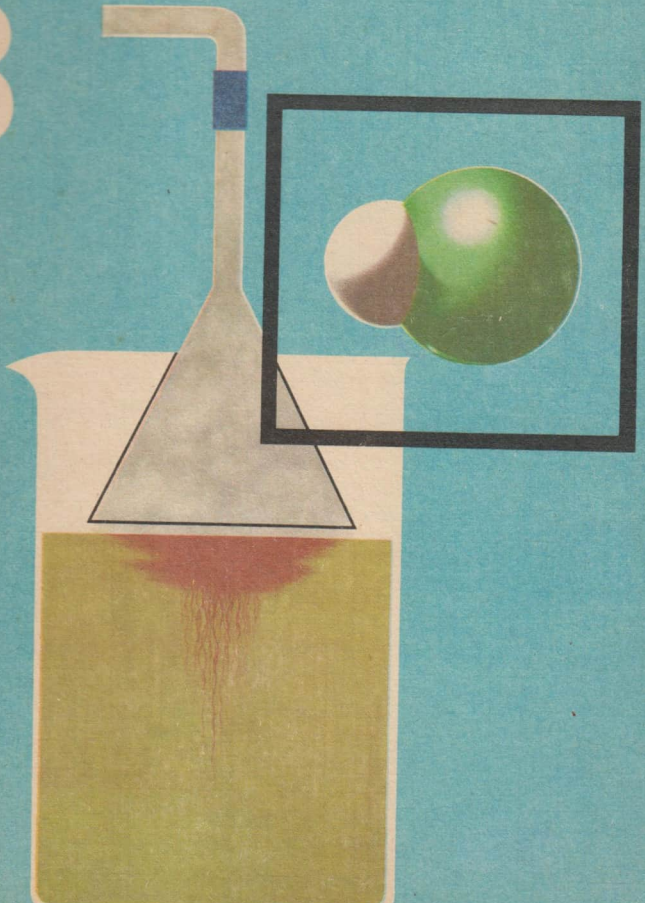
CHEMIE

8



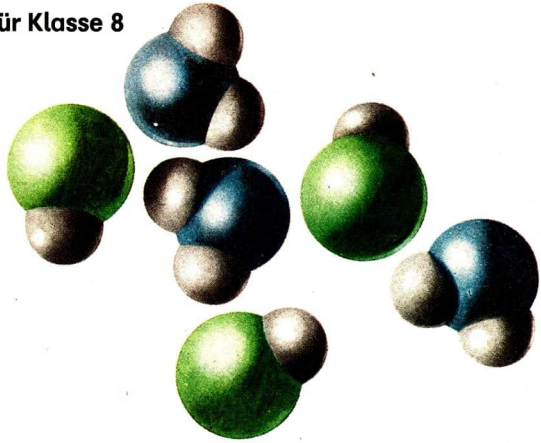
Atombau der Elemente

P…	…nzahl = …ahl	Element		Elektronenanzahl der Schale						
		Name	Symbol	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.
1	1	Wasserstoff	H	1						
	2	Helium	He	2						
2	3	Lithium	Li	2	1					
	4	Beryllium	Be	2	2					
	5	Bor	B	2	3					
	6	Kohlenstoff	C	2	4					
	7	Stickstoff	N	2	5					
	8	Sauerstoff	O	2	6					
	9	Fluor	F	2	7					
	10	Neon	Ne	2	8					
3	11	Natrium	Na	2	8	1				
	12	Magnesium	Mg	2	8	2				
	13	Aluminium	Al	2	8	3				
	14	Silicium	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				
	19	Kalium	K	2	8	8	1			
	20	Calcium	Ca	2	8	8	2			
	21	Scandium	Sc	2	8	8 + 1	2			
	22	Titanium	Ti	2	8	8 + 2	2			
	23	Vanadium	V	2	8	8 + 3	2			
	24	Chromium	Cr	2	8	8 + 4	2*			
	25	Mangan	Mn	2	8	8 + 5	2			
	26	Eisen	Fe	2	8	8 + 6	2			
	27	Cobalt	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	Zirconium	Zr	2	8	18	8 + 2	2		
	41	Niobium	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	Cadmium	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	Iod	I	2	8	18	18	7		
	54	Xenon	Xe	2	8	18	18	8		

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

CHEMIE

Lehrbuch für Klasse 8



Volk und Wissen
Volkseigener Verlag Berlin
1990

Autoren:
Dr. Barbara Arndt (Abschnitte 21 bis 27)
Heinz Belter (Abschnitte 1 bis 6)
Studienrat Roland Brauer (Abschnitte 7 bis 14)
Prof. Dr. sc. Dieter Jäckel (Abschnitte 28 bis 32 und 53 bis 60)
Dozent Dr. Peter Lange (Abschnitte 15 bis 20 und 33 bis 37)
Dr. Hannelore Petruschke (Abschnitte 46 bis 52)
Dr. Jochen Teichmann (Abschnitte 38 bis 45)

Leiter des Autorenkollektivs: Dozent Dr. Peter Lange
Redaktion: Dieter Hron, Edward Gutmacher

Vom Ministerium für Volksbildung der Deutschen Demokratischen Republik als Schulbuch bestätigt

ISBN 3-06-03 08 07-1

2. Auflage
Ausgabe 1989
© Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1989
Lizenz-Nr. 203 · 1000/89 (DN 03 08 07-2)
Printed in the German Democratic Republic
Schrift: 10/11 Maxima, TVS
Gesamtherstellung: Grafischer Großbetrieb Völkerfreundschaft Dresden
Zeichnungen: Dieter Gröschke, Karl-Heinz Wieland
Typografische Gestaltung: Karl-Heinz Wieland, Wolfgang Lorenz
Redaktionsschluß: 31. August 1989
LSV 0681
Bestell-Nr.: 7313944
Schulpreis DDR: 2,65

Inhalt

Reaktionen einiger Ionensubstanzen 7

1 Einige Metallchloride, Metallbromide und Metalliodide als Ionensubstanzen . 8
2 Abbau und Bildung von Ionenkristallen 11
3 Einige Metallhydroxide 15
4 Metallhydroxidlösungen als basische Lösungen 20
5 Bildung von Niederschlägen in wäßrigen Lösungen 23
6 Aufgaben zur Festigung 28

Reaktionen einiger Molekülsubstanzen 29

7 Bau von Molekülsubstanzen – Atombindung in Molekülen 30
8 Reaktion von Ammoniak mit Wasser 36
9 Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser – Reaktion mit Protonenübergang . 41
10 Saure Lösungen – Säuren 45
11 Basische, saure und neutrale Lösungen 53
12 Chemische Reaktion von Säurelösungen mit Metallhydroxidlösungen . . . 55
13 Nachweis von Ionen 61
14 Aufgaben zur Festigung 65

Reaktionen einiger Metalle 67

15 Bau der Metalle 68
16 Einige Eigenschaften von Metallen 69
17 Chemische Reaktionen von Metallen 74
18 Redoxreaktionen 79
19 Oxidationsmittel und Reduktionsmittel bei Redoxreaktionen 85
20 Aufgaben zur Festigung 88

Chemische Reaktion 89

21 Stoff- und Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen 90
22 Umordnung und Veränderung der Teilchen und Umbau chemischer Bindungen bei chemischen Reaktionen 95
23 Zusammenfassende Betrachtung zur chemischen Reaktion 97

24 Stoffmengen- und Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 99
25 Volumen von Stoffproben 103
26 Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 106
27 Aufgaben zur Festigung 110

Herstellung einiger Metalle 111

28 Herstellung von Roheisen 112
29 Herstellung von Stahl 119
30 Herstellung von reinem Kupfer 124
31 Herstellung von Aluminium 129
32 Aufgaben zur Festigung 132

Periodensystem der Elemente 133

33 Anordnung der chemischen Elemente im Periodensystem 134
34 Periodizität bei Eigenschaften der chemischen Elemente 138
35 Periodizität bei Eigenschaften von Stoffen 141
36 Entdeckung des Gesetzes der Periodizität und Entwicklung des Periodensystems der Elemente 145
37 Aufgaben zur Festigung 148

Kohlenstoff und Silicium 149

38 Überblick über die IV. Hauptgruppe 150
39 Kohlenstoff 152
40 Kohlenmonoxid und Kohlendioxid 157
41 Carbonate 160
42 Nachweis von Kohlendioxid und Carbonaten 167
43 Silicium, Siliciumdioxid und Silicate 169
44 Glas 173
45 Aufgaben zur Festigung 178

Kalkstein und Kohle 179

46 Kalkstein 180
47 Branntkalk 181
48 Kalkhydrat 185
49 Kohle als Rohstoff und Energieträger 187
50 Entgasung von Kohle 190
51 Vergasung von Kohle 194
52 Aufgaben zur Festigung 197

Systematisierung 199

53 Erkennbarkeit von Stoffen 200
54 Bau und Klassen von Stoffen 201
55 Eigenschaften und Verwendung von Stoffen 204
56 Klassen chemischer Reaktionen 204
57 Redoxreaktionen 207
58 Reaktionen mit Protonenübergang 213
59 Reaktionsapparate und technologische Prinzipien bei chemisch-technischen Verfahren 217
60 Aufgaben zur Festigung 220

Lösungen zu Aufgaben 221
Register 223

Erläuterungen

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



Reaktionen einiger Ionen-substanzen

Das Wasser der Ozeane enthält gewaltige Vorkommen an Rohstoffen. Im Meerwasser sind etwa 50 Billiarden Tonnen Stoffe gelöst. Diese Masse würde ausreichen, um die Oberfläche der Erde mit einer 150 m hohen Schicht zu bedecken. Regen und Bodenfeuchtigkeit bewirken Vorgänge, die zur Anreicherung gelöster Stoffe im Wasser von Bächen und Flüssen führen. Den Ozeanen werden jährlich bis zu 2,7 Milliarden Tonnen gelöster Stoffe zugeführt. Einige davon sind die Ionensubstanzen Natriumchlorid und Kaliumchlorid.

Gibt es ähnlich aufgebaute Stoffe wie Natriumchlorid und Kaliumchlorid?
Welche Vorgänge finden zwischen solchen Stoffen und Wasser statt?
Welche Vorgänge laufen beim Eindampfen von Meerwasser ab?
Welche Stoffe entstehen dabei?

Einige Metallchloride, Metallbromide und Metalliodide als Ionensubstanzen

1

Kristalle von Metallchloriden. Aus Klasse 7 ist bereits bekannt, daß Natriumchlorid (Kochsalz) und andere Metallchloride ähnlich aufgebaut sind (Experiment 1).

1 ▼ Betrachte Stoffproben von Natriumchlorid, Kaliumchlorid und Bariumchlorid mit der Lupe! Beschreibe ihr Aussehen!

In den Stoffproben von Natriumchlorid, Kaliumchlorid und Bariumchlorid sind regelmäßig geformte Körper, **Kristalle**, zu erkennen. Die regelmäßige Gestalt der Kristalle ist auf eine bestimmte räumliche Anordnung der Teilchen zurückzuführen. Je nach Art und Anordnung der Teilchen können die Kristalle in Größe, Form und Farbe verschieden sein (Abb. 1).
In der Natur treten Kristalle nicht nur bei Metallchloriden auf, sondern auch in Sandkörnern, in Gesteinen, in Diamanten, in Schnee und Eis sowie in vielen weiteren Stoffen. ① ②

▶ **Ein Kristall ist ein Körper, der aus räumlich regelmäßig angeordneten Teilchen aufgebaut ist.**

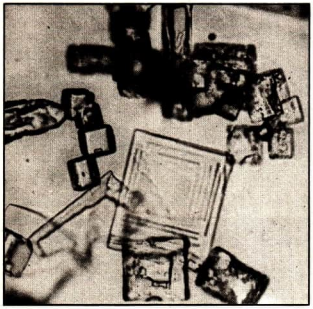


Abb. 1 Kaliumchloridkristalle unter dem Mikroskop

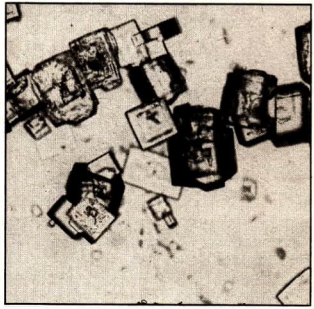


Abb. 2 Natriumchloridkristalle unter dem Mikroskop

Bau des Natriumchlorids. Die Kristalle des Natriumchlorids sind meist würfelförmig (Abb. 2). Aus Klasse 7 ist bekannt, daß jeder dieser Kristalle aus einer sehr großen Anzahl positiv elektrisch geladener Natrium-Ionen Na^+ und

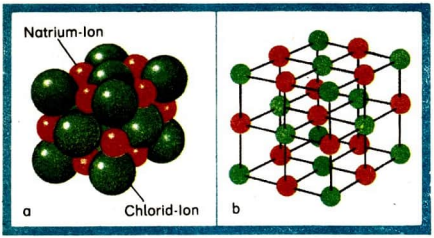


Abb. 3 Modelle des Natriumchloridkristalls
a) Kugelpackungsmodell
b) Gittermodell

negativ elektrisch geladener Chlorid-Ionen Cl^- besteht (Ionenverband). Derartige Kristalle, die aus entgegengesetzt elektrisch geladenen Ionen aufgebaut sind, heißen **Ionenkristalle.**

Ionenkristalle können durch verschiedene Modelle veranschaulicht werden (Abb. 3). ③ ④ ⑤ ⑥

Beim Natriumchloridkristall ist außer an Ecken und Kanten jedes Natrium-Ion von 6 Chlorid-Ionen und jedes Chlorid-Ion von 6 Natrium-Ionen umgeben. Die entgegengesetzt elektrisch geladenen Ionen werden durch starke Anziehungskräfte, die in alle Richtungen des Raumes wirken, zusammengehalten.

In der Chemie bezeichnet man den Zusammenhalt von Teilchen als **chemische Bindung.** Wird der Zusammenhalt wie im Natriumchloridkristall durch starke Anziehungskräfte zwischen entgegengesetzt elektrisch geladenen Ionen bewirkt, so nennt man diese Art der chemischen Bindung **Ionenbeziehung.** Die Ionenbeziehung ist für alle Ionensubstanzen charakteristisch. Bei Molekülsubstanzen und Metallen liegen andere Bindungsarten vor.

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

---

① Ordne folgende Stoffe je einer Stoffklasse zu: Natrium, Zink, Schwefeldioxid, Wasser, Kaliumchlorid und Natriumchlorid! Begründe deine Zuordnung!

② Nenne wichtige Salzlagerstätten der Deutschen Demokratischen Republik!

③ Welche Massen entsprechen den Stoffmengen folgender Stoffproben: $n_{H_2} = 1$ mol, $n_{NaCl} = 2$ mol und $n_{Mg} = 0{,}5$ mol?

④ Welche Stoffmengen entsprechen a) 20 g, 40 g und 80 g Magnesiumoxid und b) 416 g und 2080 g Bariumchlorid?

⑤ Vergleiche den Bau von Natriumchlorid, Chlor und Natrium!

⑥ Beschreibe anhand der Abbildung 3 die Anordnung der Ionen im Natriumchloridkristall!

Bau und Eigenschaften von einigen Metallchloriden, Metallbromiden und Metalliodiden. Wir wissen bereits, daß einige Metallchloride, wie Natriumchlorid und Kaliumchlorid, aus Ionen aufgebaut sind und zu den Ionensubstanzen gehören. Auch einige **Metallbromide**, wie **Natriumbromid NaBr, Kaliumbromid KBr** und **Calciumbromid $CaBr_2$**, sowie einige **Metalliodide**, wie **Natriumiodid NaI** und **Kaliumiodid KI**, sind aus Ionen aufgebaut und gehören zu den Ionensubstanzen.
① ② ③

■ So ist Natriumbromid aus Natrium-Ionen und **Bromid-Ionen Br^-** und Natriumiodid aus Natrium-Ionen und **Iodid-Ionen I^-** aufgebaut. Zwischen den Teilchen wirkt die Ionenbeziehung.

Einige Metallchloride, Metallbromide und Metalliodide zeigen aufgrund von Gemeinsamkeiten im Bau auch ähnliche, für Ionensubstanzen charakteristische Eigenschaften. So kommen diese Stoffe im festen Zustand kristallin vor. Sie weisen hohe Schmelz- und Siedetemperaturen auf. Ihre Schmelzen leiten im Gegensatz zu den festen Stoffen den elektrischen Strom.
Es gibt aber auch Metallchloride, Metallbromide und Metalliodide, die nicht oder nur teilweise diese Eigenschaften haben. Solche Stoffe sind anders aufgebaut und gehören deshalb nicht zu den Ionensubstanzen.
④

▶ **Einige Metallchloride, Metallbromide und Metalliodide sind Ionensubstanzen, die aus entgegengesetzt elektrisch geladenen Ionen aufgebaut sind. Zwischen den Ionen liegt Ionenbeziehung vor. Diese Stoffe haben aufgrund ihres Baus charakteristische Eigenschaften der Ionensubstanzen.**

---

① Warum sind Natriumchlorid, Calciumchlorid und Natriumbromid den Ionensubstanzen zuzuordnen und Wasser dagegen nicht?

② Erläutere an einem Beispiel die Begriffe Ion, Ionensubstanz und Ionenbeziehung!

③ Ermittle das Zahlenverhältnis der Ionen aus den Formeln für folgende Ionensubstanzen:
a) KCl, b) $AlCl_3$, c) $CaBr_2$, d) PbI_2!

④ Nenne Eigenschaften, die für viele Ionensubstanzen typisch sind!

⑤ Nenne unterschiedliche Eigenschaften der Ausgangsstoffe und der Reaktionsprodukte für das Lösen von Bariumchlorid in Wasser!

⑥ Erläutere die unterschiedliche elektrische Leitfähigkeit von Natriumchloridlösung und destilliertem Wasser!

⑦ Warum dürfen elektrische Geräte nicht mit nassen Händen bedient werden?

Abbau und Bildung von Ionenkristallen

2

Lösen von Ionensubstanzen in Wasser

Wir wissen bereits, daß sich Natriumchlorid (Kochsalz) und andere Ionensubstanzen in Wasser lösen. Überall in der Natur, vor allem im Boden, können sich solche Stoffe unter Einwirkung des Wassers lösen. Auch in der Industrie werden Ionensubstanzen in Wasser gelöst.
Welche Vorgänge finden dabei statt?

Vorgänge beim Lösen von Ionensubstanzen in Wasser. Mit Hilfe folgender Experimente sollen diese Vorgänge näher untersucht werden.

2 ▼ Kleine Proben von Natriumchlorid, Kaliumchlorid, Natriumbromid, Kaliumbromid und Kaliumiodid werden in Reagenzgläsern mit Wasser versetzt und geschüttelt.

3 ▼ Destilliertes Wasser und eine Natriumchloridlösung werden auf elektrische Leitfähigkeit geprüft (Abb. 4).

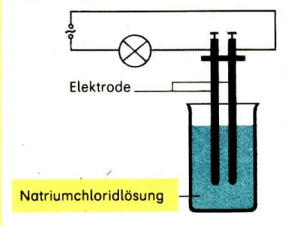


Abb. 4
Geräteanordnung zum Experiment 3

In Auswertung der Experimente 2 und 3 fallen Veränderungen der beteiligten Stoffe auf. Aus weißen kristallinen Ionensubstanzen bilden sich farblose **Lösungen.** Im Gegensatz zu destilliertem Wasser und festem Natriumchlorid leitet Natriumchloridlösung den elektrischen Strom. Unter Einwirkung des Lösungsmittels Wasser haben **Stoffumwandlungen** stattgefunden. Neue Stoffe mit anderen Eigenschaften sind entstanden. ⑤ ⑥ ⑦
Finden beim Lösen von Ionensubstanzen in Wasser auch Energieumwandlungen statt?

4 ▼ 40 ml Wasser sind unter ständigem Rühren mit etwa 15 g Kaliumchlorid zu versetzen. Die Temperaturen der Flüssigkeiten werden zu Beginn und am Ende des Experiments gemessen.

Beim Zusammengeben von Kaliumchlorid und Wasser sinkt die Temperatur der Lösung (Experiment 4). Es muß also mit der Stoffumwandlung auch eine **Energieumwandlung** erfolgt sein. Das Absinken der Temperatur beim Lösen bestimmter Ionensubstanzen in Wasser nutzt man im Labor und in der Industrie zur Herstellung von Kältemischungen.

■ Gibt man Calciumchlorid (Kalziumchlorid) und Wasser, das eine Temperatur von 0°C (Eis) hat, im Massenverhältnis 59 : 41 zusammen, so sinkt die Temperatur auf ungefähr −25°C.

