
Bromwasserstoff 100
Butlerow, Alexander Michailowitsch 153, 162

C

Chadwick, James 21
Chemie, organische 154
Chlor 90···93
—, Darstellung und Eigenschaften 90
—, Verwendung 92, 93
Chloride 93···97
—, Darstellung 93, 94
—, Eigenschaften und Nachweis 94···97
Chlorid-Ionen 97
Chlorwasser 92
Chlorwasserstoff 97···99
—, Darstellung 97
—, Eigenschaften und Verwendung 98, 99
Chlorwasserstoffsäure 98

D

Dalton, John 20, 21
Dehydrierung 166
Demokrit 20
Derivate 162
Destillation 183
—, fraktionierte 184
—, Vakuum- 185
Diamant 104···106
Dichlormethan 163
Dichte von Gasen 139···141
Dieselkraftstoff 186
Dipol 35
Dissoziation 31
Dissoziationsgleichung 31, 32
Doebereiner, Johann Wolfgang 84, 85
Doppelbindung 165
Dreifachbindung 165
Dubna, Kernforschungsinstitut 22
Düngemittel, mineralische 63···65

E

Elektronegativitätstabelle 36, 77, 78
Elektronen 9, 13
Elektronenpaar, gemeinsames 28
Elektronenschalen, Benennung 16, 17
—, Anordnung der Elektronen 18···20
Elektronenschreibweise 16, 17
Elektronensextett 177
Elektroofen 172, 173
Eliminierung 166
Energieniveau 14
Energieniveauschema 14
Erdöl 182···191
—, Aufbereitung durch Destillation 182···185
—, Destillationsprodukte 185
—, Zusammensetzung 182
Erdölchemie 185, 189···192
Erdölfraktion 184

F

Fällungsreaktionen 96, 197
Ferngasnetz 129
Flüssiggase 158
Fraktionierturm 184
Funktionen, lineare 132

G

Gegenstromprinzip 116
Gesetz der Periodizität 73, 85
Giftgesetz 43
Graphit 104···106
Gruppencharakter 82

H

Halogene 89
Hauptgruppe, I.···III. 82···84
—, VII. 89···102
— —, Übersicht 90
—, IV., Übersicht 104
Hauptgruppenelemente 70
—, Atombau 72, 73
—, Charakter der Oxide 78···80
—, Wertigkeit 74, 75
Heisenberg, Werner 22
homologe Reihe 157
Hydrierung 166
Hydroxid-Ionen 38, 51

I

Indikatoren 46, 52
Ionen 23···26, 38
—, negative 24
—, positive 23
—, Vergleich mit Atomen 25, 26
—, zusammengesetzte 38
Ionenbeziehung 29···32
—, Aufbau und Eigenschaften von Stoffen 30
—, Wesen 29
Ionengitter 20
Ionenkristall 29, 31, 32
Ionenreaktion 60
Isomerie 158···162
Isotope 11
Isoverbindungen 160, 161

J

Jod 100
Jodide 100
Jodwasserstoff 100

K

Kalkbrennen 114
Kalklöschen 117
Kalkmilch 56
Kalkmörtel 117, 118
Kalkstein, technische Verwendung 114···118
Kalkwasser 56
Kalziumhydroxid 56
Kalziumkarbid 172
—, technische Herstellung 172···174
Karbonate 112···114
—, Darstellung und Eigenschaften 112, 113
—, Verwendung 114
Katalysator 165
Kekulé von Stradonitz, August 176
Kernladungszahl 10, 13
Kohle- und Energieprogramm 129
Kohle, Verwendung 128
Kohlenchemie 186
Kohlendioxid 106···109
—, Darstellung und Nachweis 106···108, 199···201
—, Struktur und Eigenschaften 108
—, Verwendung 109
Kohlenmonoxid 109, 110
Kohlensäure 111, 112
Kohlenstoff 104···106
Kohlenwasserstoffe 151···192
—, kettenförmige 152
—, ringförmige 152
—, Vergleich 180···182
Koks 124
kontinuierliches Verfahren 116
Kracken 186···189
Kraftstoffe 186
Kurzperiodensystem 71, Ende des Buches