Aus den Experimenten 2, 3 und 4 geht hervor, daß beim Lösen von Ionensubstanzen in Wasser Stoff- und Energieumwandlungen stattfinden. Das Lösen von Ionensubstanzen in Wasser ist also eine chemische Reaktion.
Bei der chemischen Reaktion von Ionensubstanzen mit Wasser findet auch eine **Umordnung und Veränderung der Teilchen** statt. Die Moleküle des Wassers wirken so auf die Ionen an den Oberflächen der Ionenkristalle ein, daß die Ionenbeziehung dort aufgehoben wird. Wassermoleküle lagern sich an die Ionen an, so daß sich keine Ionenbeziehung zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen mehr ausbilden kann. Dieser Vorgang wiederholt sich, bis der gesamte Ionenkristall abgebaut ist (Abb. 5). ①

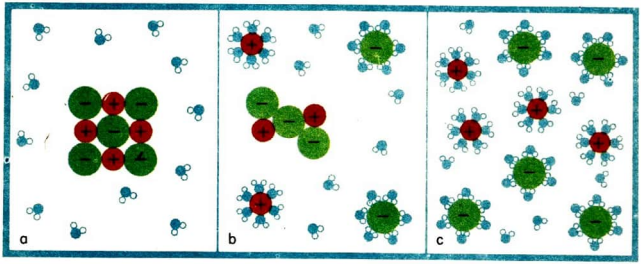


Abb. 5 Teilchendarstellung der Reaktion von Natriumchlorid mit Wasser
a) vor der Reaktion, b) während der Reaktion, c) nach der Reaktion

In einer Natriumchloridlösung liegen in gleicher Anzahl positiv elektrisch geladene Natrium-Ionen und negativ elektrisch geladene Chlorid-Ionen vor, an die jeweils Wassermoleküle angelagert sind. Außerdem enthält die Natriumchloridlösung noch einen großen Anteil an Wassermolekülen, die nicht an Ionen angelagert sind. Wäßrige Lösungen sind deshalb immer auch Stoffgemische, in denen das Lösungsmittel Wasser als ein Bestandteil enthalten ist.

▶ **Das Lösen einer Ionensubstanz in Wasser ist eine chemische Reaktion. Dabei finden Stoffumwandlung, Energieumwandlung sowie Umordnung und Veränderung der Teilchen statt.** ②

■ Die chemische Reaktion von Ionensubstanzen mit Wasser ist für die chemische Produktion bedeutsam. In einem modernen Verfahren wird in der Saline Oberilm (Stadtilm/Thüringen) über etwa 550 m tiefe Bohrschächte Wasser in eine Steinsalzlager-

stätte geleitet und das Steinsalz unter Tage gelöst. Mit Hilfe von Pumpen wird die Salzlösung an die Erdoberfläche gefördert und Siedepfannen zur Kochsalzgewinnung zugeführt.

Reaktionsgleichungen für das Lösen von Ionensubstanzen in Wasser. Chemische Reaktionen können durch Wortgleichungen gekennzeichnet werden.

■ Natriumchlorid + Wasser ⟶ Natriumchloridlösung

Die Wortgleichung gibt jedoch keine Auskunft über die Veränderung der Teilchen. Um die Veränderung der Teilchen bei einer chemischen Reaktion zu kennzeichnen, benutzt man **Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise.**

Die Anzahl der beim Lösen von Ionensubstanzen beteiligten Wassermoleküle ist nicht genau feststellbar. Sie wird deshalb mit Hilfe der Abkürzung „aq" (lateinisch: aqua = Wasser) gekennzeichnet.

■ $NaCl + aq \longrightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$

Es ist üblich, auf die Angabe der Wassermoleküle zu verzichten.

■ $NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$

Beim Entwickeln von Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise ist zu prüfen, daß die Anzahl der positiven elektrischen Ladungen gleich der Anzahl der negativen elektrischen Ladungen ist. ③ ④

■ $CaCl_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$
$FeCl_3 \longrightarrow Fe^{3+} + 3Cl^-$

▶ **Das Lösen von Ionensubstanzen in Wasser wird durch Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise gekennzeichnet.**

---

① Beschreibe die Umordnung und Veränderung der Teilchen beim Lösen von Natriumchlorid in Wasser anhand der Abbildung 5!

② Erläutere die Merkmale der chemischen Reaktion am Beispiel des Lösens von Natriumchlorid in Wasser!

③ Aus Kaliumchlorid ist eine Kaliumchloridlösung herzustellen.
a) Erkläre die zu beobachtenden Erscheinungen bei dieser chemischen Reaktion mit Hilfe der Umordnung und Veränderung der Teilchen!
b) Entwickle die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise für diese chemische Reaktion!

④ Entwickle für das Lösen von a) Kaliumiodid, b) Bariumchlorid und c) Magnesiumchlorid die Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise! Interpretiere die Reaktionsgleichungen!

Eindampfen von wäßrigen Lösungen einiger Ionensubstanzen

5 ▼ Dampfe die Lösungen von Natriumchlorid, Natriumbromid und Bariumchlorid ein! Betrachte die entstandenen festen Stoffe mit der Lupe!

Handelt es sich beim Eindampfen von wäßrigen Lösungen einiger Ionensubstanzen um chemische Reaktionen?

Stoffumwandlung. Beim Erhitzen einer Natriumchloridlösung verdampft zunächst Wasser. Nach einiger Zeit bleibt ein weißer kristalliner Stoff zurück (Experiment 5). Eine **Stoffumwandlung** hat stattgefunden. Aus Natriumchloridlösung haben sich Natriumchlorid und Wasser gebildet.

■ Natriumchloridlösung ⟶ Natriumchlorid + Wasser

$Na^+(aq) + Cl^-(aq) \longrightarrow NaCl + aq$

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

Auch aus Natriumbromid- und Bariumchloridlösung bilden sich beim Eindampfen Natriumbromid- beziehungsweise Bariumchloridkristalle (Experiment 5).

$Na^+ + Br^- \longrightarrow NaBr$

$Ba^{2+} + 2Cl^- \longrightarrow BaCl_2$

Welche Veränderungen finden im Bereich der Teilchen statt?

Umordnung und Veränderung der Teilchen. Wir wissen bereits: In den Lösungen von Ionensubstanzen liegen verschiedene Ionen vor, die von Wassermolekülen umgeben sind.

Beim Eindampfen werden die Ionen immer mehr zusammengedrängt, da sich das Volumen der Lösung durch das Verdampfen des Wassers ständig verringert. Die entgegengesetzt elektrisch geladenen Ionen sind nicht mehr überall von Wassermolekülen umgeben. Die Anziehungskräfte der Ionen wirken nun so stark, daß die positiv elektrisch geladenen Ionen und die negativ elektrisch geladenen Ionen sich regelmäßig räumlich anordnen. Es bilden sich Kristalle. ① ②

Dieser Vorgang verläuft im Vergleich zum Lösen von Ionensubstanzen in Wasser in umgekehrter Richtung. Es handelt sich ebenfalls um eine chemische Reaktion.

▶ **Das Eindampfen der wäßrigen Lösung einer Ionensubstanz ist eine chemische Reaktion. Dabei bilden sich die Ionensubstanz und Wasser.**

---

① Vergleiche die Vorgänge des Verdampfens und des Verdunstens von Wasser!

② Warum ist das Eindampfen einer Kochsalzlösung eine chemische Reaktion?

■ Bei der Herstellung von Salzgebäck läßt sich das Auflösen und Bilden von Ionenkristallen beobachten. Der geformte Teig wird angefeuchtet, mit Natriumchloridkristallen bestreut und danach in den Backofen gegeben. Die auf den feuchten Teig fallenden Kristalle beginnen sich zunächst an ihrer Oberfläche aufzulösen. Bei dem sich anschließenden Backprozeß verläuft der Vorgang in umgekehrter Richtung. Das Wasser verdampft, und auf dem Salzgebäck bleiben fest haftende Natriumchloridkristalle zurück.

Einige Metallhydroxide 3

Verwendung von Natriumhydroxid, Kaliumhydroxid und Calciumhydroxid

Zu den **Metallhydroxiden** gehören die Stoffe **Natriumhydroxid, Kaliumhydroxid** und **Calciumhydroxid** (Kalziumhydroxid). Sie werden großtechnisch hergestellt und vielseitig verwendet (Abb. 6). So wird Natriumhydroxid zum



Abb. 6 Verwendung von Natrium-, Kalium- (oben) und Calciumhydroxid (unten)

Beispiel für die Herstellung von Seifen, Feinwaschmitteln, Kunstseide, Zellstoff und Zellwolle benötigt. Ein wichtiger Produktionsbetrieb für Natriumhydroxid ist der VEB Chemiekombinat Bitterfeld.

Technisches Calciumhydroxid heißt **Kalkhydrat.** Es wird im Bauwesen zur Herstellung von Kalkmörtel verwendet (↗ S. 186). In der Landwirtschaft dient Kalkhydrat als Düngemittel.

Die Lösung von Calciumhydroxid in Wasser, sogenanntes **Kalkwasser,** verwendet man in vielen Bereichen der Volkswirtschaft, hauptsächlich aber bei der Herstellung von Zucker aus Rüben.

Die Lösungen von Kaliumhydroxid und Natriumhydroxid in Wasser sind wichtige Industriereinigungsmittel. Mit ihnen lassen sich gut Speise- und Fettreste entfernen. So werden diese Lösungen zum Beispiel zum Waschen von gebrauchten Konservengläsern und Flaschen verwendet. Auch in bestimmten Haushaltchemikalien sind Natrium- oder Kaliumhydroxid enthalten. ①

■ Mit Hilfe von Abbeizpasten können alte Farbanstriche entfernt und mit „Laxyl" Verstopfungen in Abflußrohren beseitigt werden.

Umgang mit einigen Metallhydroxiden und deren wäßrigen Lösungen

Wäßrige Lösungen von Natriumhydroxid und Kaliumhydroxid. Natriumhydroxid und Kaliumhydroxid sind weiße, kristalline Stoffe, die in Wasser leicht löslich sind. Ihre wäßrigen Lösungen heißen auch **Natronlauge** beziehungsweise **Kalilauge.** Je nach dem Anteil des gelösten Hydroxids in der wäßrigen Lösung unterscheidet man zwischen **konzentrierten** und **verdünnten Hydro-**

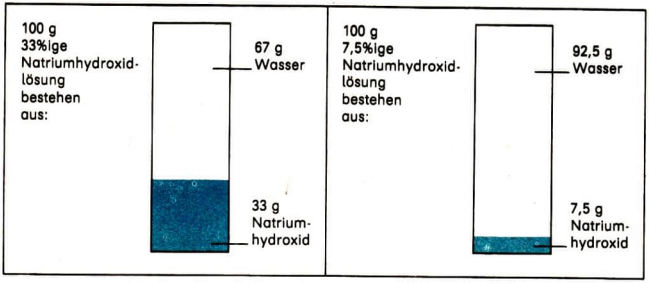


Abb. 7 Massenanteil von Natriumhydroxid in konzentrierter und verdünnter Natronlauge

xidlösungen. Dabei gibt man die Masse des gelösten Hydroxids an, die in 100 g Hydroxidlösung enthalten ist. Der **Massenanteil** wird in Prozent angegeben.

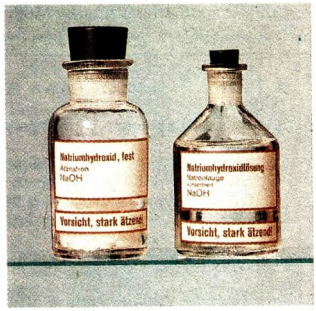


Abb. 8 Beschriftung von Flaschen mit Natriumhydroxid und konzentrierter Natronlauge

■ In einer *konzentrierten Natronlauge* sind 33 g Natriumhydroxid in 100 g Natriumhydroxidlösung enthalten. Man sagt auch, die Natronlauge ist 33%ig. Handelsübliche **verdünnte Natronlauge** ist dagegen nur 7,5%ig (Abb. 7).
②

Natriumhydroxid und Kaliumhydroxid sowie deren wäßrige Lösungen mit einem Hydroxidanteil von 5% und darüber sind nach dem Giftgesetz Gifte der Abteilung 2. Sie dürfen nur in besonders gekennzeichneten Flaschen aufbewahrt werden (Abb. 8).

Verhalten beim Umgang. Mit Natriumhydroxid, Kaliumhydroxid und Calciumhydroxid sowie deren wäßrigen Lösungen muß stets sehr vorsichtig umgegangen werden. Sie sind zum Teil giftig und wirken auf die menschliche Haut und auf die Kleidungsstücke ätzend.

6 ▼ **Vorsicht,** Schutzbrille tragen!
Kleine Proben Haare, Schafwolle oder Vogelfedern werden mit konzentrierter Natronlauge versetzt und bis zum Sieden erhitzt.

Haare, Schafwolle und Vogelfedern werden durch konzentrierte Natronlauge zerstört (Experiment 6). Besonders gefährdet sind die Augen. Da Verätzungen der Augen zur Erblindung oder zu bleibenden Sehschäden führen können, muß beim Arbeiten mit diesen Metallhydroxiden eine Schutzbrille getragen werden.

---

① Erkundige dich nach Arbeitsplätzen, an denen Werktätige mit Metallhydroxiden oder deren wäßrigen Lösungen umgehen!

② Welche Masse an Kaliumhydroxid ist in 100 g 20%iger Kalilauge gelöst?

Für den Umgang mit ätzenden Metallhydroxiden und deren wäßrigen Lösungen sind folgende **Regeln** zu beachten:

1. **Fasse festes Natrium-, Kalium- und Calciumhydroxid nicht mit den Händen an!**
2. **Schütze deine Augen beim Experimentieren durch Aufsetzen einer Schutzbrille!**
3. **Arbeite mit Natronlauge, Kalilauge und Kalkwasser stets vorsichtig! Achte darauf, daß keine Tropfen der Flüssigkeiten auf die Haut oder die Kleidung gelangen! Trage eine Schürze!**
4. **Entferne verschüttete Hydroxidlösungen sofort mit einem Wischtuch und reichlich Wasser!**

Gelangen beim Experimentieren ätzende Metallhydroxide und deren wäßrige Lösungen trotz aller Vorsicht auf die Haut, so ist die betroffene Stelle lange und gründlich mit Wasser zu spülen. Gegebenenfalls ist der Arzt aufzusuchen. ①

Einige Metallhydroxide als Ionensubstanzen

Bau von einigen Metallhydroxiden. Metallhydroxide, wie Natriumhydroxid, Kaliumhydroxid, Calciumhydroxid und Bariumhydroxid, sind Ionensubstanzen. Sie sind kristallin und lösen sich mehr oder weniger gut in Wasser. Deshalb kann man vermuten, daß auch die wäßrigen Lösungen dieser Stoffe den elektrischen Strom leiten.

7

Verdünnte Natronlauge und verdünnte Kalilauge werden auf elektrische Leitfähigkeit geprüft (↗ Experiment 3, S. 11).

Das Ergebnis des Experiments 7 bestätigt die Vermutung. Die elektrische Leitfähigkeit der wäßrigen Hydroxidlösungen ist auf bewegliche Ionen in den Lösungen zurückzuführen. ②

---

① Was muß ein Maurer tun, wenn er sich Kalkmörtel ins Auge gespritzt hat?

② Überlege, ob eine Schmelze von Natriumhydroxid den elektrischen Strom leitet! Begründe deine Meinung!

③ Warum muß man mit Motorradbatterien, bei denen das Gehäuse geplatzt ist, vorsichtig umgehen?

④ Welche Aussagen können den Formeln NaOH, LiOH, $Ba(OH)_2$ und $Al(OH)_3$ entnommen werden? Gib die Namen dieser Stoffe an!

■ Die elektrische Leitfähigkeit der Hydroxidlösungen wird in der Technik genutzt. Nikkel-Cadmium-Batterien für Motorräder sind mit 20%iger Kalilauge gefüllt. Auch in den Batterien von Elektrokarren, Grubenlampen und Beleuchtungsanlagen von Zügen wird Kalilauge eingesetzt. ③

In einigen festen Metallhydroxiden liegt Ionenbeziehung zwischen positiv elektrisch geladenen Metall-Ionen und einfach negativ elektrisch geladenen **Hydroxid-Ionen** vor. Hydroxid-Ionen sind **zusammengesetzte Ionen**, die die Elemente Sauerstoff und Wasserstoff enthalten. Das chemische Zeichen für das Hydroxid-Ion ist **OH^-**.

▶ **Einige Metallhydroxide sind Ionensubstanzen, die aus Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen aufgebaut sind.**
Hydroxid-Ionen OH^- sind zusammengesetzte Ionen, die einfach negativ elektrisch geladen sind.

Formeln von Metallhydroxiden. Im Natriumhydroxid liegen Natrium-Ionen und Hydroxid-Ionen im Zahlenverhältnis 1 : 1 vor. Die Formel für Natriumhydroxid lautet **NaOH**. Die Formel NaOH kennzeichnet den Stoff Natriumhydroxid und eine Baueinheit des Stoffes Natriumhydroxid.
Calciumhydroxid besteht aus Calcium-Ionen und Hydroxid-Ionen. Das Zahlenverhältnis der Calcium-Ionen und Hydroxid-Ionen im Calciumhydroxid beträgt 1 : 2 (Tabelle 1). Um das Zahlenverhältnis anzugeben, werden die Symbole für die Elemente Sauerstoff und Wasserstoff zusammen in eine Klammer gesetzt und die Verhältniszahl durch eine tiefgestellte Zahl hinter der Klammer angegeben. Die Formel für Calciumhydroxid **$Ca(OH)_2$** lesen wir: „Ca, OH in Klammern, zweimal".

Tabelle 1 Namen und Formeln einiger Metallhydroxide ④

Namen der Metallhydroxide	Ionen der Metallhydroxide		Zahlenverhältnis der Ionen	Formel
	Namen	Chemische Zeichen		
Natriumhydroxid	Natrium-Ion Hydroxid-Ion	Na^+ OH^-	1 : 1	**NaOH**
Kaliumhydroxid	Kalium-Ion Hydroxid-Ion	K^+ OH^-	1 : 1	**KOH**
Calciumhydroxid	Calcium-Ion Hydroxid-Ion	Ca^{2+} OH^-	1 : 2	**$Ca(OH)_2$**
Bariumhydroxid	Barium-Ion Hydroxid-Ion	Ba^{2+} OH^-	1 : 2	**$Ba(OH)_2$**

Chemische Reaktionen einiger Metallhydroxide mit Wasser. Von Ionensubstanzen, wie Natriumhydroxid und Kaliumhydroxid, ist zu erwarten, daß sie mit Wasser ähnlich wie Kaliumchlorid reagieren. Das soll in folgendem Experiment überprüft werden.

8 ▼

Vorsicht! Natriumhydroxid wirkt ätzend, Schutzbrille aufsetzen! Natriumhydroxid ist in Wasser unter ständigem Umrühren aufzulösen. Die Temperaturen der Flüssigkeiten werden zu Beginn und nach Beendigung des Experiments mit einem Thermometer gemessen.

Beim Zusammengeben von Natriumhydroxid und Wasser erwärmt sich die Flüssigkeit (Experiment 8). Es liegt eine chemische Reaktion vor, bei der Wärme abgegeben wird. Aus Natriumhydroxid und Wasser bildet sich Natriumhydroxidlösung, die bewegliche Natrium-Ionen und Hydroxid-Ionen enthält. An die Natrium-Ionen und die Hydroxid-Ionen sind Wassermoleküle angelagert.

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

Nur wenige Metallhydroxide reagieren wie Natriumhydroxid und Kaliumhydroxid mit Wasser, so zum Beispiel Calciumhydroxid und Bariumhydroxid.

■ $Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$ ①

Die meisten Metallhydroxide sind in Wasser praktisch nicht löslich.

▶ **Bei der chemischen Reaktion einiger Metallhydroxide mit Wasser bilden sich Metallhydroxidlösungen, die Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen enthalten.**

Metallhydroxidlösungen als basische Lösungen 4

Wirkung wäßriger Lösungen von Ionensubstanzen auf Indikatoren. Die wäßrigen Lösungen von Ionensubstanzen enthalten alle bewegliche Ionen. Deshalb leiten sie auch den elektrischen Strom (↗ Experimente 3 und 7). ② ③ ④

In einem Experiment soll untersucht werden, ob sich wäßrige Lösungen von Ionensubstanzen gegenüber Lackmusfarbstoff auch gleich verhalten.

9 ▼

Prüfe nacheinander destilliertes Wasser und die wäßrigen Lösungen von Natriumchlorid, Natriumhydroxid, Calciumhydroxid und Bariumhydroxid mit Lackmusfarbstoff!

Vorüberlegungen

1. Welche Eigenschaften von Natriumchloridlösung und Natriumhydroxidlösung sind ähnlich?
2. Überlege, weshalb außer den wäßrigen Lösungen von Ionensubstanzen auch destilliertes Wasser mit dem Farbstoff Lackmus versetzt werden soll!
3. Bereite in deinem Heft folgende Tabelle vor!

Flüssigkeiten	Destilliertes Wasser	Wäßrige Lösungen von			
		NaCl	NaOH	$Ca(OH)_2$	$Ba(OH)_2$
Farbe mit Lackmus					

Durchführung

1. Beachte die Regeln für den Umgang mit ätzenden Lösungen (↗ S. 18)! Führe das Experiment entsprechend der Aufgabenstellung durch!
2. Trage die beobachteten Erscheinungen in die Tabelle ein!

Bei Zugabe von Lackmusfarbstoff zu destilliertem Wasser und zu Natriumchloridlösung verändert sich seine Farbe nicht. Beim Einwirken auf die verschiedenen Metallhydroxidlösungen schlägt die Farbe des Lackmusfarbstoffes von Violett nach Blau um (Experiment 9).
Außer Lackmus gibt es noch andere Farbstoffe wie Unitest, deren Farben sich bei Zugabe bestimmter Stoffe charakteristisch verändern. Solche Substanzen heißen **Indikatoren** (lateinisch: indicare = anzeigen). Die Farbänderungen können bei den einzelnen Indikatoren unterschiedlich sein. So färbt sich Unitestfarbstoff in Metallhydroxidlösungen blau, in Wasser grün.

▶ **Metallhydroxidlösungen bewirken eine Blaufärbung der Indikatoren Lackmus und Unitest.** ⑤

---

① Entwickle die Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise für die chemische Reaktion von Wasser mit a) Kaliumhydroxid und b) Bariumhydroxid!

② Welche Ionen liegen in einer Natriumchloridlösung und in einer Natriumhydroxidlösung vor?

③ Leite eine Aussage über das Zahlenverhältnis a) der Natrium- und Chlorid-Ionen, b) der Barium- und Hydroxid-Ionen aus den Formeln von Natriumchlorid beziehungsweise Bariumhydroxid ab!

④ Warum liegt zwischen den Ionen a) einer wäßrigen Natriumhydroxidlösung und b) einer wäßrigen Kaliumhydroxidlösung keine Ionenbeziehung vor?

⑤ Beschreibe, wie es experimentell möglich ist, eine Metallchloridlösung von einer Metallhydroxidlösung zu unterscheiden! Stelle einen Plan für dein Vorgehen auf!

Basische Lösungen. Aus den Beobachtungen beim Experiment 9 ergibt sich die Frage:
Wodurch wird die Farbänderung des Indikators Lackmus in den Metallhydroxidlösungen hervorgerufen?
In den wäßrigen Lösungen von Natrium-, Calcium- und Bariumhydroxid kommen neben den verschiedenen Metall-Ionen jeweils Hydroxid-Ionen vor, die in der Natriumchloridlösung nicht vorhanden sind. Die Blaufärbung des Indikators wird also durch Hydroxid-Ionen bewirkt. Eine Blaufärbung von Lackmus und Unitest zeigt demnach das Vorhandensein von Hydroxid-Ionen an.
Alle Lösungen, die Hydroxid-Ionen enthalten und bei Indikatoren eine charakteristische Farbänderung hervorrufen, bezeichnet man als **basische Lösungen.** Basische Lösungen bilden sich zum Beispiel bei der chemischen Reaktion einiger Metallhydroxide mit Wasser (↗ S. 20). Neben diesen Metallhydroxidlösungen gibt es auch noch andere wäßrige Lösungen, die basisch sind (↗ S. 39).

▶ **Basische Lösungen sind wäßrige Lösungen, die Hydroxid-Ionen enthalten und bei Indikatoren eine charakteristische Farbänderung bewirken.**

Nachweis basischer Lösungen. Mit Hilfe der Indikatoren Unitest oder Lackmus können basische Lösungen nachgewiesen werden, da diese Indikatoren das Vorhandensein von Hydroxid-Ionen durch Blaufärbung anzeigen.

10 ▼ Untersuche, ob sich beim Lösen von technischem Calciumhydroxid (z. B. Kalkhydrat) in Wasser eine basische Lösung bildet!

Vorüberlegungen
1. Gib die Formel für Calciumhydroxid an!
2. Welche Ionen befinden sich in einer Calciumhydroxidlösung?
3. Wie gehst du beim Filtrieren einer Lösung vor (↗ ChiÜb)?
4. Stelle die Geräte und Chemikalien für das Experiment bereit!
5. Laß dir deinen Plan für die Experimentieranordnung vom Lehrer bestätigen!

Durchführung
Vorsicht! Calciumhydroxid wirkt ätzend, Schutzbrille tragen!
1. Fülle in einen Becher (50 cm^3) etwa 10 ml Wasser!
2. Setze 6...7 Spatelspitzen des technischen Calciumhydroxids zu! Rühre mit einem Glasstab gründlich um!
3. Filtriere etwa ein Drittel der Flüssigkeit! Fange das Filtrat in einem Halbmikro-Reagenzglas auf!
4. Gib 2...3 Tropfen Unitest- oder Lackmusfarbstoff zum Filtrat! Notiere deine Beobachtungen!

Auswertung
1. Welche Ionen konnten im Filtrat nachgewiesen werden? Begründe deine Aussage!

2. Stelle die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise für das Lösen von Calciumhydroxid in Wasser auf!
3. Überlege, woraus der Filterrückstand bestehen könnte!
4. Welche Arbeitsschutzhinweise ergeben sich aus deinen Erkenntnissen für den Umgang mit Kalkhydrat?

Wird Calciumhydroxid in Wasser gegeben, so bildet sich eine milchig-trübe Flüssigkeit (Experiment 10). Nach dem Filtrieren erhält man eine klare, farblose Flüssigkeit, die sich bei Zugabe von Unitest- oder Lackmusfarbstoff intensiv blau färbt (Experiment 10). Im Filtrat sind also Hydroxid-Ionen vorhanden. Es liegt eine basische Lösung vor.

■ Das Erkennen basischer Lösungen ist unter anderem für die Kontrolle von Industrieabwässern bedeutsam (↗ S. 99). Auch bei Bodenuntersuchungen kann der Nachweis von Hydroxid-Ionen mit Indikatoren angewendet werden. ① ②

▶ **Die Indikatoren Lackmus und Unitest zeigen durch ihre Blaufärbung das Vorhandensein von Hydroxid-Ionen an. Sie dienen zum Nachweis basischer Lösungen.**

Bildung von Niederschlägen in wäßrigen Lösungen 5

Zur Arbeit der Chemiker gehört das Nachweisen von bestimmten Stoffen oder deren Teilchen. Wie bereits bekannt, können Hydroxid-Ionen durch Farbänderungen von Indikatoren nachgewiesen werden (↗ S. 22). Andere Ionen, wie Chlorid-Ionen, Bromid-Ionen und Iodid-Ionen, lassen sich nicht mit Indikatoren nachweisen. Für ihren Nachweis nutzt man bestimmte chemische Reaktionen.

Chemische Reaktion von Metallchloridlösungen mit Silbernitratlösung. Mit folgendem Experiment soll geprüft werden, wie Silbernitratlösung auf Metallchloridlösungen einwirkt.

11 ▼ **Vorsicht!** Silbernitratlösung ist giftig! Nichts verspritzen!
Gib jeweils 3...5 Tropfen verdünnte Silbernitratlösung in eine Natriumchloridlösung und in eine Kaliumchloridlösung!
Beobachte die Farben und die Löslichkeit der Stoffe in Wasser!

① Wie kannst du herausfinden, ob ein unbekannter fester Stoff mit Wasser eine basische Lösung bildet? Welche Geräte und Chemikalien benötigst du dazu?

② Die Farbe des Unitest-Indikators wird von einer unbekannten Lösung nicht verändert. Welche Aussagen läßt diese Beobachtung zu?

Werden eine Silbernitratlösung und eine Natriumchloridlösung miteinander versetzt, bildet sich ein weißer, schwerlöslicher Stoff, der langsam auf den Boden der Flüssigkeit sinkt. Man sagt, es bildet sich ein **Niederschlag** (Experiment 11).

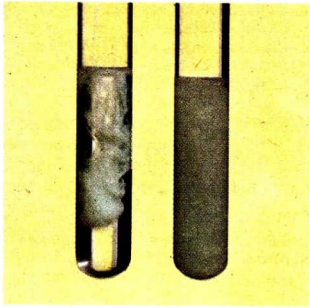


Abb. 9 Bildung von Silberchlorid

Beim Zusammengeben der beiden Lösungen treffen die positiv elektrisch geladenen Silber-Ionen und die negativ elektrisch geladenen Chlorid-Ionen in großer Anzahl aufeinander und bilden aufgrund von starken Anziehungskräften Kristalle. Es entsteht ein Niederschlag von weißem **Silberchlorid** (Abb. 9).
Auch andere Metallchloridlösungen, wie Kaliumchloridlösung, reagieren mit Silbernitratlösung und bilden einen weißen Niederschlag von Silberchlorid (Experiment 11).
Diese chemischen Reaktionen werden durch folgende Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise gekennzeichnet:

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

Bilden sich bei der chemischen Reaktion von Metallbromidlösungen und Metalliodidlösungen mit Silbernitratlösung auch charakteristische Niederschläge?

Chemische Reaktion von Metallbromidlösungen und Metalliodidlösungen mit Silbernitratlösung. Um die oben genannte Frage beantworten zu können, führen wir ein weiteres Experiment durch.

12 ▼

Vorsicht! Silbernitratlösung ist giftig! Nichts verspritzen!
Prüfe, wie Silbernitratlösung auf Metallbromidlösungen und Metalliodidlösungen einwirkt!

Vorüberlegungen

1. Beschreibe die Vorgänge beim Bilden von Silberchlorid aus Natriumchlorid- und Silbernitratlösung!
2. Vergleiche jeweils die Teilchen in wäßriger a) Natriumchlorid- und Kaliumchloridlösung, b) Natriumbromid- und Kaliumbromidlösung und c) Natriumiodid- und Kaliumiodidlösung miteinander!

Durchführung

1. Tropfe nacheinander in die bereitgestellten Lösungen je 3...5 Tropfen Silbernitratlösung! Achte dabei darauf, daß der Halbmikro-Tropfer nicht in die zu prüfende Lösung eintaucht!
2. Notiere deine Beobachtungen!

Auswertung

1. Stelle in einer Tabelle die zu prüfenden Lösungen und die beobachteten Erscheinungen beim Zugeben von Silbernitratlösung zusammen!
2. Begründe, daß chemische Reaktionen abgelaufen sind!

Metallbromid- und Metalliodidlösungen reagieren auch mit Silbernitratlösung wie Metallchloridlösungen. Es bilden sich Niederschläge von hellgelbem **Silberbromid** beziehungsweise tiefgelbem **Silberiodid** (Experiment 12). Dabei reagieren die Silber-Ionen mit den Bromid-Ionen beziehungsweise mit den Iodid-Ionen. Die chemischen Reaktionen lassen sich mit folgenden Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise kennzeichnen:

$$Ag^+ + Br^- \longrightarrow AgBr$$

$$Ag^+ + I^- \longrightarrow AgI$$

▶ **Bei der Bildung von Niederschlägen lagern sich bewegliche Ionen in Lösungen zu einem schwerlöslichen Stoff zusammen.**

Nachweis von Chlorid-, Bromid- und Iodid-Ionen. Beim Versetzen von Lösungen, die Chlorid-Ionen, Bromid-Ionen oder Iodid-Ionen enthalten, mit Silbernitratlösung bilden sich jeweils schwerlösliche, verschiedenfarbige Stoffe (↗ Experimente 11 und 12). Die Bildung dieser charakteristischen Niederschläge dient zum Nachweis von Chlorid-Ionen, Bromid-Ionen und Iodid-Ionen. **Silbernitratlösung** eignet sich also als **Nachweismittel** für diese Ionen. ① ② ③ ④

---

① Bei Zugabe von einigen Tropfen Silbernitratlösung zu Leitungswasser und zu destilliertem Wasser bildet sich nur bei Leitungswasser ein weißer Niederschlag.
Erkläre diese Erscheinung! Leite daraus eine Regel für die Herstellung wäßriger Lösungen von Nachweismitteln ab!

② Viele Pflanzen zeigen Wachstumsstörungen bei einem zu hohen Anteil von Chlorid-Ionen im Boden.
Wie könnte eine wäßrige Lösung von Düngemitteln auf das Vorhandensein von Chlorid-Ionen geprüft werden?

③ Entwickle drei verschiedene Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise für Nachweise von Silber-Ionen in wäßrigen Lösungen!

④ Wie ist es zu erklären, daß bald nach dem Zutropfen von Silbernitratlösung zu einer Metallchloridlösung auch viele Chlorid-Ionen reagieren, die sich nicht unmittelbar an der Tropfstelle befinden? Weshalb kann ein Rührwerk die chemische Reaktion wesentlich beschleunigen?

Nachzuweisendes Ion	Nachweismittel	Erscheinung: Niederschlagsbildung	Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise
Chlorid-Ion Cl^-	Silbernitratlösung	weißes Silberchlorid	$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl$
Bromid-Ion Br^-	Silbernitratlösung	hellgelbes Silberbromid	$Ag^+ + Br^- \longrightarrow AgBr$
Iodid-Ion I^-	Silbernitratlösung	tiefgelbes Silberiodid	$Ag^+ + I^- \longrightarrow AgI$

Bildung von Blei(II)-chlorid und Blei(II)-iodid – Nachweis von Blei(II)-Ionen. Mit folgendem Experiment soll untersucht werden, ob Metallchloridlösungen und Metalliodidlösungen mit Blei(II)-nitratlösung reagieren und auch charakteristische Niederschläge bilden.

13

Prüfe, wie Blei(II)-nitratlösung auf Natriumchloridlösung und auf Kaliumiodidlösung einwirkt!

Vorüberlegungen

1. Welche Metall-Ionen liegen in einer Blei(II)-nitratlösung vor?
2. Welche Ionen sind in einer Natriumchloridlösung und einer Kaliumiodidlösung enthalten?
3. Wie willst du beim Experimentieren vorgehen? Laß dir deinen Plan vom Lehrer bestätigen!

Durchführung

Vorsicht! Blei(II)-nitratlösung ist giftig! Nichts verspritzen!
Führe das Experiment nach eigenem Plan durch (↗ Experiment 11, S. 23)! Notiere deine Beobachtungen!

Auswertung

1. Stelle deine Beobachtungsergebnisse in einer Tabelle wie beim Experiment 12 zusammen!
2. Begründe, daß chemische Reaktionen abgelaufen sind!
3. Lassen sich die durchgeführten chemischen Reaktionen als Nachweis für Blei(II)-Ionen nutzen? Begründe deine Meinung!

Die Bildung charakteristischer Niederschläge ist auch bei der chemischen Reaktion von Metallchlorid- und Metalliodidlösungen mit Blei(II)-nitratlösung festzustellen. Es entstehen weißes **Blei(II)-chlorid** beziehungsweise gelbes **Blei(II)-iodid** (Experiment 13). ① ②

$Pb^{2+} + 2Cl^- \longrightarrow PbCl_2$ $\qquad$ $Pb^{2+} + 2I^- \longrightarrow PbI_2$

Auf diese Weise ist es möglich, Blei(II)-Ionen mit Chloridlösungen oder Iodidlösungen nachzuweisen. Da die Farbe der Niederschläge nicht immer eindeutig ist, werden zur exakten Bestimmung der Stoffe die Niederschläge unter dem Mikroskop betrachtet (Abb. 10 und Abb. 11).

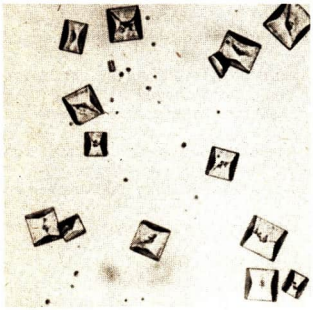


Abb. 10 Bleichloridkristalle unter dem Mikroskop

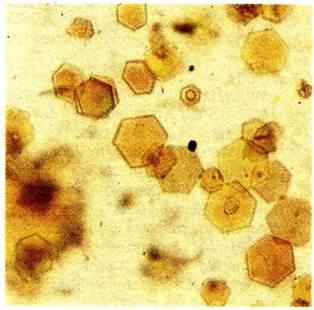


Abb. 11 Bleiiodidkristalle unter dem Mikroskop

Nachzuweisendes Ion	**Nachweismittel**	**Erscheinung: Niederschlagsbildung**	**Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise**
Blei(II)-Ion Pb^{2+}	Metallchloridlösung	weißes Blei(II)-chlorid	$Pb^{2+} + 2\,Cl^- \longrightarrow PbCl_2$
	Metalliodidlösung	gelbes Blei(II)-iodid	$Pb^{2+} + 2\,I^- \longrightarrow PbI_2$

① Interpretiere die Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise für den Nachweis von Blei(II)-Ionen!

② Nenne drei verschiedene Lösungen, die mit Blei(II)-Ionen einen weißen Niederschlag bilden!

Aufgaben zur Festigung

6

1. Gib die Namen der Stoffe und die Zusammensetzung aus den Elementen für folgende Formeln an:
   $BaCl_2$, NaI, MgO, H_2O, $PbBr_2$, $CuCl_2$!
2. Nenne drei Beispiele für Ionensubstanzen! Begründe, daß diese Stoffe Ionensubstanzen sind!
3. Nenne die Formeln für Natriumchlorid und Natriumhydroxid! Gib die Zusammensetzung aus den Elementen und den Bau dieser Stoffe an!
4. Erläutere die Merkmale der chemischen Reaktion am Beispiel des Lösens von Natriumhydroxid in Wasser!
5. Entwickle die Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise für das Lösen von a) Kaliumchlorid, b) Calciumhydroxid und c) Bariumchlorid in Wasser!
6. Vergleiche den Bau von Ionensubstanzen, Molekülsubstanzen und Metallen an jeweils einem Beispiel!
7. Warum leitet festes Kaliumchlorid im Gegensatz zu Kaliumchloridlösung den elektrischen Strom nicht?
8. Nenne typische Eigenschaften für Ionensubstanzen!
9. Erläutere den Zusammenhang zwischen Bau und Eigenschaften von Ionensubstanzen an einem Beispiel!
10. Erläutere den Zusammenhang zwischen Eigenschaften und Verwendung von Ionensubstanzen an einem Beispiel!
11. Warum fordern die Schwimmeister in Freibädern beim Herannahen eines Gewitters alle Personen auf, das Wasser zu verlassen?
12. Vergleiche bei den chemischen Reaktionen von Kaliumchlorid und Kaliumhydroxid mit Wasser a) die Veränderung der Teilchen und b) die Wärmeabgabe oder Wärmeaufnahme!
13. Zwei unbekannte wäßrige Lösungen werden mit Unitestfarbstoff geprüft und färben den Indikator blau.
    Was kann man daraus schließen?
14. Warum lösen sich Ionensubstanzen in Wasser schneller, wenn ständig gerührt wird?
15. Welche Experimente eignen sich zum Unterscheiden von folgenden Lösungen: a) Zuckerlösung, b) Natriumchloridlösung und c) Calciumhydroxidlösung?
16. Nenne zwei Nachweismittel für Chlorid-Ionen! Entwickle die Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise für die entsprechenden Nachweise!
17. Beschreibe die chemischen Reaktionen, für die folgende Reaktionsgleichungen angegeben sind:

    a) $Na^+ + Cl^- \longrightarrow NaCl$,

    b) $NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$!

Reaktionen einiger Molekülsubstanzen



In unserer Republik werden jährlich etwa 450 Millionen Tonnen Bergbauprodukte, wie Braunkohle, Kies, Sand und Ton, im Tagebau gewonnen. Ehemalige Tagebaue müssen wieder landschaftlich gestaltet werden. Ein Beispiel dafür ist das Senftenberger Seengebiet. Das Wasser für die Seen wird aus Tagebaurestwasser und dem Abwasser eines Aluminiumwerkes unter Zusatz von Kraftwerksfilterasche gemischt. Mit den aufbereiteten Abwässern werden Teile von ausgekohlten Tagebauen geflutet.

Wie ist diese Aufbereitung von Abwässern möglich?

Was für Eigenschaften haben die im Abwasser gelösten Stoffe?

Welchen Zusammenhang gibt es zwischen Bau und Eigenschaften dieser Stoffe?

Welche Vorgänge laufen beim Lösen solcher Stoffe in Wasser ab?

Bau einiger Molekülsubstanzen. Aus Klasse 7 sind Wasserstoff, Chlor, Sauerstoff, Wasser, Chlorwasserstoff und Schwefel als Molekülsubstanzen bekannt. Die Beispiele zeigen, daß Molekülsubstanzen bei Zimmertemperatur gasförmige, flüssige oder feste Stoffe sein können. Chlor ist zum Beispiel ein gelbgrünes, giftiges Gas, Schwefel ein gelber fester Stoff.
Ionensubstanzen sind bei Zimmertemperatur stets feste Stoffe. Sie besitzen andere Eigenschaften als Molekülsubstanzen. Das ist durch Unterschiede im Bau der Stoffe bedingt. ①
Ionensubstanzen, wie Natriumchlorid und Magnesiumoxid, bestehen aus elektrisch geladenen Teilchen, den Ionen. Zwischen den Teilchen liegt Ionenbeziehung vor. Der Zusammenhalt der Ionen wird durch elektrische Anziehungskräfte bewirkt.
Molekülsubstanzen bestehen aus Molekülen. Diese Moleküle sind aus elektrisch neutralen Atomen aufgebaut. ② ③
Wie halten die elektrisch neutralen Atome in einem Molekül zusammen?