L

Leukipp 20
Litermasse 139
Löschkalk 56, 117
Löslichkeit 94···96
Lösung, gesättigte 95
—, ungesättigte 95
Luftgas 125

M

Makromolekül 167
Massenverhältnisse, Berechnung 131···135
Massenzahl 10
Mehrfachbindung 165
Mendelejew, Dmitri Iwanowitsch 85
Metallbindung 38, 39
Metallcharakter der Elemente 75, 76
Metall-Ionen 61
Methan 154, 155
Meyer, Lothar 85
Modifikationen 105
Mol 33
molare Masse 34

molares Volumen 136, 137
Molekülmasse, relative 33
Monochloräthen 174
Monochlormethan 163
Moseley, Henry 86

N

Nachweis, Chlorid-Ionen 96
—, Kohlendioxid 108
Namen chemischer Verbindungen 150
— der Alkane 161
— der Alkene 168
— der Alkine 170
—, systematische 164
Natriumhydroxid 55
Natronlauge 55
Nebengruppe 70
Nebengruppenelemente 70
Neutralisation 60, 194
Neutronen 10
Nichtmetallcharakter der Elemente 75, 76
Niederschlag 96
Normalverbindungen 161

O

Ordnungszahl 69

P

Paraffin 158
Periode 69
Periodensystem 69···88, Ende des Buches
Petrolchemie 186
Petrolchemikalien 186
*p*H-Wert 58
Plaste 168, 175
Polyäthylen 167, 168
Polymerisation 167
Polystyrol 179
Polyvinylchlorid 174, 175
Protonen 9, 10, 13
PVC s. Polyvinylchlorid

R

Rammler, Erich 129
Reaktion, basische 52
—, fotochemische 97
—, neutrale 58
—, saure 47
Reaktionen, chemische 40, 41, 120···123, 147, 148
—, endotherme 120
—, exotherme 120
Reaktionswärme 120
Rechnen, chemisches 131···142
Reihe, homologe 157
Ruß 106
Rutherford, Ernest 20, 21

S

Salze 61···68
—, Darstellung 65···68, 195, 197
—, Eigenschaften 62
—, Namen 61
—, Zusammensetzung 61
Salzsäure 46, 98
Satz von *Avogadro* 137
Säuren 43···50
—, Darstellung 47, 48, 193
—, Eigenschaften 44···47
—, konzentrierte 43
—, sauerstofffreie 43
—, sauerstoffhaltige 43
—, verdünnte 43
—, Zusammensetzung 43, 44
Säurerest-Ionen 45, 61
Schachtofen 115
Schwefelsäure 48···50
Stahlbeton 118
Stoffe 143···145
—, anorganische 153
—, Bau 144, 145
—, Einteilung 143, 144
—, organische 153
Stoffmenge 33
Strukturformel 152
—, vereinfachte 159

Styrol 179
Substitution 163
Summenformel 152
Synthesegas 189
Systematisierung der Elemente, Geschichte 84···87

T

Teer 124
Tetrachlormethan 163
Tetraeder 105, 155
Toluol 178
Trichlormethan 163

U

Übergang Atombindung — Ionenbeziehung 34···38
—, Aufbau und Eigenschaften von Stoffen 38
—, Wesen 34

V

VEB Chemiekombinat Bitterfeld 50, 64
VEB Chemiewerk Coswig 50
VEB Chemiewerk Nünchritz 50
VEB Kalikombinat „Werra" Merkers (Rhön) 64
VEB Kaliwerk Staßfurt 64
VEB Kombinat Chemische Werke Buna Schkopau 173
VEB Kombinat „Schwarze Pumpe" 130
VEB Leuna-Werke-„Walter Ulbricht" 64, 130, 189
VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt 130, 185, 190
VEB Stickstoffwerk Piesteritz 64, 173
Verbindungen, aromatische 177
—, Iso- 161
—, Normal- 161
—, organische 151
—, ungesättigte 166
Vergaserkraftstoff 186
Vergasung 125
Verkokung 123, 124
Vinylchlorid s. Monochloräthen
Volumenverhältnisse, Berechnung 138···141