Bau des Wasserstoffmoleküls. Wasserstoff ist aus Molekülen aufgebaut, in denen jeweils zwei Wasserstoffatome miteinander verbunden sind. Das Wasserstoffatom hat ein Proton im Atomkern und ein Elektron als Außenelektron in der Atomhülle. Beim Wasserstoffmolekül durchdringen sich die Atomhüllen der beiden Wasserstoffatome gegenseitig. Dabei entsteht aus beiden Elektronen ein **gemeinsames Elektronenpaar** zwischen den Atomen. Das gemeinsame Elektronenpaar bewirkt den Zusammenhalt der beiden Wasserstoffatome. ④
Diese modellhafte Vorstellung kann mit Hilfe der chemischen Zeichensprache vereinfacht veranschaulicht werden. Für ein Wasseratom wird H• geschrieben. Der Punkt kennzeichnet das Außenelektron des Wasserstoffatoms. Das gemeinsame Elektronenpaar wird durch zwei Punkte zwischen den Symbolen für die beiden Wasserstoffatome angegeben. Das gemeinsame Elektronenpaar kann auch durch einen waagerechten Strich ersetzt werden (Abb. 12). ⑤ ⑥

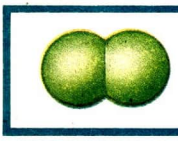


Abb. 12 Modell, Formel in Elektronenschreibweise und Formel eines Wasserstoffmoleküls

Bau des Chlormoleküls. Jedes Chloratom hat 7 Außenelektronen. Mit Hilfe der chemischen Zeichensprache kann man die Außenelektronen eines Chloratoms durch sechs Punkte, die paarweise um das Symbol angeordnet werden, und einen einzelnen Punkt kennzeichnen. Jedes Elektronenpaar kann auch durch einen Strich ersetzt werden. ⑦

■ $:\dot{\underset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}}\cdot$ oder $|\overline{Cl}\cdot$

Die chemische Bindung der zwei Chloratome im Chlormolekül wird durch ein gemeinsames Elektronenpaar bewirkt. Das Elektronenpaar wird von je einem Elektron der beiden Chloratome gebildet. Es wird durch zwei Punkte zwischen den Symbolen veranschaulicht. Das gemeinsame Elektronenpaar kann auch durch einen waagerechten Strich ersetzt werden (Abb. 13).



$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$ oder $|\overline{Cl}-\overline{Cl}|$

Cl_2

Abb. 13 Modell, Formel in Elektronenschreibweise und Formel eines Chlormoleküls

Diese Form der chemischen Zeichensprache, die Außenelektronen durch Punkte oder Striche an den Symbolen veranschaulicht, wird als **Elektronenschreibweise** bezeichnet.

---

① Stelle für die Stoffe Wasserstoff, Chlorwasserstoff, Wasser, Schwefel, Natriumchlorid, Magnesiumoxid und Natriumhydroxid folgende Angaben in einer Tabelle zusammen: Stoffklasse, Art der Teilchen, Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Aggregatzustand bei Zimmertemperatur!

② Begründe die Zugehörigkeit von Wasserstoff, Chlor und Wasser zu den Molekülsubstanzen und von Natriumchlorid und Natriumhydroxid zu den Ionensubstanzen!

③ Welche Aussagen kannst du den Formeln H_2, H_2O und NaCl entnehmen?

④ Beschreibe das Modell vom Bau des Wasserstoffatoms!

⑤ Erläutere den Zusammenhalt der Wasserstoffatome im Wasserstoffmolekül anhand der Abbildung 12!

⑥ Wodurch unterscheiden sich Wasserstoffatome, Heliumatome und Wasserstoffmoleküle voneinander?

⑦ Erläutere den Begriff Außenelektron am Beispiel des Wasserstoff-, Chlor- und Sauerstoffatoms!

Chemische Bindung in Molekülen. Im Wasserstoff- und im Chlormolekül wird der Zusammenhalt der Atome, die chemische Bindung, durch ein gemeinsames Elektronenpaar bewirkt. Das Vorhandensein eines solchen **gemeinsamen Elektronenpaares** ist wesentliches Merkmal der Bindungsart **Atombindung.** ①

▶ **Die Atombindung ist eine Art der chemischen Bindung, die durch ein gemeinsames Elektronenpaar zwischen zwei Atomen bewirkt wird.**

In den Molekülen aller Molekülsubstanzen sind die Atome durch Atombindungen miteinander verbunden.

Bau des Chlorwasserstoff- und Wassermoleküls. Beim Chlorwasserstoff und Wasser sind die Moleküle aus Atomen verschiedener Elemente aufgebaut. Im **Chlorwasserstoffmolekül** ist jeweils ein Wasserstoffatom mit einem Chloratom durch Atombindung verbunden. Das Außenelektron vom Wasserstoffatom und ein Außenelektron vom Chloratom bilden ein gemeinsames Elektronenpaar. Das Elektronenpaar hält sich jedoch nicht genau in der Mitte zwischen den beiden Atomen auf, wie das beim Wasserstoffmolekül und Chlormolekül der Fall ist. Es befindet sich mehr beim Chloratom. Dadurch ist das Chloratom elektrisch negativer als das Wasserstoffatom. Die **Atombindung** im Chlorwasserstoffmolekül ist **polar.** Das kann an der Formel in Elektronenschreibweise angegeben werden, indem man Plus und Minus als elektrische Ladungszeichen an die Symbole schreibt. Sie werden in Klammern gesetzt, um zu kennzeichnen, daß *keine* Ionen vorliegen (Abb. 14). ② ③

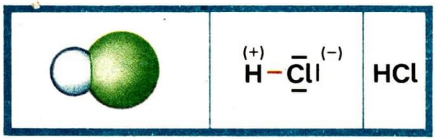


Abb. 14 Modell, Formel in Elektronenschreibweise und Formel eines Chlorwasserstoffmoleküls

Im **Wassermolekül** ist jedes der beiden Wasserstoffatome durch ein gemeinsames Elektronenpaar mit dem Sauerstoffatom verbunden. Die Atombindungen sind polar. Beide gemeinsamen Elektronenpaare befinden sich näher beim Sauerstoffatom (Abb. 15).

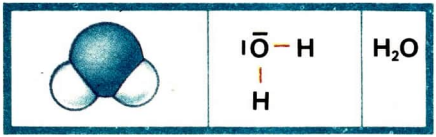


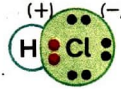
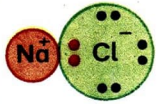
Abb. 15 Modell, Formel in Elektronenschreibweise und Formel eines Wassermoleküls

Das gemeinsame Elektronenpaar zwischen zwei Atomen zweier verschiedener Elemente hält sich fast immer näher bei einem der beiden Atome auf. Man bezeichnet diese Atombindung als **polare Atombindung.**

▶ **Eine polare Atombindung zwischen zwei Atomen liegt vor, wenn sich das gemeinsame Elektronenpaar näher bei einem der beiden Atome aufhält.**

Polarität der chemischen Bindung. Im Wasserstoff- und Chlormolekül sind die Atombindungen nicht polar. Im Chlorwasserstoffmolekül und im Wassermolekül sind die Atombindungen polar. Im Natriumchloridkristall liegt Ionenbeziehung zwischen entgegengesetzt elektrisch geladenen Ionen vor. Diese chemische Bindung ist stark polar.
Atombindungen, wie sie im Wasserstoff- und Chlormolekül vorliegen, und **Ionenbeziehung** im Natriumchloridkristall sind **Grenzfälle** der chemischen Bindung. Die **polare Atombindung** stellt eine **Übergangsform** zwischen diesen Grenzfällen dar.

▶

Formel	Modellhafte Darstellung	Polarität der chemischen Bindung
Cl_2		Das Elektronenpaar befindet sich in der Mitte zwischen beiden Chloratomen
HCl		Das Elektronenpaar befindet sich näher beim Chloratom
NaCl		Das Elektronenpaar befindet sich vollständig beim Chlorid-Ion

Zunahme der Polarität der chemischen Bindung

① Beschreibe die chemische Bindung im Brom- und Fluormolekül anhand der Formeln in Elektronenschreibweise

|Br–Br| ; |F–F| !

② Beschreibe den Bau des Wasserstoffatoms, des Chloratoms und des Chlorwasserstoffmoleküls!

③ Vergleiche den Bau des Chlormoleküls mit dem des Chlorwasserstoffmoleküls anhand der Abbildungen 13 und 14, Seiten 31 und 32!



Abb. 16 *Linus Pauling* wurde 1901 in Portland (USA) geboren. Von 1917 bis 1925 studierte er Chemie. Jahrzehntelang arbeitete er als Professor für Chemie im California Institute of Technology in Pasadena. Er beschäftigte sich vor allem mit der Strukturaufklärung der Stoffe. Herausragende Leistungen gelangen ihm bei der Erforschung der chemischen Bindung und der Struktur der Eiweiße. 1954 erhielt er für diese wissenschaftlichen Arbeiten den Nobelpreis für Chemie.
Linus Pauling ist nicht nur eine bedeutende Forscherpersönlichkeit. Er ist ein aktives Mitglied der amerikanischen Friedensbewegung. International bekannt wurde er durch sein Buch „Nie wieder Krieg" und die Übergabe eines Appells zur Einstellung der Atombombentests an die UNO im Jahre 1958.

Kennzeichnung der Polarität der chemischen Bindung durch Elektronegativitätswerte. Der amerikanische Nobelpreisträger für Chemie und Friedensnobelpreisträger *Linus Pauling* (Abb. 16) kennzeichnete die Polarität der chemischen Bindung zwischen zwei Teilchen (Atomen oder Ionen) mit Hilfe von **Elektronegativitätswerten der Elemente.** Je größer der Unterschied der Elektronegativitätswerte von beiden Elementen ist, desto stärker ist die Polarität der chemischen Bindung.
Im Wasserstoffmolekül sind zwei Atome *eines* Elements miteinander verbunden. Die Elektronegativitätswerte unterscheiden sich nicht. Die chemische Bindung zwischen den Wasserstoffatomen ist nicht polar. Es liegt Atombindung vor.
Beim Chlorwasserstoffmolekül besitzt das Element Chlor einen größeren Elektronegativitätswert als das Element Wasserstoff. Der Unterschied zwischen beiden Elektronegativitätswerten ist verhältnismäßig klein. Die chemische Bindung im Chlorwasserstoffmolekül ist eine polare Atombindung.
Die Elektronegativitätswerte der Elemente Natrium und Chlor unterscheiden sich wesentlich. Die chemische Bindung im Natriumchloridkristall ist stark polar. Es liegt eine Ionenbeziehung vor (Tabelle 2).
Die Elektronegativitätswerte der Elemente kann man aus einer Tabelle im Tafelwerk oder aus dem Periodensystem der Elemente ablesen.

▶ **Die Polarität einer chemischen Bindung kann man mit Hilfe der Elektronegativitätswerte der Elemente kennzeichnen.**

Zusammenhang zwischen Bau und Schmelztemperatur bei einigen Molekülsubstanzen. Die verhältnismäßig niedrigen Schmelztemperaturen von Molekülsubstanzen kann man aus Modellvorstellungen vom Bau dieser Stoffe ableiten. Alle Molekülsubstanzen sind aus Molekülen aufgebaut, deren Atome durch Atombindung miteinander verbunden sind. Zwischen den Molekülen wirken Anziehungskräfte. Diese Anziehungskräfte sind zehn- bis

Tabelle 2 Polarität der chemischen Bindung

Formel mit Elektronegativitätswerten der Elemente	Polarität der chemischen Bindung	Chemische Bindung
H_2 H – H 2,1 2,1	Die chemische Bindung ist nicht polar.	**Atombindung**
HCl 2,1 3,0	Die chemische Bindung ist polar.	**polare Atombindung**
NaCl 0,9 3,0	Die chemische Bindung ist stark polar.	**Ionenbeziehung**

hundertmal schwächer als die Atombindung zwischen den Atomen in den Molekülen.
Schon bei geringer Wärmezufuhr können diese Kräfte überwunden werden. Dadurch nimmt die Beweglichkeit der Moleküle zu, der Stoff schmilzt. Die Atombindung in den Molekülen wird durch die geringe Wärmeaufnahme nicht beeinflußt. Die Moleküle verändern sich beim Schmelzen nicht.

Zwischen den Molekülen von Molekülsubstanzen wirken nur schwache Anziehungskräfte. Sie bewirken die niedrigen Schmelztemperaturen dieser Stoffe.

Bei den verschiedenen Molekülsubstanzen sind die Anziehungskräfte zwischen den Molekülen unterschiedlich groß. Daher besitzen diese Stoffe auch unterschiedliche Schmelztemperaturen (Tabelle 3).

Tabelle 3 Schmelz- und Siedetemperaturen einiger Stoffe

Stoff	Schmelztemperatur	Siedetemperatur
Wasserstoff	−259°C	−253°C
Chlorwasserstoff	−112°C	− 85°C
Wasser	0°C	100°C
Iod	114°C	185°C
Schwefel (rhombisch)	113°C	445°C
Natriumhydroxid	122°C	1390°C
Natriumchlorid	800°C	1465°C
Magnesiumoxid	2640°C	2800°C

Die Anziehungskräfte zwischen den Wassermolekülen sind größer als zwischen den Chlorwasserstoffmolekülen. Wasser schmilzt folglich bei einer höheren Temperatur als Chlorwasserstoff.
Auch die Masse der Moleküle eines Stoffes hat Einfluß auf die Schmelztemperatur. Bei Iod und Schwefel sind die höheren Schmelztemperaturen vor allem auf die große Masse der Moleküle dieser Stoffe zurückzuführen. Deshalb sind Iod und Schwefel bei Zimmertemperatur fest und schmelzen erst über 100°C (Tabelle 3).
Bei den Ionensubstanzen sind die Anziehungskräfte der Ionen im Ionenkristall viel stärker als die Kräfte zwischen den Molekülen der Molekülsubstanzen. Dieser Unterschied im Bau bedingt, daß Ionensubstanzen wesentlich höhere Schmelztemperaturen als Molekülsubstanzen haben (Tabelle 3). ①

Zusammensetzung von Molekülsubstanzen. Wasserstoff, Chlor, Schwefel sind Beispiele für Molekülsubstanzen, die aus einem Element bestehen. In diesen Stoffen sind Atome eines Elements zu Molekülen verbunden. Man bezeichnet solche Stoffe als **Elementsubstanzen.** Auch andere Stoffe, die keine Molekülsubstanzen sind, jedoch aus einem Element bestehen, wie Metalle und Edelgase, werden als Elementsubstanzen bezeichnet.

▶ **Elementsubstanzen sind Stoffe, die aus einem Element zusammengesetzt sind.**

Bei anderen Molekülsubstanzen, wie Chlorwasserstoff, Wasser, Schwefeldioxid, sind die Moleküle aus Atomen verschiedener Elemente aufgebaut. Stoffe, die aus mehreren Elementen zusammengesetzt sind, bezeichnet man auch als **chemische Verbindungen.** Auch Ionensubstanzen, wie Natriumchlorid und Natriumhydroxid, kann man als chemische Verbindungen bezeichnen, da sie aus verschiedenen Elementen zusammengesetzt sind.

▶ **Als chemische Verbindungen werden Stoffe bezeichnet, die aus mehreren Elementen zusammengesetzt sind.**

Reaktion von Ammoniak mit Wasser 8

Ammoniak – eine Molekülsubstanz

Bedeutung. Ammoniak ist eine wichtige Molekülsubstanz. Sie enthält die Elemente Stickstoff und Wasserstoff. Ammoniak wird in der Landwirtschaft als Düngemittel eingesetzt. Plaste, Explosivstoffe, Farben, Arzneimittel und Düngemittel werden aus Ammoniak hergestellt. Ammoniak ist auch Bestandteil einiger Haushaltchemikalien, wie Glasreinigungsmittel und Fleckenwasser. Die chemische Industrie unserer Republik produziert jährlich über 1 Mill. t

Ammoniak. In der Natur entsteht Ammoniak bei Fäulnisprozessen von pflanzlichen und tierischen Stoffen.

Bau von Ammoniak. Ammoniak ist aus Molekülen aufgebaut, zwischen denen nur geringe Anziehungskräfte wirken. Die Formel für Ammoniak ist NH_3 (Abb. 17). ② ③
Im Ammoniakmolekül sind drei Wasserstoffatome jeweils durch eine **polare Atombindung** mit einem Stickstoffatom verbunden. Zwei Außenelektronen des Stickstoffatoms sind nicht an der chemischen Bindung beteiligt.

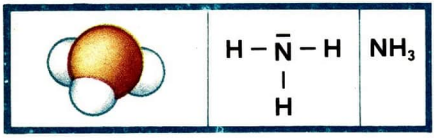


Abb. 17 Modell, Formel in Elektronenschreibweise und Formel eines Ammoniakmoleküls

▶ **Ammoniak ist eine Molekülsubstanz mit der Formel NH_3. Im Ammoniakmolekül liegen polare Atombindungen vor.**

Eigenschaften von Ammoniak. Bei 20°C und einem Druck von 0,1 MPa ist Ammoniak ein farbloses Gas. Man kann es an seinem charakteristischen, stechenden Geruch erkennen. Ammoniak ist gesundheitsschädigend. Unterhalb einer Temperatur von −33,4°C ist Ammoniak flüssig. Beim Verdampfen nimmt 1 kg flüssiges Ammoniak 1270 kJ Wärme aus der Umgebung auf. Man kann Ammoniak daher als Kältemittel verwenden. Die Löslichkeit von Ammoniak in Wasser ist sehr gut.

■ In 1 l Wasser lösen sich bei 20°C und 0,1 MPa etwa 750 l gasförmiges Ammoniak. ④

▶ **Ammoniak ist ein farbloses, stechend riechendes Gas, das sich sehr gut in Wasser löst. Ammoniak ist gesundheitsschädigend.**

---

① Wie unterscheiden sich die Schmelztemperaturen von Chlorwasserstoff, Wasser und Natriumhydroxid (↗ Tabelle 3)? Erläutere die Unterschiede mit Hilfe von Modellvorstellungen über den Bau dieser Stoffe!

② Vergleiche anhand der Abbildungen 15, Seite 32, und 17, Seite 37 den Bau eines Wassermoleküls mit dem eines Ammoniakmoleküls!

③ Erläutere den Bau des Ammoniakmoleküls mit Hilfe der Formel in Elektronenschreibweise!

④ In 1 l Wasser lösen sich bei 20°C 750 l Ammoniak. 750 l Ammoniak entsprechen bei 20°C einer Masse von 520 g. Berechne die Stoffmenge an Ammoniak!

Chemische Reaktion von Ammoniak mit Wasser

Lösen von Ammoniak in Wasser. Ionensubstanzen, wie Kaliumchlorid und Natriumhydroxid, lösen sich sehr gut in Wasser. Dabei finden chemische Reaktionen statt (↗ S. 12). Sie sind erkennbar an der Wärmeabgabe oder -aufnahme beim Lösen sowie an der elektrischen Leitfähigkeit der Lösungen (↗ Experiment 3, S. 11). Ammoniak löst sich ebenfalls gut in Wasser, obwohl Ammoniak eine Molekülsubstanz ist.
Kann man beim Lösen von Ammoniak in Wasser ähnliche Erscheinungen beobachten wie beim Lösen von einigen Ionensubstanzen in Wasser?

14 ▼

Vorsicht! Gasförmiges Ammoniak wird auf mit Wasser angefeuchtete Watte geleitet, die an einem Thermometer befestigt ist (Abb. 18).

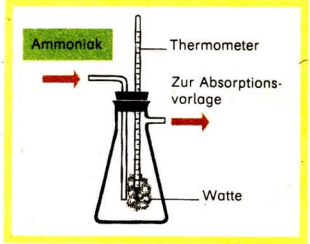


Abb. 18 Geräteanordnung zur Aufleitung von Ammoniak auf feuchte Watte

Beim Lösen von Ammoniak in Wasser findet eine Energieumwandlung statt (Experiment 14). Es wird Wärme an die Umgebung abgegeben.
Ammoniak und Wasser sind aus Molekülen aufgebaut. Man könnte annehmen, daß wäßrige Ammoniaklösung nicht den elektrischen Strom leitet.

15 ▼

Wäßrige Ammoniaklösung wird auf elektrische Leitfähigkeit geprüft.

Wäßrige Ammoniaklösung leitet den elektrischen Strom (Experiment 15). Beim Lösen von Ammoniak in Wasser müssen Ionen entstanden sein. Diese **Veränderung der Teilchen** und die gleichzeitig auftretende **Energieumwandlung** sind Merkmale einer chemischen Reaktion. ①

---

① Warum leiten wäßrige Lösungen von Natriumchlorid und von Natriumhydroxid den elektrischen Strom?

② Beschreibe den Bau des Ammonium-Ions mit Hilfe der Abbildung 19!

③ Vergleiche anhand der Abbildungen 17 und 19 den Bau des Ammoniakmoleküls mit dem des Ammonium-Ions!

④ Vergleiche den Bau des Wassermoleküls mit dem des Hydroxid-Ions!

⑤ Warum ist wäßrige Ammoniaklösung eine basische Lösung?

Beim Lösen von Ammoniak in Wasser findet eine chemische Reaktion statt.

Ionen in der Ammoniaklösung. Eine Bedingung für die elektrische Leitfähigkeit von Lösungen ist das Vorhandensein von Ionen.
Welche Ionen liegen in einer Ammoniaklösung vor?

16

Vorsicht! Ätzende Lösung! Prüfe wäßrige Ammoniaklösung mit rotem Lackmuspapier!

Das Lackmuspapier färbt sich blau. Die Farbänderung von Lackmuspapier zeigt an, daß sich negativ elektrisch geladene **Hydroxid-Ionen** in der Lösung befinden müssen. Die wäßrige Ammoniaklösung ist also eine **basische Lösung** (Experiment 16). Außerdem sind noch positiv elektrisch geladene **Ammonium-Ionen NH_4^+** in der Lösung (Abb. 19). Das Ammonium-Ion ist ein zusammengesetztes, einfach positiv elektrisch geladenes Ion. ② ③ ④ ⑤

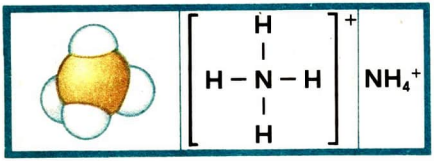
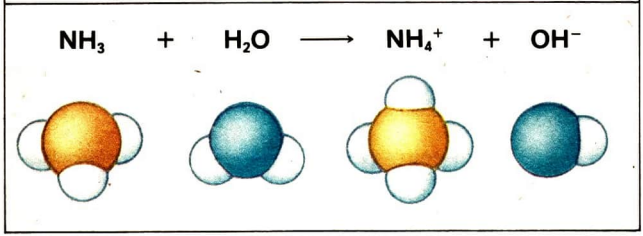


Abb. 19 Modell, Formel in Elektronenschreibweise und Formel eines Ammonium-Ions

Bei der chemischen Reaktion von Ammoniak mit Wasser entstehen aus Ammoniakmolekülen und Wassermolekülen Ammonium-Ionen und Hydroxid-Ionen.



Veränderung der Teilchen. *Wie kann man die Bildung von Hydroxid-Ionen und Ammonium-Ionen erklären?*
Bei der chemischen Reaktion von Ammoniak mit Wasser gibt jeweils ein

Wassermolekül ein Proton ab. Das Proton wird auch als positiv geladenes Wasserstoff-Ion mit dem chemischen Zeichen H^+ bezeichnet. Durch die **Abgabe eines Protons** entsteht aus dem Wassermolekül ein Hydroxid-Ion. Protonen können in Lösungen nicht frei vorliegen. ①

$$H_2O \xrightarrow{\text{Protonenabgabe}} H^+ + OH^-$$

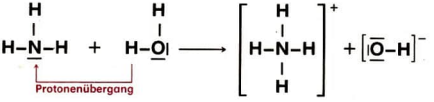
▶ **Aus einem Wassermolekül entsteht durch Protonenabgabe ein Hydroxid-Ion.**

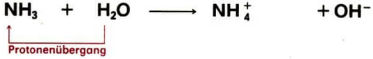
Da Protonen in Lösungen nicht frei vorliegen können, werden die Protonen von Ammoniakmolekülen gebunden. An die zwei Elektronen des Stickstoffatoms im Ammoniakmolekül, die nicht an der Bindung der drei Wasserstoffatome beteiligt sind, kann ein Proton gebunden werden. Durch **Aufnahme eines Protons** entsteht aus dem Ammoniakmolekül ein Ammonium-Ion.

$$NH_3 + H^+ \xrightarrow{\text{Protonenaufnahme}} NH_4^+$$

▶ **Aus einem Ammoniakmolekül entsteht durch Protonenaufnahme ein Ammonium-Ion.**

Bei der chemischen Reaktion von Ammoniak mit Wasser verändern sich die Teilchen durch **Protonenübergang** von Wassermolekülen zu Ammoniakmolekülen. ② ③ ④





▶ **Bei der Reaktion von Ammoniak mit Wasser erfolgt ein Protonenübergang von den Wassermolekülen zu den Ammoniakmolekülen. Es entstehen Hydroxid-Ionen und Ammonium-Ionen.**

---

① Beschreibe den Bau des Wasserstoffatoms! Warum ist das einfach positiv elektrisch geladene Wasserstoff-Ion ein Proton?

② Erläutere die Bildung von Hydroxid-Ionen aus Wassermolekülen!

③ Erläutere die Veränderung der Teilchen bei der Bildung von Ammonium-Ionen aus Ammoniakmolekülen!

④ Beschreibe die Protonenabgabe und die Protonenaufnahme bei der Reaktion von Ammoniak mit Wasser!

Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser – Reaktion mit Protonenübergang

9

Chemische Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser

Eigenschaften von Chlorwasserstoff. Aus Klasse 7 ist Chlorwasserstoff als eine Molekülsubstanz bekannt. Bei 20°C und 0,1 MPa ist Chlorwasserstoff gasförmig. Er löst sich sehr gut in Wasser. Wäßrige Lösungen von Chlorwasserstoff sind ätzend. Mit einem Massenanteil an Chlorwasserstoff von 15% und darüber sind diese Lösungen nach dem Giftgesetz Gifte der Abteilung 2. Beim Arbeiten mit diesen Lösungen sind die Regeln für den Umgang mit ätzenden Stoffen einzuhalten (↗ S. 18). ⑤ ⑥ ⑦

▶ **Chlorwasserstoff ist eine gasförmige Molekülsubstanz, die sich sehr gut in Wasser löst. Konzentrierte Chlorwasserstofflösung ist ätzend und giftig.**

Lösen von Chlorwasserstoff in Wasser. Chlorwasserstoff und Ammoniak sind Molekülsubstanzen. Beim Lösen von Ammoniak in Wasser reagieren Ammoniakmoleküle mit Wassermolekülen.
Reagieren Chlorwasserstoffmoleküle auch mit Wassermolekülen?

17 ▼ **Vorsicht!** Chlorwasserstoff wird in einer Geräteanordnung nach Experiment 14, Seite 38, auf mit Wasser angefeuchteten Zellstoff geleitet, der an einem Thermometer befestigt ist.

Beim Lösen von Chlorwasserstoff in Wasser wird eine Wärmeabgabe festgestellt, die auf eine **Energieumwandlung** hinweist (Experiment 17).
Leitet Chlorwasserstofflösung wie Ammoniaklösung den elektrischen Strom?

18 ▼ **Vorsicht!** Wäßrige Chlorwasserstofflösung wird auf elektrische Leitfähigkeit geprüft.

Die wäßrige Lösung von Chlorwasserstoff leitet den elektrischen Strom (Experiment 18). Beim Lösen von Chlorwasserstoff in Wasser müssen sich Ionen gebildet haben. **Energieumwandlung** und **Veränderung von Teilchen** sind Merkmale einer chemischen Reaktion. ⑧

---

⑤ Beschreibe die chemische Bindung am Modell eines Chlorwasserstoffmoleküls!

⑥ Was weißt du über die Verwendung von Chlorwasserstoff und Salzsäure?

⑦* In 1 l konzentrierter Salzsäure ist eine Masse von 365 g Chlorwasserstoff gelöst. Welche Stoffmenge entspricht dieser Masse an Chlorwasserstoff?

⑧ Gib für das Wassermolekül und das Chlorwasserstoffmolekül die Formel in Elektronenschreibweise an! Welche Aussagen kannst du diesen Formeln entnehmen?

Beim Lösen von Chlorwasserstoff in Wasser findet eine chemische Reaktion statt.

Ionen in der Chlorwasserstofflösung. Zum Nachweis der Ionen in Chlorwasserstofflösung kann man die Lösung mit einem Indikator prüfen.

19

Vorsicht! Wäßrige Chlorwasserstofflösung wird mit einigen Tropfen Lackmuslösung versetzt.

Wäßrige Chlorwasserstofflösung färbt Lackmuslösung rot (Experiment 19). Die Farbänderung ist anders als bei der Einwirkung von Ammoniaklösung auf Lackmuslösung. Die **Rotfärbung** wird durch **Hydronium-Ionen H_3O^+** hervorgerufen (Abb. 20).
① ②

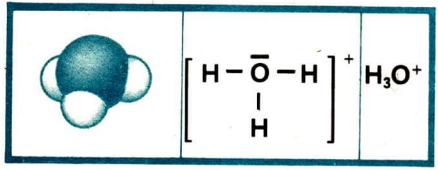


Abb. 20 Modell, Formel in Elektronenschreibweise und Formel eines Hydronium-Ions

Das Hydronium-Ion ist ein zusammengesetztes, einfach positiv elektrisch geladenes Ion mit dem chemischen Zeichen H_3O^+.

Man bezeichnet die Chlorwasserstofflösung als **saure Lösung**. Saure Lösungen enthalten Hydronium-Ionen. Sie bewirken bei Indikatoren charakteristische Farbänderungen.

Saure Lösungen sind wäßrige Lösungen, in denen Hydronium-Ionen vorliegen, die bei Indikatoren eine charakteristische Farbänderung bewirken.

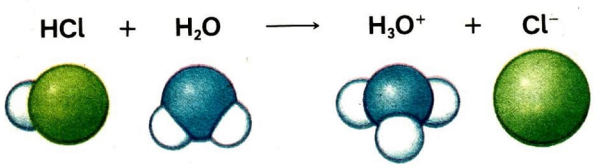
Neben den positiv elektrisch geladenen Hydronium-Ionen müssen auch negativ elektrisch geladene Ionen vorhanden sein. Diese negativ elektrisch geladenen Ionen könnten aus den Chlorwasserstoffmolekülen gebildet worden sein.

20

Vorsicht! Zu einer wäßrigen Chlorwasserstofflösung werden einige Tropfen Silbernitratlösung gegeben.

Bei Zugabe von Silbernitratlösung zur Chlorwasserstofflösung bildet sich ein weißer Niederschlag von Silberchlorid (Experiment 20). Durch die Bildung des Niederschlags werden **Chlorid-Ionen** in der wäßrigen Lösung von Chlorwasserstoff nachgewiesen. ③

Bei der chemischen Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser entstehen aus Wassermolekülen Hydronium-Ionen und aus Chlorwasserstoffmolekülen Chlorid-Ionen.



Veränderung der Teilchen. Bei der chemischen Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser gibt jeweils ein Chlorwasserstoffmolekül ein Proton ab, das von einem Wassermolekül aufgenommen wird. Aus dem Chlorwasserstoffmolekül entsteht durch **Protonenabgabe** ein Chlorid-Ion (↗ Experiment 17).

$$HCl \xrightarrow{\text{Protonenabgabe}} H^+ + Cl^-$$

Aus dem Wassermolekül bildet sich durch **Protonenaufnahme** ein Hydronium-Ion (↗ Experiment 17). ④

$$H_2O + H^+ \xrightarrow{\text{Protonenaufnahme}} H_3O^+$$

Die Veränderung der Teilchen bei der Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser besteht im Übergang von Protonen von Chlorwasserstoffmolekülen zu Wassermolekülen. Es bilden sich Chlorid-Ionen und Hydronium-Ionen.
⑤

---

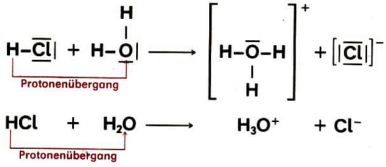
① Beschreibe die Wirkung von Ammoniaklösung und von Chlorwasserstofflösung auf Indikatoren! Worauf ist diese Wirkung zurückzuführen?

② Vergleiche den Bau des Wassermoleküls mit dem des Hydronium-Ions anhand der Abbildungen 15 und 20, Seite 32 und Seite 42!

③ Entwickle die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise für die Niederschlagsbildung von Silberchlorid aus Chlorid-Ionen und Silber-Ionen!

④ Beschreibe die Bildung eines Hydronium-Ions aus einem Wassermolekül!

⑤ Beschreibe die Veränderung der Teilchen bei der chemischen Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser! Erläutere die Protonenabgabe und Protonenaufnahme bei dieser Reaktion!

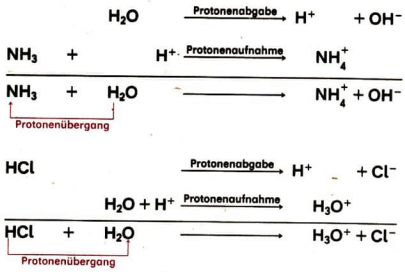


▶ **Bei der Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser erfolgt ein Protonenübergang von den Chlorwasserstoffmolekülen zu den Wassermolekülen. Es entstehen Chlorid-Ionen und Hydronium-Ionen.**

Reaktion mit Protonenübergang

Vergleich der Reaktionen von Wasser mit Ammoniak und mit Chlorwasserstoff. Beim Vergleich der Reaktionen von Ammoniak und von Chlorwasserstoff mit Wasser stellt man fest, daß die Veränderung der Teilchen auf die gleiche Weise erfolgt. Teilchen des einen Reaktionspartners geben Protonen ab, die von Teilchen des anderen Reaktionspartners aufgenommen werden. Zwischen den reagierenden Teilchen findet ein Protonenübergang statt.

■



Reaktionen, bei denen eine Protonenabgabe und Protonenaufnahme stattfindet, bezeichnet man als **Reaktionen mit Protonenübergang**. ① ②

▶ **Die Reaktion mit Protonenübergang ist eine Reaktionsart, bei der von Teilchen Protonen abgegeben werden, die von anderen Teilchen aufgenommen werden.**

Protonenabgabe und Protonenaufnahme bei Wassermolekülen. Wasser reagiert mit Ammoniak anders als mit Chlorwasserstoff (Tabelle 4).

Tabelle 4 Protonenaufnahme oder Protonenabgabe bei Wassermolekülen

Chemische Reaktion von	Reaktion der Wassermoleküle
Wasser mit Chlorwasserstoff	$H_2O + H^+ \longrightarrow H_3O^+$
Wasser mit Ammoniak	$H_2O \longrightarrow H^+ + OH^-$

Wassermoleküle können sich bei Reaktionen mit Protonenübergang unterschiedlich verhalten. Aus der Tabelle 4 geht hervor, daß sie Protonen aufnehmen oder abgeben können. Ob Protonen aufgenommen oder abgegeben werden, hängt von den Teilchen der Reaktionspartner ab. ③

▶ **Wassermoleküle sind Teilchen, die bei Reaktionen mit Protonenübergang je nach Reaktionspartner Protonen abgeben oder aufnehmen können.**

Saure Lösungen – Säuren 10

Charakteristisches Merkmal saurer Lösungen. Zu den sauren Lösungen gehören auch natürliche Stoffe, wie Essig, Zitronensaft und saure Milch. Von solchen Flüssigkeiten mit saurem Geschmack ist die Bezeichnung saure Lösung abgeleitet worden. Der Mensch kennt und verwendet sauer schmeckende Lösungen schon seit langer Zeit (Abb. 21).



Abb. 21 Nahrungsmittel, die Säuren enthalten

① Begründe, daß
a) $NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$ und b) $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$
Reaktionen mit Protonenübergang sind!

② Welche Teilchen liegen bei der chemischen Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser *vor* und *nach* der Reaktion vor? Erläutere die Veränderung der Teilchen!

③ Erläutere die Angaben in Tabelle 4! Gib die Reaktionsgleichungen für die Protonenabgabe beziehungsweise Protonenaufnahme bei den Reaktionspartnern an!

■ Essig wird schon seit Jahrtausenden durch Gärung von Wein oder Obstsäften hergestellt. Er dient zum Würzen von Speisen und Konservieren von Nahrungsmitteln.

Bewirken diese sauren Lösungen bei Indikatoren ebenfalls eine Farbänderung wie Chlorwasserstofflösung?

21 ▼ **Vorsicht!** Einige Lösungen sind ätzend!
Prüfe Essig, Obstsäfte, saure Milch und wäßrige Chlorwasserstofflösung (Salzsäure) mit blauem Lackmuspapier!

Das blaue Lackmuspapier färbt sich beim Eintauchen in die Lösungen rot (Experiment 21). In allen diesen Lösungen müssen also Hydronium-Ionen vorhanden sein, die diese Farbänderung des Indikators bewirken. ①
Saure Lösungen werden nicht durch Prüfen des Geschmacks, sondern durch den Nachweis der Hydronium-Ionen mit einem Indikator festgestellt. Das Prüfen des Geschmacks hätte bei vielen Lösungen gesundheitsschädigende Folgen. ②

▶ **Saure Lösungen enthalten Hydronium-Ionen, die mit Indikatoren nachweisbar sind.**

Wäßrige Lösungen einiger Säuren. Außer Chlorwasserstoff bilden noch andere Stoffe durch Lösen in Wasser saure Lösungen.

■ Speiseessig ist in Wasser gelöste Essigsäure. Zitronensaft ist in Wasser gelöste Citronensäure (Zitronensäure).

In der Industrie und im Labor werden wäßrige Lösungen von Salpetersäure, Schwefelsäure und Phosphorsäure benötigt. ③
Im täglichen Sprachgebrauch werden häufig die wäßrigen Lösungen von Salpetersäure, Schwefelsäure und Phosphorsäure als **Säuren** bezeichnet.

---

① Wie kannst du experimentell basische und saure Lösungen unterscheiden?

② Prüfe Haushaltchemikalien, wie Glasreinigungs-, Fliesenreinigungs- und Entkalkungsmittel, mit Indikatorpapier! Beschreibe deine Beobachtungen!

③ Vergleiche in der Tabelle 5, Seite 47, die Formeln der Verbindungen! Was stellst du hinsichtlich der Zusammensetzung aus den Elementen fest?

④ Erläutere die Bildung von Hydronium-Ionen aus Wassermolekülen beim Lösen einer Säure in Wasser!

⑤ Vergleiche Chlorid-, Nitrat-, Sulfat- und Phosphat-Ionen hinsichtlich ihrer Zusammensetzung und ihrer elektrischen Ladungen!

⑥ Vergleiche die Anzahl der Wasserstoffatome in den Molekülen von Schwefelsäure, Salpetersäure und Phosphorsäure mit der Anzahl der elektrischen Ladungen der Sulfat-, Nitrat- beziehungsweise Phosphat-Ionen! Kannst du eine Begründung für deine Feststellung geben?

So spricht man von Schwefelsäure, meint aber die Schwefelsäurelösung. Bei Chlorwasserstoff heißt die wäßrige Lösung **Salzsäure**.

Wäßrige Lösungen von Salpetersäure, Schwefelsäure und Phosphorsäure sind saure Lösungen.

Reaktion einiger Säuren mit Wasser. Wie bei der Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser, bilden sich bei der Reaktion von **Salpetersäure HNO_3** mit Wasser Hydronium-Ionen. Außerdem entstehen einfach negativ elektrisch geladene **Nitrat-Ionen NO_3^-**.

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

Diese chemische Reaktion ist eine Reaktion mit Protonenübergang.

$$HNO_3 \xrightarrow{\text{Protonenabgabe}} H^+ + NO_3^-$$

$$H_2O + H^+ \xrightarrow{\text{Protonenaufnahme}} H_3O^+$$

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

Protonenübergang

④

In ähnlicher Weise reagieren auch **Schwefelsäure H_2SO_4** und **Phosphorsäure H_3PO_4**. Bei den chemischen Reaktionen dieser Säuren mit Wasser entstehen außer Hydronium-Ionen noch **Sulfat-Ionen SO_4^{2-}** beziehungsweise **Phosphat-Ionen PO_4^{3-}** (Tabelle 5). ⑤ ⑥

Tabelle 5 Namen und Formeln von Säuren und deren Ionen in wäßriger Lösung

Säuren		Ionen in der wäßrigen Lösung			
Name	Formel	Name	Chemisches Zeichen	Name	Chemisches Zeichen
Chlorwasserstoff	HCl	**Hydroniumion**	H_3O^+	**Chloridion**	Cl^-
Salpetersäure	HNO_3			**Nitration**	NO_3^-
Schwefelsäure	H_2SO_4			**Sulfation**	SO_4^{2-}
Phosphorsäure	H_3PO_4			**Phosphation**	PO_4^{3-}

Chlorwasserstoff, Salpetersäure, Schwefelsäure und Phosphorsäure sind chemische Verbindungen, die mit Wasser reagieren. Dabei gehen von den

Teilchen dieser Verbindungen Protonen zu den Wassermolekülen über. Aus den Wassermolekülen bilden sich so Hydronium-Ionen. Chemische Verbindungen, die in gleicher Weise mit Wasser reagieren, werden als **Säuren** bezeichnet.