W

Wassergas 126
Wasserstoff, Darstellung 196
Wasserstoff-Ionen 45
Wertigkeit 74, 75
Winkler, Clemens 86
Winkler-Generator 127
Wirbelschichtverfahren 127
Wöhler, Friedrich 153

Z

Zeichensprache, chemische 148, 149
Zement 118
Zersetzung, thermische 113, 115, 189
Zustand, aromatischer 177
Zustandsgleichung für das ideale Gas 138
Zyklohexan 152, 178

Abbildungsnachweis

Deutsches Pädagogisches Zentralinstitut, Berlin (Abb. 73); Louis Held, Weimar (Abb. 48); Humboldt-Universität Berlin, Institut für Geschichte der Medizin und der Naturwissenschaften (Abb. 14, 15, 49, 82, 83, 96); Heinz Meusel, Halle (Abb. 23); Neues Deutschland, Bildarchiv (Abb. 70); Produktionsgenossenschaft Fototechnische Werkstätten, Berlin (Abb. 34); VEB Chemische Werke Buna, Schkopau (Abb. 64); VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig (Abb. 100); Verlag Chemie, Weinheim (Abb. 1); Zentralbild (Innentitelbild, Abb. 13, 18, 31, 41, 50, 99, 104, 106).

Periodensystem der

Periode	I. Hauptgruppe	I. Nebengruppe	II. Hauptgruppe	II. Nebengruppe	III. Hauptgruppe	III. Nebengruppe	IV. Hauptgruppe	IV. Nebengruppe	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 22,989 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 3 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 63,54 1,9 Cu Kupfer		30 65,37 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 Cäsium		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		82 207,19 1,8 Pb Blei		83 208 1,9 B Wismut
7	87 [223] 0,7 Fr Franzium		88 [226] 0,9 Ra Radium			89** [227] 1,1 Ac Aktinium		104 [260] Kur- (Ku) tschatowium	

Schlüssel

Charakter der Oxide: basisch, amphoter, sauer, Edelgase

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

* Lanthanide

58 140,12 1,1 Ce Zer	59 140,91 1,1 Pr Praseodym	60 144,24 1,2 Nd Neodym	61 [147] Pm Promethium	62 150, 1,2 Sm Samarium

** Aktinide

90 232,04 1,3 Th Thorium	91 [231] 1,5 Pa Protaktinium	92 238,03 1,7 U Uran	93 [237] 1,3 Np Neptunium	94 [24 1,3 Pu Plutonium

lemente

	VIII. 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 58,71 1,8 Ni Nickel
		34 78,96 2,4 Se Selen		35 79,91 2,8 Br Brom		36 83,80 Kr Krypton		
41 92,91 1,0 Nb Niob		42 95,94 1,8 Mo Molybdän		43 [99] 1,9 Tc Technetium		44 101,07 2,2 Ru Ruthenium	45 102,91 2,2 Rh Rhodium	46 106,4 2,2 Pd Palladium
		52 127,60 2,1 Te Tellur		53 126,90 2,5 J Jod		54 131,30 Xe Xenon		
73 180,95 1,5 Ta Tantal		74 183,85 1,7 Wo Wolfram		75 186,2 1,9 Re Rhenium		76 190,2 2,2 Os Osmium	77 192,2 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		

63 151,96 Eu Europium	64 157,25 1,1 Gd Gadolinium	65 158,92 1,2 Tb Terbium	66 162,50 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 1,1 Yb Ytterbium	71 174,97 1,2 Lu Lutetium
95 [243] 1,3 Am Amerizium	96 [247] Cm Kurium	97 [247] Bk Berkelium	98 [251] Cf Kalifornium	99 [254] Es Einsteinium	100 [253] Fm Fermium	101 [256] Md Mendelevium	102 [254] (No) Nobelium	103 [257] Lr Lawrenzium

03 08 01 — 4 · 2,65