▶ **Säuren sind chemische Verbindungen, deren Teilchen Protonen an Wassermoleküle abgeben. Dadurch liegen in wäßrigen Säurelösungen Hydronium-Ionen vor.** ①

Historische Entwicklung des Begriffs Säure. Im Jahre 1636 definierte der englische Naturforscher *Boyle* erstmals wissenschaftlich den Begriff Säure. Dabei bezog er sich unter anderem auf die **gemeinsame Eigenschaft** dieser Stoffe, Pflanzenfarbstoffe zu färben. Der französische Chemiker *Lavoisier* (1743 bis 1793) untersuchte die **Zusammensetzung** von Säuren und bezeichnete als gemeinsames Merkmal einen „sauer machenden" Stoff, den Sauerstoff. Bald entdeckte man aber Säuren, in denen das Element Sauerstoff nicht vorkommt. Nach *Liebig* (1838) enthalten Säuren stets das Element Wasserstoff, das durch chemische Reaktion der Säuren mit bestimmten Metallen als gasförmiger Wasserstoff freigesetzt werden kann. Bei Untersuchungen zur elektrischen Leitfähigkeit wäßriger Säurelösungen erkannte man, daß in diesen Lösungen Ionen vorliegen. Der schwedische Wissenschaftler *Arrhenius* (1883) bezeichnete Stoffe als Säuren, die im Wasser unter Bildung von Wasserstoff-Ionen zerfallen. Entdeckungen über den **Teilchenaufbau von Stoffen** und die chemische Bindung führten zur Erkenntnis, daß die Teilchen einer Säure nicht einfach im Wasser zerfallen, sondern mit den Wassermolekülen reagieren. Der dänische Chemiker *Brönsted* (1923) bezeichnete Verbindungen als Säuren, deren Teilchen in der Lage sind, Protonen abzugeben. Beim Lösen in Wasser nehmen Wassermoleküle diese Protonen auf (↗ S. 47). Die Protonenaufnahme kann auch durch andere Teilchen als Wassermoleküle erfolgen. Entscheidendes Merkmal für eine Säure ist nach *Brönsted* nicht der Bau einer Verbindung, sondern die bei einer chemischen Reaktion auftretende **Eigenschaft ihrer Teilchen**, Protonen an andere Teilchen abzugeben. Viele Erscheinungen bei chemischen Reaktionen lassen sich damit erklären. Durch die fortschreitende Erkenntnis der Wissenschaft Chemie gibt es heute theoretische Vorstellungen über Säuren, die sich nicht auf Protonenabgabe und Protonenaufnahme bei chemischen Reaktionen beziehen.

Umgang mit Säuren und Säurelösungen. Die Lösungen der meisten Säuren sind giftig und stark ätzend. Viele Materialien werden von ihnen zerstört.

22 ▼ **Vorsicht!** Holz, Zucker und verschiedene textile Gewebe werden mit konzentrierter Schwefelsäure betropft.

Holz, Zucker und Gewebe werden beim Auftropfen von konzentrierter Schwefelsäure schwarz, sie verkohlen (Experiment 22).

Für das Arbeiten mit Säuren gelten Bestimmungen aus dem **„Gesetz über den Verkehr mit Giften" (Giftgesetz).** Danach sind Salzsäure und wäßrige Lösungen von Schwefelsäure und Salpetersäure mit einem Massenanteil an Säure von 15% und darüber Gifte der Abteilung 2. Aufbewahrungsgefäße für diese Säurelösungen müssen besonders gekennzeichnet sein (Abb. 22). Es ist verboten, Säurelösungen in Flaschen oder Gefäße abzufüllen, die nur für die Aufbewahrung von Nahrungs- und Genußmitteln bestimmt sind. Werden diese Bestimmungen nicht eingehalten, können schwere Unfälle die Folge sein. ②



Abb. 22 Beschriftung einer Flasche mit konzentrierter Schwefelsäure

▶ **Viele Säuren und ihre wäßrigen Lösungen sind giftig und wirken stark ätzend. Mit ihnen muß vorsichtig und gewissenhaft umgegangen werden.**

Beim Arbeiten mit Säurelösungen muß man zwischen **verdünnten** und **konzentrierten Säuren** unterscheiden. In verdünnten und konzentrierten Säuren sind unterschiedlich große Stoffproben einer Säure gelöst. Die Größe dieser Stoffprobe kann durch den Massenanteil an Säure in der Lösung wie bei basischen Lösungen angegeben werden (↗ S. 17).

■ 10%ige Salzsäure bedeutet: In 100 g Salzsäure ist eine Stoffprobe von 10 g Chlorwasserstoff gelöst.

---

① Beschreibe anhand der vorgegebenen Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise die vorliegenden Reaktionen als Reaktionen mit Protonenübergang!

a) $H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$

$2H_2O + 2H^+ \longrightarrow 2H_3O^+$

$H_2SO_4 + 2H_2O \longrightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$

b) $H_3PO_4 \longrightarrow 3H^+ + PO_4^{3-}$

$3H_2O + 3H^+ \longrightarrow 3H_3O^+$

$H_3PO_4 + 3H_2O \longrightarrow 3H_3O^+ + PO_4^{3-}$

② Warum dürfen Chemikalien nicht durch „Schmecken" geprüft werden?

Die gelöste Stoffprobe in 1 l Lösung kann auch durch die Stoffmenge angegeben werden.

■ Die Angaben $n_{HCl} = 2$ mol für diese Lösung bedeutet, daß eine Stoffprobe von 2 mol Chlorwasserstoff gelöst ist.

Stoffmenge und Masse einer Stoffprobe sind proportional zueinander. Mit Hilfe der Größengleichung $m = M \cdot n$ kann man die Masse oder die Stoffmenge einer Stoffprobe berechnen.

■ Berechne die Masse der Stoffmenge $n_{HCl} = 2$ mol, die in 1 l Salzsäure gelöst ist!

Gesucht: m_{HCl}

Gegeben: $n_{HCl} = 2$ mol

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

$$m_{HCl} = 36{,}5 \frac{g}{mol} \cdot 2 \text{ mol}$$

$$m_{HCl} = 73 \text{ g}$$

Die Masse des gelösten Chlorwasserstoffs in 1 l Salzsäure beträgt 73 g.

Berechne die Stoffmenge an Chlorwasserstoff, die der Masse Chlorwasserstoff in 500 g 10%iger Salzsäure entspricht!

Gesucht: n_{HCl}

Gegeben: $m_{HCl} = 500$ g

Lösung: $n_{HCl} = \frac{m_{HCl}}{M_{HCl}}$

$$n_{HCl} = \frac{50 \text{ g}}{36{,}5 \frac{g}{mol}}$$

$$n_{HCl} = 1{,}37 \text{ mol}$$

500 g 10%ige Salzsäure enthalten die Stoffmenge von 1,37 mol Chlorwasserstoff.

Häufig im Labor verwendete verdünnte und konzentrierte Säuren sind in Tabelle 6 angegeben. ① ② ③

Tabelle 6 Verdünnte und konzentrierte Säuren

Säurelösungen	Konzentrierte Säure		Verdünnte Säure	
	g in 100 g Lösung	mol in 1 l Lösung	g in 100 g Lösung	mol in 1 l Lösung
Salzsäure	24	7,5	7	2
Salpetersäure	65	15	12	2
Schwefelsäure	96	18	10	1

Beim **Verdünnen konzentrierter Säuren** tritt meist eine starke Erwärmung auf (Experiment 23).

23 ▼ **Vorsicht!** Konzentrierte Schwefelsäure wird in einem dünnen Strahl unter ständigem Umrühren in Wasser gegossen. Die Temperatur des Wassers und der entstandenen Lösung wird gemessen.

Beim Verdünnen konzentrierter Schwefelsäure erwärmt sich die Lösung (Experiment 23). Das Verdünnen von konzentrierten Säuren muß sehr vorsichtig erfolgen. Stets ist unter Umrühren die konzentrierte **Säure in das Wasser zu gießen**. Es kann sonst durch Überhitzung der Lösung Säurelösung herausspritzen oder das Gefäß zerspringen. Ein alter Merksatz lautet: „Erst das Wasser, dann die Säure – sonst geschieht das Ungeheure!" Die Regeln für den Umgang mit Säurelösungen unterscheiden sich nicht von denen für den Umgang mit basischen Lösungen (↗ S.18).

Verwendung von Säuren. Eine Reihe von Säuren beziehungsweise Säurelösungen wird im Haushalt verwendet. Citronensäure wird als Geschmacksstoff bei der Speisenzubereitung sowie zur Herstellung von Nahrungs- und Genußmitteln verwendet. Akkumulatorsäure in der Starterbatterie von Kraftfahrzeugen ist 37%ige Schwefelsäure.

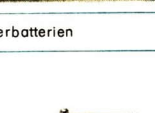
Düngemittel	Chemiefasern	Sprengmittel
		
Metallherstellung	**Arzneimittel**	**Starterbatterien**
		

Abb. 23 Verwendung von Schwefelsäure

① Berechne die Masse an Schwefelsäure in 250 g verdünnter Schwefelsäure anhand der Angaben in Tabelle 6!

② Welche Stoffmenge an Chlorwasserstoff ist in 250 g 7%iger Salzsäure gelöst?

③ Berechne die Masse an gelöster Säure in Gramm, die in einem Liter Säurelösung folgender Stoffmengen $n_{H_2SO_4}$ = 2 mol, n_{HNO_3} = 1 mol und $n_{H_3PO_4}$ = 5 mol gelöst sind!

Volkswirtschaftlich besitzen Säuren eine große Bedeutung. In der DDR werden jährlich über 1 Mill. t Schwefelsäure hergestellt. Wie andere Säuren wird sie zur Behandlung von Metalloberflächen, Herstellung von Düngemitteln, Plasten, Farbstoffen, Textilfasern und Sprengmitteln benötigt (Abb. 23, S. 51). Schwefelsäure ist auch in Industrieabwässern gelöst. So sind Hydronium-Ionen und Sulfat-Ionen Bestandteil des Restwassers in Braunkohlentagebauen. Dadurch sind diese Abwässer saure Lösungen (↗ S. 55). ① ② Solche Abwässer müssen so aufbereitet werden, daß sie nicht mehr die Umwelt schädigen.

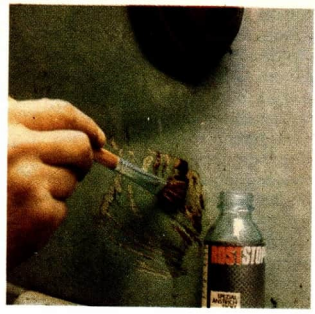


Abb. 24 Korrosionsschutz an Personenkraftwagen

Bei Stahloberflächen wird durch Beizen mit Salzsäure, Schwefelsäure oder Salpetersäure der Rost entfernt. Anschließend wird eine Schutzschicht aus Farbe oder anderen Werkstoffen aufgetragen.
Kleine Rostschäden an Kraftfahrzeugen werden mit Rostumwandler behandelt, der eine Phosphorsäurelösung enthält (Abb. 24). Die Rostschicht wird dabei in eine Eisenphosphatschicht umgewandelt, die eine weitere Korrosion stark hemmt. Auf die Phosphatschicht kann wieder Farbe aufgetragen werden (Abb. 25). ③
Auch bei anderen Metallen werden Oxidschichten mit Säurelösungen behandelt. So wird vor dem Löten von Kupfer die Kupfer(II)-oxidschicht mit Löt-

---

① Lies die Aufschrift auf einer Flasche „Spritessig"! Berechne aus den Angaben die Masse der gelösten Essigsäure (1 cm^3 Lösung hat die Masse von 1g.)!

② Berechne die Stoffmenge an Schwefelsäure, die in 1000 g Akkumulatorsäure enthalten ist!

③ Prüfe „Rostex" mit einem Indikator! Warum sind beim Arbeiten mit Rostumwandler bestimmte Vorsichtsmaßnahmen zu beachten?

④ Beschreibe die Wirkung von verdünnter Schwefelsäure, Kaliumhydroxidlösung und Calciumhydroxidlösung auf Lackmusfarbstoff! Vergleiche die Lösungen im Hinblick auf die vorliegenden Ionen!

⑤ In Fensterputzmitteln ist unter anderem Ammoniak gelöst. Prüfe, wie diese Lösung auf Indikatoren wirkt! Erkläre deine Beobachtung!

⑥ Beschreibe die beim Lösen von Kaliumhydroxid, Kaliumchlorid und Chlorwasserstoff in Wasser vor sich gehenden Teilchenveränderungen!

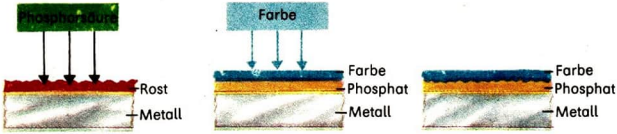


Abb. 25 Aufbau von Korrosionsschutzschichten

wasser entfernt, das unter anderem Salzsäure enthält. Nur so ist ein Verbund der Metalle beim Löten möglich.

Basische, saure und neutrale Lösungen 11

Wirkung von wäßrigen Lösungen auf Indikatoren. Lackmusfarbstoff färbt sich durch **basische Lösungen** blau und durch **saure Lösungen** rot. Die Farbänderung wird in basischer Lösung durch Hydroxid-Ionen, in saurer Lösung durch Hydronium-Ionen bewirkt.
Es gibt wäßrige Lösungen, in denen mit Indikatoren weder Hydronium- noch Hydroxid-Ionen nachweisbar sind. Solche Lösungen bezeichnet man als **neutrale Lösungen.**

24 ▼ **Vorsicht!** Einige Lösungen sind ätzend!
Prüfe wäßrige Lösungen von Natriumchlorid, Natriumhydroxid und Chlorwasserstoff sowie destilliertes Wasser mit Lackmuspapier!

Lackmuspapier färbt sich bei Natriumhydroxidlösung blau und bei Chlorwasserstofflösung rot. Bei Natriumchloridlösung und destilliertem Wasser verändert sich die Farbe des Lackmuspapiers nicht (Experiment 24).
Natriumchloridlösung und destilliertes Wasser sind neutrale Lösungen (Experiment 24).
④ ⑤ ⑥

▶ **Neutrale Lösungen sind wäßrige Lösungen, in denen man mit Indikatoren weder Hydronium- noch Hydroxid-Ionen nachweisen kann.**

Lackmusfarbstoff ist der Farbstoff einer tropischen Gebirgsflechte. Auch Pflanzenfarbstoffe einheimischer Pflanzen eignen sich zum Nachweis von Hydronium-Ionen und Hydroxid-Ionen.

25 ▼ **Vorsicht!** Wäßrige Lösungen von Natriumhydroxid und Chlorwasserstoff werden mit wäßrigen Farbstofflösungen aus Rotkohl oder roten Rüben versetzt.

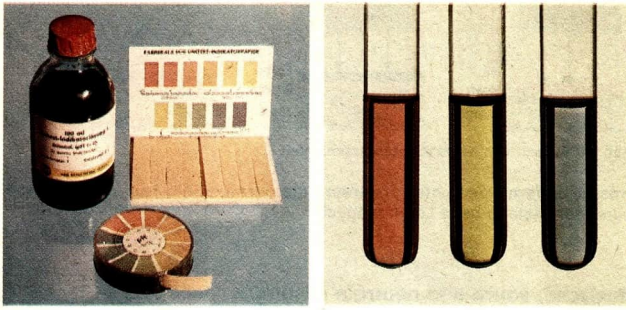


Abb. 26 Universalindikator
links: Unitestlösung und Unitestpapier
rechts: Färbung des Indikators in saurer, neutraler und basischer Lösung

Die wäßrigen Farbstofflösungen aus Rotkohl oder roten Rüben färben sich durch Natriumhydroxidlösung blau, durch Chlorwasserstofflösung rot (Experiment 25).

Kennzeichnung saurer, neutraler und basischer Lösungen. Saure, basische und neutrale Lösungen werden meist mit **Unitestlösung** oder **Unitestpapier** ermittelt (Abb. 26). Mit diesem Indikator ist eine genauere Kennzeichnung saurer, basischer und neutraler Lösungen möglich.
Je nach der Stoffmenge an Hydronium-Ionen oder Hydroxid-Ionen, die in einem bestimmten Volumen einer Lösung vorliegt, wird eine unterschiedliche Farbänderung des Indikators bewirkt. Den verschiedenen Farben ist jeweils eine Zahl zugeordnet, der ***p*H-Wert.** Der Zahlenbereich von 0 bis 14 wird als *p*H-Wert-Skale bezeichnet (Abb. 27).

*p*H-Wert	0 1 2	3 4 5 6	7	8 9 10	11 12 13 14
Eigenschaft der Lösung	stark sauer	schwach sauer	neutral	schwach basisch	stark basisch
	Hydronium-Ionen H_3O^+			Hydroxid-Ionen OH^-	

Abb. 27 *p*H-Wert-Skale

▶ **Der *p*H-Wert ist eine Zahlenangabe zur Kennzeichnung saurer, neutraler und basischer Lösungen. Neutrale Lösungen haben den *p*H-Wert 7.**

Der *p*H-Wert einer Lösung wird bestimmt, indem man einen Streifen Unitestpapier in die zu prüfende Lösung eintaucht und sofort die Farbe mit der Farbtabelle vergleicht. Farbgleichheit zeigt den *p*H-Wert der Lösung an. ①

Bedeutung der Ermittlung von *p*H-Werten. Das Ermitteln des *p*H-Werts von Lösungen ist von großer praktischer Bedeutung in der Wasserwirtschaft, der Landwirtschaft, der chemischen Industrie, der Lebensmittelindustrie, der Textilindustrie, in der biologischen Forschung und in der Medizin.

■ In der Landwirtschaft ist das regelmäßige Bestimmen des *p*H-Werts im Boden sehr wichtig. Kartoffeln wachsen gut bei *p*H-Werten des Bodens von 5,9 bis 6,5. Weizen und andere Getreidearten bei *p*H-Werten von 6 bis 7,5. Durch richtige Düngung können die erforderlichen *p*H-Werte im Boden eingestellt werden.
Körperflüssigkeiten besitzen beim gesunden Menschen bestimmte *p*H-Werte. Blut hat einen *p*H-Wert von 7,4, Speichel von 6 bis 8, Magensaft von 0,9 bis 1,5, Harn von 5 bis 7.
Zur Sicherung eines günstigen Wachstums der Mikroorganismen muß in der Lebensmittelindustrie der *p*H-Wert laufend überwacht werden.
Das trifft unter anderem für die Produktion von Molkereierzeugnissen zu. Frische Milch hat einen *p*H-Wert von etwa 6,6, saure Milch von etwa 4.
Industrieabwässer mit einem *p*H-Wert kleiner als 5 und größer als 9 sind umweltschädigend. Sie müssen zu Wasser mit umweltverträglichen *p*H-Werten aufbereitet werden.
Das Wasser des Senftenberger Sees hat einen *p*H-Wert von 6,5 (↗ S. 29). Es ist durch Mischen von Abwässern eines Aluminiumwerks (*p*H-Wert 11) und Tagebaurestwasser (*p*H-Wert 3) aufbereitet worden. Die Aufbereitung erfolgt in einem kleinen ausgekohlten Tagebau. Von dort aus werden die als Seen vorgesehenen Tagebaue geflutet. ② ③

Chemische Reaktion von Säurelösungen mit Metallhydroxidlösungen 12

Einwirkung von Natriumhydroxidlösung auf Salzsäure. Für das Wasser des Senftenberger Sees wurden saure Industrieabwässer (*p*H-Wert 3) mit basischen Industrieabwässern (*p*H-Wert 11) „entsäuert" (↗ S. 29). Das Wasser des Sees ist annähernd neutral (*p*H-Wert 6,5).

---

① Prüfe Herdreiniger, WC-Reiniger und Entkalkungsmittel mit Unitestpapier! Beachte die Vorschriften für den Umgang mit diesen Haushaltchemikalien! Erläutere diese Vorschriften anhand deiner Beobachtungen!

② Warum müssen Waschmittellösungen für Wolle den *p*H-Wert 7 haben?

③ Nenne weitere Beispiele für die Bedeutung der Ermittlung des *p*H-Werts!

Welche Vorgänge finden bei einer „Entsäuerung" statt?
Diese Frage wollen wir mit Hilfe eines Experiments beantworten.

26 ▼

Untersuche die Wirkung von verdünnter Natriumhydroxidlösung auf verdünnte Salzsäure in Anwesenheit eines Indikators!

Vorüberlegungen

1. Nenne die Ionen, die in Natriumhydroxidlösung und Salzsäure vorliegen! Wie wirken diese Lösungen auf Unitestlösung?
2. Wie wird Unitestlösung in sauren, basischen und neutralen Lösungen gefärbt?

Durchführung

Vorsicht! Salzsäure und Natriumhydroxidlösung sind auch als verdünnte Lösungen ätzend! Schutzbrille tragen!

1. Fülle in einen konischen Kolben (25 cm^3) etwa 10 ml destilliertes Wasser, lege ein Blatt Filterpapier darunter und gib 5 Tropfen Unitestlösung hinzu! Welche Farbe hat die Lösung nach dem Umschütteln?
2. Tropfe in diese Lösung mit einem Halbmikro-Tropfer 5 Tropfen verdünnte Salzsäure! Schüttle um und notiere die Farbe!
3. Gib tropfenweise aus einem zweiten Halbmikro-Tropfer verdünnte Natriumhydroxidlösung in den konischen Kolben! Schüttle nach jedem zugegebenen Tropfen die Lösung! Beobachte die Farbe und notiere sie!

Unitestlösung färbt sich in Salzsäure rot. Gibt man zur Salzsäure ein bestimmtes Volumen Natriumhydroxidlösung, so ändert sich die Farbe der Unitestlösung von Rot nach Gelbgrün. Aus der sauren Lösung und der basischen Lösung wird eine neutrale Lösung (Experiment 26). Diese Beobachtung weist auf eine Stoffumwandlung hin. Eine Stoffumwandlung könnte mit einer Energieumwandlung verbunden sein.

27 ▼

Vorsicht! Je 100 ml verdünnte Salzsäure und verdünnte Natriumhydroxidlösung werden zusammengegeben. Die Temperatur der Ausgangslösungen und der entstandenen Lösung wird gemessen.

Beim Zusammengeben von Salzsäure und Natriumhydroxidlösung wird Wärme abgegeben (Experiment 27). Diese Erscheinung ist Kennzeichen für eine Energieumwandlung.
Die Stoffumwandlung kann durch eine weitere Untersuchung der neutralen Lösung bestätigt werden.

28 ▼

Vorsicht! Ein geringes Volumen der bei Experiment 27 entstandenen neutralen Lösung wird vorsichtig eingedampft.

Beim Eindampfen der neutralen Lösung bildet sich ein kristalliner Stoff, Natriumchlorid (Experiment 28). Die neutrale Lösung ist Natriumchloridlösung.
Die beobachteten Erscheinungen bei der Stoff- und Energieumwandlung sind Kennzeichen dafür, daß beim Einwirken von Natriumhydroxidlösung auf

Salzsäure eine chemische Reaktion stattfindet. Die Reaktionsgleichung lautet:

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O.$$

Andere saure und basische Lösungen können in gleicher Weise miteinander reagieren. Man bezeichnet solche chemische Reaktionen als **Neutralisation.** ① ② ③ ④

▶ **Die Neutralisation ist eine chemische Reaktion zwischen einer sauren und einer basischen Lösung. Bei der Reaktion wird Wärme abgegeben.**

Veränderung von Teilchen bei einer Neutralisation. Wie sich die Teilchen bei der chemischen Reaktion von Salzsäure mit Natriumhydroxidlösung verändern, kann man aus der oben genannten Reaktionsgleichung nicht entnehmen. Dafür eignet sich die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise.

$$Na^+ + OH^- + H_3O^+ + Cl^- \longrightarrow Na^+ + Cl^- + 2H_2O$$

Beim Vergleich der Teilchen, die vor und nach der Reaktion vorliegen, ist feststellbar, daß **Hydronium-Ionen** und **Hydroxid-Ionen** miteinander zu **Wassermolekülen** reagieren. Damit kann erklärt werden, warum in der entstandenen Lösung keine Hydronium-Ionen und keine Hydroxid-Ionen mehr mit einem Indikator nachweisbar sind und eine neutrale Lösung vorliegt (Experiment 26). Die Wassermoleküle entstehen aus Hydronium-Ionen durch Protonenabgabe und aus Hydroxid-Ionen durch Protonenaufnahme. ⑤ ⑥

■ $H_3O^+ \xrightarrow{\text{Protonenabgabe}} H^+ + H_2O$

$OH^- + H^+ \xrightarrow{\text{Protonenaufnahme}} H_2O$

$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$

Protonenübergang

---

① Welche Ionen liegen in Säurelösungen und welche in Metallhydroxidlösungen vor? Nenne Beispiele und gib die chemischen Zeichen an!

② Begründe, daß Chlorwasserstoff eine Molekülsubstanz und Natriumhydroxid eine Ionensubstanz ist! Wie verhalten sich diese Stoffe beim Lösen in Wasser?

③ Welche Beobachtung ist beim Experiment 26, Seite 56, zu erwarten, wenn ein zu großes Volumen an Natriumhydroxidlösung zugetropft wird?

④ Welche Beobachtungen erwartest du, wenn zu einer Natriumhydroxidlösung einige Tropfen Unitestlösung gegeben werden und danach Salzsäure tropfenweise zugesetzt wird?

⑤ Beschreibe die Veränderung der Teilchen bei der Umwandlung eines a) Hydronium-Ions, b) Hydroxid-Ions in ein Wassermolekül!

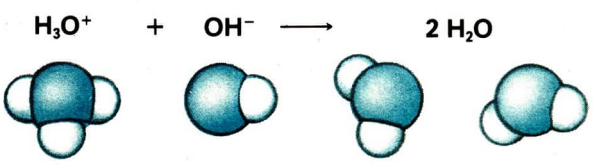
⑥ Erläutere den Protonenübergang am Beispiel der Neutralisation!

Die **Neutralisation** von Salzsäure mit Natriumhydroxidlösung ist eine **Reaktion mit Protonenübergang**, bei der Protonen von Hydronium-Ionen auf Hydroxid-Ionen übergehen.
Auch bei der Reaktion anderer Säurelösungen mit Metallhydroxidlösungen erfolgt eine Reaktion von Hydronium-Ionen mit Hydroxid-Ionen.

■ Die Neutralisation von verdünnter Salpetersäure mit Kaliumhydroxidlösung ist ebenfalls eine Reaktion mit Protonenübergang.

$KOH + HNO_3 \longrightarrow KNO_3 + H_2O$

▸ **Bei der Neutralisation geben Hydronium-Ionen Protonen ab, die von Hydroxid-Ionen aufgenommen werden.**
Es bilden sich Wassermoleküle.
Die Neutralisation ist eine Reaktion mit Protonenübergang.



Außer den Hydronium- und Hydroxid-Ionen befinden sich noch andere Ionen in den Säurelösungen und Metallhydroxidlösungen. Bei der Reaktion von Salzsäure mit Natriumhydroxidlösung sind das Chlorid-Ionen und Natrium-Ionen. Sie verändern sich bei der chemischen Reaktion nicht. Die neutrale Lösung ist eine Natriumchloridlösung (Experiment 28). Beim Eindampfen bilden sich Kristalle von Natriumchlorid.
Bei der Neutralisation von verdünnter Salpetersäure mit Kaliumhydroxidlösung verändern sich die Nitrat-Ionen und die Kalium-Ionen nicht. Die neutrale Lösung ist eine Kaliumnitratlösung. Beim Eindampfen der Lösung bilden sich Kristalle von Kaliumnitrat.

$K^+ + NO_3^+ \longrightarrow KNO_3$

▸ **Bei der Reaktion von Säurelösung mit Metallhydroxidlösung enthält die entstandene neutrale Lösung Metall-Ionen und negativ elektrisch geladene Ionen der Säurelösung. Diese Ionen können feste, kristalline Stoffe bilden.** ①

Entwickeln von Reaktionsgleichungen für die Reaktion von Säurelösungen mit Metallhydroxidlösungen. Nicht immer ist es erforderlich, die Reaktions-

gleichung in Ionenschreibweise anzugeben. Diese Form der Reaktionsgleichung wählt man nur, wenn die Veränderungen der Teilchen betrachtet werden sollen. Häufig genügt das Entwickeln von Reaktionsgleichungen. In den Reaktionsgleichungen für die Neutralisation sind die Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte nicht als Lösungen gekennzeichnet. Das Entwickeln der Reaktionsgleichungen kann wie in Klasse 7 erfolgen (Tabelle 7).

Tabelle 7 Entwickeln der Reaktionsgleichung für die Reaktion einer Säurelösung mit einer Metallhydroxidlösung ② ③

1. Wortgleichung formulieren	Calcium-hydroxid + Salpeter-säure ⟶ Calcium-nitrat + Wasser
2. Chemische Zeichen einsetzen	$Ca(OH)_2$ + HNO_3 ⟶ $Ca(NO_3)_2$ + H_2O
3. Faktoren ermitteln	$Ca(OH)_2$ + 2 HNO_3 ⟶ $Ca(NO_3)_2$ + 2 H_2O
4. Kontrolle der Anzahl der Atome jedes Elements durchführen	(Ca) 1 = 1 (O) 2 + 6 = 6 + 2 (H) 2 + 2 = 4 (N) 2 = 2

Name und Formel von Nitraten, Sulfaten und Phosphaten. Neben Metall-Ionen verbleiben bei der Neutralisation negativ elektrisch geladene Ionen der Säure unverändert in Lösung, zum Beispiel Sulfat-, Nitrat- oder Phosphat-Ionen (↗ Tabelle 5, S. 47). Durch chemische Reaktion dieser Ionen mit den Metall-Ionen können **Nitrate, Sulfate** und **Phosphate** als feste kristalline Stoffe gebildet werden. Diese Stoffe gehören zu den **Ionensubstan-**

---

① Interpretiere folgende Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise:

a) $Na^+ + OH^- + H_3O^+ + NO_3^- \longrightarrow Na^+ + NO_3^- + 2\,H_2O$,

b) $Ca^{2+} + 2OH^- + 2H_3O^+ + 2NO_3^- \longrightarrow Ca^{2+} + 2NO_3^- + 4\,H_2O$,

c) $2Na^+ + 2OH^- + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-} + 4\,H_2O$!

② Entwickle die Reaktionsgleichung für die Neutralisation von a) Kaliumhydroxidlösung mit Salzsäure und b) Magnesiumhydroxidlösung mit Salzsäure!
Was geschieht beim Eindampfen der neutralen Lösungen?

③ Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Kaliumhydroxidlösung und von Calciumhydroxidlösung mit verdünnter Salpetersäure!

zen. Bei der Bezeichnung dieser Stoffe wird von den Namen der Ionen ausgegangen, aus denen sie entstanden sind (Tabelle 8). ① ②

Tabelle 8 Name, Formel und Ionen von einem Nitrat, Sulfat und Phosphat

Stoffe		**Ionen des Stoffes**			
Name	Formel	Name	Chemisches Zeichen	Name	Chemisches Zeichen
Barium-nitrat	$Ba(NO_3)_2$	Barium-Ion	Ba^{2+}	Nitrat-Ion	NO_3^-
Natrium-sulfat	Na_2SO_4	Natrium-Ion	Na^+	Sulfat-Ion	SO_4^{2-}
Kalium-phosphat	K_3PO_4	Kalium-Ion	K^+	Phosphat-Ion	PO_4^{3-}

Die Formeln für Nitrate, Sulfate und Phosphate kann man aus Tabellen ablesen (↗ TW 7–10).

Bedeutung der Neutralisation. Die Neutralisation ist in der Natur und der Industrie von großer Bedeutung.

■ In der Landwirtschaft wird durch Kalkdüngung des Bodens der *p*H-Wert des Bodens so verändert, daß er für das Pflanzenwachstum günstig ist. Im Verlaufe einer Vegetationsperiode sinkt der *p*H-Wert. Ursache dafür sind unter anderem Säuren, die von den Wurzeln während des Pflanzenwachstums ausgeschieden werden. Der *p*H-Wert des Bodens wird auch durch Niederschläge, die mit Luftschadstoffen belastet sind, ungünstig beeinflußt. Durch den Einsatz basisch wirkender Düngemittel können saure Bestandteile des Bodens neutralisiert werden (Abb. 28). ③
Industrieabwässer enthalten oft stark basische oder saure Lösungen, die durch Neutralisation aufbereitet werden müssen. Erst nach der Aufbereitung können die Abwässer in die Flüsse geleitet werden.

---

① Von welcher Säurelösung und Metallhydroxidlösung muß man ausgehen, um durch eine chemische Reaktion a) Magnesiumsulfatlösung und b) Bariumchloridlösung zu erhalten? Entwickle die Reaktionsgleichungen!

② Benenne die Stoffe, die durch folgende Formeln angegeben werden: CuO, $Mg(NO_3)_2$, HCl, Na_3PO_4, N_2, NH_3, KBr, $Ba(OH)_2$, $Mg_3(PO_4)_2$! Berechne die Masse einer Stoffprobe dieser Stoffe, wenn die Stoffmenge jeweils n = 1 mol beträgt!

③ Warum wird Ackerboden mit Calciumhydroxid (Kalkhydrat) gedüngt?

④ Entwickle die Reaktionsgleichung für die Neutralisation von Magensäure (Salzsäure) mit Aluminiumhydroxid $Al(OH)_3$!

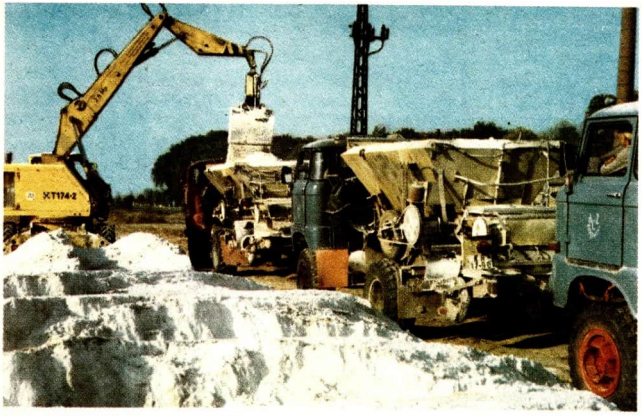


Abb. 28 Spezialfahrzeug zum Ausbringen von Kalkdünger

Ausgangsstoffe für die Herstellung von Waschseifen werden unter anderem durch Neutralisation von Fettsäuren mit Kalium- und Natriumhydroxidlösung hergestellt. Die Fettsäuren können aus natürlichen Fetten gewonnen werden.
Altöl wird als wichtiger Sekundärrohstoff gesammelt und wieder aufbereitet. Dabei werden im Altöl vorhandene saure und basische Bestandteile durch Neutralisation entfernt. Durch die Aufarbeitung von Altöl kann Erdöl eingespart werden.
Zu viel an Magensäure kann durch Medikamente neutralisiert werden, die unter anderem Aluminiumhydroxid enthalten. ④

Nachweis von Ionen 13

Chemische Analyse. Eine wichtige Aufgabe der Wissenschaft Chemie ist die Untersuchung der **Zusammensetzung von Stoffen**. Die dabei angewendete Arbeitsmethode wird als **chemische Analyse** bezeichnet.

■ So werden Rohstoffe und Produkte der Industrie auf ihre stoffliche Zusammensetzung untersucht.
Mitarbeiter der Wasserwirtschaft analysieren ständig Trinkwasser auf vorhandene gelöste Stoffe. Sie überwachen die Zusammensetzung der kommunalen und industriellen Abwässer.

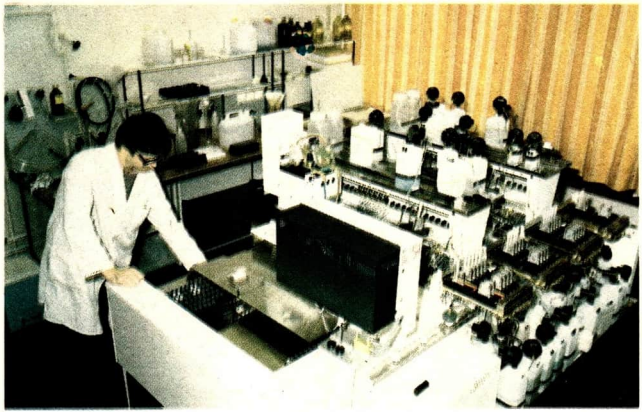


Abb. 29 Labor einer medizinischen Einrichtung

Proben von Ackerböden werden auf Vorhandensein wichtiger Pflanzennährstoffe geprüft. Die Ergebnisse ermöglichen einen gezielten Einsatz von Düngemitteln.
In den Laboratorien des Gesundheitswesens untersucht man die Zusammensetzung von Körperflüssigkeiten. Die Ergebnisse helfen dem Arzt bei der Diagnose und Therapie von Krankheiten (Abb. 29).

Chemiker analysieren auch unbekannte Stoffe, die bei chemischen Reaktionen entstehen oder in der Natur entdeckt werden.
In vielen Fällen werden die zu untersuchenden Stoffe in Wasser gelöst und die in der Lösung befindlichen Ionen nachgewiesen. Aus dem Nachweis der Ionen können Rückschlüsse auf das Vorhandensein bestimmter Stoffe gezogen werden.
①

Nachweis von Ionen in wäßrigen Lösungen. Einige Ionen in wäßrigen Lösungen werden durch **Bildung von Niederschlägen** nachgewiesen (↗ S. 26, S. 27 und S. 164).
Das Vorliegen von **Sulfat-Ionen SO_4^{2-}** in einer Lösung kann mit Bariumchloridlösung geprüft werden.

29 ▼

Vorsicht! Ätzende Lösung! Schutzbrille tragen!
Versetze verdünnte Schwefelsäure und Natriumsulfatlösung jeweils mit einigen Tropfen Bariumchloridlösung!

In Lösungen, die Sulfat-Ionen enthalten, bildet sich bei Zugabe von Bariumchloridlösung ein feinkristalliner, weißer Niederschlag von Bariumsulfat (Experiment 29). ② ③

Nachzuweisendes Ion	Nachweismittel	Erscheinung: Niederschlagsbildung	Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise
Sulfat-Ion SO_4^{2-}	Bariumchloridlösung	weißes Bariumsulfat	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4$

Farbänderungen bei Indikatoren können auch zum Nachweis von Ionen in wäßrigen Lösungen dienen (Tabelle 9).

Tabelle 9 Nachweis von Ionen durch Farbänderungen von Indikatoren ④ ⑤

Nachzuweisendes Ion	Nachweismittel	Erscheinung: Farbe
Hydronium-Ion H_3O^+	Unitestfarbstoff Lackmusfarbstoff	Rot bis Gelb Rot
Hydroxid-Ion OH^-	Unitestfarbstoff Lackmusfarbstoff	Grün bis Blau Blau

Untersuchung wäßriger Lösungen. Mit den bisher bekannten Nachweisen für Ionen können wäßrige Lösungen einiger Molekülsubstanzen und Ionensubstanzen untersucht werden.

---

① Bei welchen Stoffen können nach dem Lösen in Wasser folgende Ionen vorliegen: Cl^-, Na^+, Pb^{2+}, H_3O^+, OH^-, SO_4^{2-}, Ag^+?

② Welche Ionen liegen in einer verdünnten Schwefelsäure und in einer Natriumsulfatlösung vor? Für welche dieser Ionen kennst du einen Nachweis? Beschreibe ihn!

③* Beschreibe, wie du experimentell Trinkwasser von destilliertem Wasser unterscheiden könntest!

④ Gib die Ionen in wäßriger Bariumhydroxidlösung an! Beschreibe den Nachweis dieser Ionen und die dabei zu erwartenden Beobachtungen!

⑤ Beschreibe den Nachweis der Ionen a) in verdünnter Salzsäure, b) in Bariumchloridlösung, c) in verdünnter Schwefelsäure! Entwickle für die Nachweise mit Niederschlagsbildung die Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise!

Säurelösungen erkennt man durch den Nachweis von Hydronium-Ionen. Zur Unterscheidung, ob Chlorwasserstoff- oder Schwefelsäurelösung vorliegt, wird auf das Vorhandensein von Chlorid- beziehungsweise Sulfat-Ionen geprüft.
Metallhydroxidlösungen werden durch den Nachweis der Hydroxid-Ionen ermittelt.
Lösungen von Chloriden, Iodiden und Sulfaten liegen vor, wenn Nachweise für Chlorid-Ionen, Iodid-Ionen beziehungsweise Sulfat-Ionen positiv ausfallen. Sind in Lösungen Silber-Ionen, Blei(II)-Ionen oder Barium-Ionen vorhanden, so ist eine Unterscheidung der Lösungen durch Nachweise für diese Metall-Ionen möglich.
Beim Untersuchen wäßriger Lösungen sind bestimmte **Grundregeln des Arbeitens** zu beachten:

1. **Arbeite sauber und exakt! Beachte immer den Arbeitsschutz!**
2. **Verwende nur destilliertes Wasser!**
3. **Spüle die Halbmikro-Tropfer sofort nach dem Gebrauch mit destilliertem Wasser aus!**
4. **Verschließe Vorratsflaschen sofort nach der Entnahme von Chemikalien!**
5. **Arbeite nur mit geringen Massen oder Volumen! Hebe Untersuchungssubstanz auf!**
6. **Beschrifte Reagenzgläser, in denen sich aufzubewahrender Inhalt befindet!**
7. **Notiere sorgfältig die Art der Untersuchung, Beobachtungen und Schlußfolgerungen!** ①

30 Bestimme durch Nachweis der Ionen, welche Stoffe in drei Reagenzgläsern gelöst sind! Folgende Lösungen sind zu untersuchen:

Gruppe A	Gruppe B	Gruppe C	Gruppe D
Kaliumhydroxidlösung Natriumiodidlösung verdünnte Schwefelsäure	Kaliumiodidlösung Natriumhydroxidlösung verdünnte Salpetersäure	verdünnte Salzsäure verdünnte Schwefelsäure Natriumchloridlösung	Silbernitratlösung verdünnte Salzsäure Calciumchloridlösung

① Warum müssen die Grundregeln des analytischen Arbeitens eingehalten werden?

Vorüberlegung
Übertrage folgende Tabelle in dein Heft und fülle die Spalten 1 bis 5 aus!

Stoff	Formel	Ionen in der Lösung	Nachweismittel	Erwartete Beobachtung	Festgestellte Beobachtung	Nummer des Reagenzglases

Durchführung
Vorsicht! Einige der Lösungen wirken ätzend! Schutzbrille tragen!
1. Prüfe zuerst einen Teil der zu untersuchenden Lösung auf Hydronium-Ionen beziehungsweise Hydroxid-Ionen!
2. Entscheide bei einer Lösung, die Hydronium-Ionen enthält, ob du weitere Ionen nachweisen kannst! Ist das der Fall, führe den Nachweis aus!
3. Entscheide bei den Lösungen, die weder Hydronium- noch Hydroxid-Ionen enthalten, welche Ionen du nachweisen kannst! Führe diesen Nachweis durch!

Auswertung
1. Trage die Beobachtungen in Spalte 6 der Tabelle ein!
2. Gib in der letzten Spalte der Tabelle die Nummer des Reagenzglases an, in dem sich die betreffende Lösung befindet!
3. Entwickle für die Nachweise, bei denen ein Niederschlag gebildet wurde, die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise!

Aufgaben zur Festigung 14

1. Welche Aussagen kannst du folgenden chemischen Zeichen entnehmen: H_2, NaCl, Cl^-, H_2O, Mg, OH^-, NH_3, $Ca(OH)_2$?
2. Gib die wesentlichen Merkmale der Ionenbeziehung und der Atombindung an!
   a) Nenne dir bekannte Stoffe, in denen die Teilchen durch diese chemischen Bindungen zusammenhalten!
   b) Vergleiche die Ionenbeziehung und die Atombindung!
3. Kennzeichne die Polarität der chemischen Bindung bei Brom, Bromwasserstoff und Natriumbromid mit Hilfe der Elektronegativitätswerte der Elemente!
4. Erläutere den Zusammenhalt der Atome im Wassermolekül, Chlorwasserstoffmolekül und Ammoniakmolekül (↗ Abb. 15, Abb. 14, Abb. 17)!
5. Gib von Chlor, Wasser und Magnesiumoxid die Formeln an!
   a) Kennzeichne die Polarität der chemischen Bindung!
   b) Beschreibe den Zusammenhalt der Atome oder Ionen in diesen Stoffen!
6. Interpretiere folgende Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise:

a)
$$\begin{array}{rcl} HBr & \longrightarrow & H^+ + Br^- \\ H_2O + H^+ & \longrightarrow & H_3O^+ \\ \hline H_2O + HBr & \longrightarrow & H_3O^+ + Br^- \end{array},$$

b)
$$\begin{array}{rcl} HCl & \longrightarrow & H^+ + Cl^- \\ NH_3 + H^+ & \longrightarrow & NH_4^+ \\ \hline NH_3 + HCl & \longrightarrow & NH_4^+ + Cl^- \end{array}!$$

7. Für die Neutralisation von Calciumhydroxidlösung mit verdünnter Schwefelsäure kann man folgende Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise formulieren:

$$Ca^{2+} + 2OH^- + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow Ca^{2+} + SO_4^{2-} + 4H_2O$$

Interpretiere die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise!

8. Berechne die Masse der Stoffprobe an gelöstem Ammoniak in 100 ml Ammoniaklösung, die 4 mol Ammoniak in 1 l Lösung enthält!
9. a) Benenne die Stoffe, die durch folgende Formeln gekennzeichnet sind: HNO_3, $Ca(OH)_2$, $PbCl_2$, MgO, CuO, $Ca_3(PO_4)_2$, NH_3, H_3PO_4, H_2SO_4!
   b) Berechne die Stoffmenge einer Stoffprobe dieser Stoffe, die jeweils die Masse 1 g hat!
   c) Berechne die Masse einer Stoffprobe dieser Stoffe, bei der die Stoffmenge jeweils 0,1 mol beträgt!
10. Warum tritt beim Verdünnen von konzentrierter Salzsäure oder konzentrierter Schwefelsäure Erwärmung auf? Welche chemische Reaktion findet statt? Nenne Vorsichtsmaßnahmen beim Verdünnen von Säurelösungen!
11. Das Vorliegen von gasförmigem Ammoniak kann man feststellen, indem angefeuchtetes Lackmuspapier in das zu prüfende Gas gehalten wird. Welche Beobachtung erwartest du dabei? Begründe deine Antwort!
12. Konzentrierte Salzsäure ist etwa 25%ig. 1 l Salzsäure hat eine Masse von 1170 g. Welche Stoffmenge an Chlorwasserstoff ist in 1 l konzentrierter Salzsäure gelöst?
13. Beschreibe das Verhalten von folgenden Stoffen beim Lösen in Wasser:
    a) Calciumhydroxid, b) Ammoniak, c) Schwefelsäure, d) Natriumsulfat, e) Chlorwasserstoff! Wie wirken die Lösungen dieser Stoffe auf Indikatoren?
14.* Bei einem Experiment werden folgende Beobachtungen gemacht:
   a) Ein in Bariumhydroxidlösung eingetauchter Streifen Unitestpapier wird blau.
   b) Beim Zugeben von verdünnter Schwefelsäure zur Bariumhydroxidlösung bildet sich ein weißer Niederschlag.
   c) Erneutes Prüfen der Lösung, in der sich der Niederschlag befindet, zeigt das Vorliegen einer neutralen Lösung an.

   Erkläre die Beobachtungen mit Hilfe folgender Reaktionsgleichungen:

$$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{2+} + 2OH^-,$$

$$Ba^{2+} + 2OH^- + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4 + 4H_2O\ !$$

15. Zur Aufbereitung von schwefelsäurehaltigen Industrieabwässern wird dem Abwasser gelöschter Kalk $Ca(OH)_2$ zugesetzt. Begründe diese Maßnahme! Erläutere, welche Vorgänge sich dabei abspielen, und gib eine Reaktionsgleichung an!
16. Erläutere am Beispiel a) der Neutralisation, b) der Reaktion von Ammoniak mit Wasser und c) der Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser die Merkmale einer chemischen Reaktion!
17. Erläutere bei den nachfolgenden Reaktionen die Veränderung der Teilchen:

    a) $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$, c) $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$,

    b) $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$, d) $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$!



Reaktionen einiger Metalle

Eisen, Kupfer, Aluminium, Zink und Chrom sind Metalle, die vielfältig verwendet werden. Die Verwendung der Metalle ist abhängig von ihren Eigenschaften. Metallen ist gemeinsam, daß sie elektrischen Strom leiten, Wärme leiten, glänzen und gut verformbar sind. Bruchstellen von Metallteilen sind scharfkantig und glitzernd. Viele Metalle reagieren mit Sauerstoff zu Metalloxiden. Aus Metalloxiden können Metalle hergestellt werden. Einige Metalle, wie Kupfer, kommen in der Natur auch gediegen vor.

Wie lassen sich die Eigenschaften der Metalle auf den Bau zurückführen?

Reagieren Metalle außer mit Sauerstoff und mit Chlor auch mit anderen Stoffen?

Wie kann man aus Metalloxiden Metalle herstellen?

Teilchen und Kräfte in Metallen. Reine Metalle sind Elementsubstanzen. In der Technik versteht man unter Metallen auch Gemische von Metallen, die noch Beimengungen anderer Stoffe enthalten können. ① ②
Metalle werden von chemischen Elementen gebildet, deren Atome meist nur wenige Außenelektronen haben.

■ Magnesium-, Calcium-, Zink- und Eisenatome haben zwei Außenelektronen, Aluminiumatome haben drei Außenelektronen und Zinnatome haben vier Außenelektronen.

Im Periodensystem der Elemente stehen solche Elemente besonders in der I. bis III., zum Teil auch in der IV. und V. Hauptgruppe und in den Nebengruppen. Alle diese Elemente haben niedrige Elektronegativitätswerte. ③ ④ ⑤
Unter Normbedingungen sind alle Metalle außer Quecksilber feste Stoffe mit kristallinem Bau. Die Außenelektronen von Metallatomen werden nur gering durch die Kräfte des Atomkerns beeinflußt. So kann man sich in festen Metallen räumlich geordnete Metall-Ionen als Grundgerüst vorstellen. Zwischen den Metall-Ionen bewegen sich Elektronen, die keinem bestimmten Metall-Ion zuzuordnen sind (Abb. 30). Mit diesen Vorstellungen wird das Modell vom Atomverband bei Metallen aus Klasse 7 weiterentwickelt. ⑥

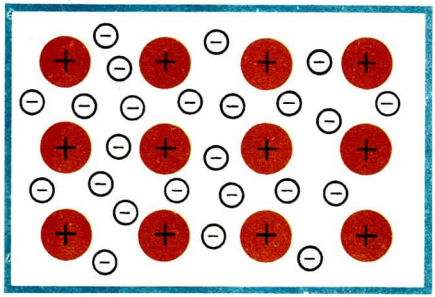


Abb. 30 Modell der Anordnung von Metall-Ionen und Elektronen im festen Metall

▶ **In festen Metallen liegen räumlich regelmäßig geordnete Metall-Ionen und bewegliche Elektronen vor.**

Zwischen den positiv elektrisch geladenen Metall-Ionen und den sie umgebenden beweglichen Elektronen wirken Anziehungskräfte. Diese Kräfte be-

wirken den Zusammenhalt der Teilchen im festen Metall. In Metallschmelzen haben die Metall-Ionen keine räumliche Ordnung mehr, aber die Wirkungen zwischen Metall-Ionen und Elektronen bleiben weitgehend bestehen. Man bezeichnet die Art des Zusammenhalts der Teilchen in Metallen als **Metallbindung.** ⑦

▸ **Die Metallbindung ist eine Art der chemischen Bindung. Sie wird durch starke Anziehungskräfte zwischen positiv elektrisch geladenen Metall-Ionen und den sie umgebenden beweglichen Elektronen bewirkt.**

Einige Eigenschaften von Metallen 16

Elektrische Leitfähigkeit. Metalle leiten den elektrischen Strom. Dabei verändern sie sich nicht. Wird der Minuspol einer elektrischen Spannungsquelle mit einem Metalldraht über einen Verbraucher mit dem Pluspol dieser elektrischen Spannungsquelle verbunden, fließt ein elektrischer Strom. ⑧ Vom Minuspol der Spannungsquelle werden Elektronen in den Stromkreis „gedrückt". Dadurch werden die beweglichen Elektronen im metallischen Leiter „angestoßen". Der Elektronenstoß pflanzt sich über die beweglichen Elektronen im Metall fort. Der Pluspol der Spannungsquelle nimmt Elektronen auf. Elektrische Ladungen werden transportiert. Im Verbraucher, zum Beispiel einem Elektromotor, wird Arbeit verrichtet.

---

① Gib Beispiele für die Verwendung von drei Gebrauchsmetallen an!

② Verschiedene Metalle reagieren besonders bei hoher Temperatur mit Sauerstoff. Wie nennt man die Reaktionsprodukte?

③ Nenne vier Hauptgruppenelemente, die Metalle bilden! Beschreibe ihre Stellung im Periodensystem der Elemente (↗ 3. Umschlagseite)!

④ Beschreibe die Stellung der Elemente Eisen, Zink, Kupfer und Silber im Periodensystem! Nenne ihre Elektronegativitätswerte (↗ 3. Umschlagseite)!

⑤ Beweise am Beispiel der Elemente Calcium, Aluminium und Blei die Gültigkeit der Aussage: Atome von Metallen haben meist nur wenige Außenelektronen! Nutze die Übersicht auf der 2. Umschlagseite!

⑥ Vergleiche a) Natrium-Ionen mit Natriumatomen und b) Magnesium-Ionen mit Magnesiumatomen!

⑦ Vergleiche Teilchen und Kräfte bei der Ionenbeziehung und der Metallbindung!

⑧ Beschreibe aufgrund der Kenntnisse aus dem Werkunterricht einen einfachen elektrischen Stromkreis!

Besonders gute elektrische Leiter sind die Metalle Silber, Kupfer und Gold. Technisch werden oft das billigere Aluminium oder Metallegierungen für elektrische Leitungen oder Kontakte verwendet.

Wärmeleitfähigkeit. Metalle sind gute Wärmeleiter. Deshalb werden Heizplatten elektrischer Herde oder Kohleherde aus Stahl oder Gußeisen gefertigt. Kochtöpfe werden aus Stahl oder Aluminium hergestellt. Die Wärmeleitfähigkeit solcher Gegenstände ist nicht ohne Gefahr. Man muß zum Beispiel im Haushalt dafür sorgen, daß sich niemand an heißen Metallgefäßen Verbrennungen zufügt.

Wie erfolgt die Wärmeleitung in Metallen?

Die Zufuhr von Wärme erhöht die Bewegung der Elektronen im Metall. Metall-Ionen werden „angestoßen" und geraten in schwingende Bewegungen. Diese Teilchenbewegung pflanzt sich durch das gesamte Metall fort. Die Wärme wird weitergeleitet. Es erfolgt eine Übertragung thermischer Energie. ①

Verformbarkeit von Metallen. Viele Metalle lassen sich spanlos durch Walzen, Schmieden, Pressen oder Treiben verformen. Durch Einwirkung mechanischer Arbeit werden im Metall Schichten von Metall-Ionen gegeneinander verschoben. Dabei bleibt die Metallbindung erhalten (Abb. 31).

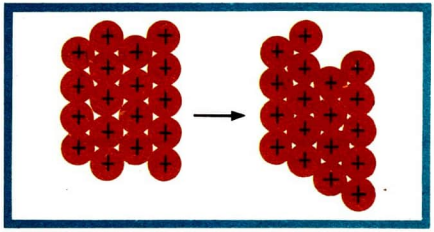


Abb. 31 Modell der Verschiebung von Metall-Ionenschichten bei der spanlosen Formgebung

Der Bau der Metalle aus Metall-Ionen und beweglichen Elektronen und die zwischen diesen Teilchen auftretenden Wechselwirkungen bedingen die elektrische Leitfähigkeit, die Wärmeleitfähigkeit sowie die Verformbarkeit der Metalle.

Metallglanz. Edelmetalle, wie Gold, Silber oder Platin, aber auch Chrom, Nickel, Edelstähle sowie frisch bearbeitete Oberflächen von anderen Metallstücken oder Legierungen glänzen bei aufstrahlendem Licht. Das ist eine typische Eigenschaft der Metalle. Das aufgenommene Licht wird zurückgesandt, reflektiert.

Die Reflexion von Licht durch Metalle ist von praktischer Bedeutung. Sie wird zum Beispiel bei Spiegeln und bei den Reflektoren in Fahrzeugschein-

werfern genutzt. Der Glanz der Edelmetalle wirkt bei Kunst- und Schmuckgegenständen.
Auch Wärmestrahlung wird auf gleiche Weise durch Metalle reflektiert. Diese Eigenschaft von Metallen wird zum Beispiel bei Infrarot-Heizstrahlern genutzt. Wärmestrahlenschutzanzüge helfen der Feuerwehr bei der Brandbekämpfung. Die Oberfläche dieser Anzüge besteht aus einer metallisierten Polyesterschicht (Abb. 32). ② ③ ④

Schmelzbarkeit von Metallen. Metalle lassen sich durch Zufuhr von Wärme schmelzen. Jedes Metall hat eine bestimmte Schmelztemperatur (Tabelle 10). Durch die Wärmewirkung wird die Ordnung der Metallionen weitgehend aufgehoben. Sie werden beweglich. Wesentliche Eigenschaften der Metalle bleiben erhalten. Metallschmelzen glänzen, leiten den elektrischen Strom und die Wärme. Technisch wichtig ist die Schmelzbarkeit der Metalle für die Formgebung durch Gießen.



Abb. 32 Wärmestrahlenschutzanzug aus metallbedampfter Polyesterfolie

▸ **Metalle sind schmelzbar. Die Schmelztemperaturen der Metalle sind sehr verschieden. Die Schmelzbarkeit der Metalle ermöglicht die Formgebung durch Gießen.**

① Nenne Beispiele für die Nutzung der elektrischen Leitfähigkeit und der Wärmeleitfähigkeit von Metallen!

② Warum kann glasfasergestützte Aluminiumfolie als Hitzeschutz hinter Heizkörpern verwendet werden?

③ Begründe, daß ein Plasthelm mit einer Chromschicht einen Feuerwehrmann vor großer Wärme schützt!

④ Mit dem Wärmestrahlenschutzanzug (↗ Abb. 32) kann ein Feuerwehrmann bei Außentemperaturen bis 800 °C arbeiten. Erkläre diese Schutzwirkung mit deinen Kenntnissen über die Eigenschaften von Metallen!

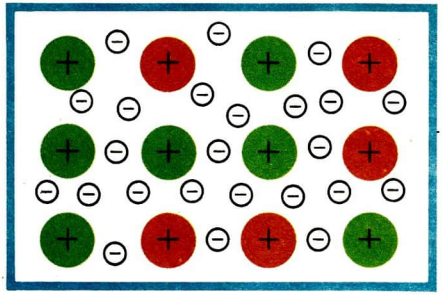


Abb. 33 Modell der Anordnung der Metall-Ionen und Elektronen in einer Legierung

Mischbarkeit von Metallschmelzen. Bringt man die Schmelzen von zwei oder mehreren Metallen zusammen, so vermischen sie sich. Das Gemisch bleibt auch erhalten, wenn solche Schmelzen bei Abkühlung kristallisiert erstarren. Es ist eine **Legierung** entstanden. Sie enthält räumlich geordnete Metall-Ionen verschiedener Art, die mit beweglichen Elektronen in Wechselwirkung stehen (Abb. 33).
Die unterschiedliche Art der Metall-Ionen in einer Legierung beeinflußt die Wechselwirkungen zwischen Metall-Ionen und beweglichen Elektronen. Metallegierungen haben im Vergleich zu den reinen Metallen andere Eigenschaften. Elektrische Leitfähigkeit, Wärmeleitfähigkeit, Festigkeit, Härte und zum Teil auch Farbe sind verändert. Legierungen haben andere Schmelztemperaturen als die unlegierten Metalle (Tabelle 10). Durch die Herstellung von Legierungen lassen sich metallische Werkstoffe mit gewünschten Eigenschaften erzeugen.
In Tabelle 11 sind Eigenschaften und Verwendung von einigen reinen Metallen und Legierungen zusammengefaßt.

Tabelle 10 Schmelztemperaturen von einigen reinen Metallen und Legierungen

Metall/ Legierung	Schmelz-temperatur	Metall/ Legierung	Schmelz-tempera-tur	Metall/ Legierung	Schmelz-tempera-tur
Quecksilber	−39 °C	Zink	419 °C	Eisen	1535 °C
Natrium	98 °C	Bronze/ Messing	900 °C	Platin	1773 °C
Weichlot	183 °C	Silber	961 °C	Molybdän	2620 °C
Zinn	232 °C	Gold	1063 °C	Osmium	2700 °C
Blei	327 °C	Kupfer	1083 °C	Wolfram	3390 °C

Tabelle 11 Eigenschaften und Verwendung von einigen reinen Metallen und Legierungen

Metall/ Legierung	Einige Eigenschaften	Verwendung
Aluminium	Korrosionsbeständigkeit, geringe Dichte, Leitfähigkeit, Verformbarkeit	Konstruktionsmetall im Flugzeugbau, elektrische Leiter, Haushaltgeräte
Bronze/ Messing	Korrosionsbeständigkeit, Leitfähigkeit, Verformbarkeit, Glanz, Farbe	Armaturen, Lagermetalle, Glocken, Schiffsbeschläge, elektrische Kontakte, Kunst- und Schmuckgegenstände
Eisen/	Festigkeit, Härte, Hitzebeständigkeit, Verformbarkeit	häufigstes Konstruktionsmetall
Stahl Edelstahl	wie Eisen, hohe Korrosionsbeständigkeit, Festigkeit, Glanz	Maschinenteile, Armaturen, Werkzeuge, Apparate der chemischen Industrie, Haushaltgeräte
Gold	Korrosionsbeständigkeit, Leitfähigkeit, Verformbarkeit, Glanz, Farbe	Kunstgegenstände, Münzen, Schmuck, elektrische Leiter, Zahngold
Kupfer	Korrosionsbeständigkeit, Leitfähigkeit, Verformbarkeit, Glanz, Farbe	elektrische Leiter, Rohre in Heiz- und Kühlgeräten, Dachbeläge, Kunstgegenstände, Münzen
Quecksilber	Flüssigkeit bei Zimmertemperatur, Leitfähigkeit, starke Wärmeausdehnung	Quecksilberthermometer, elektrische Unterbrecher
Silber	Korrosionsbeständigkeit, höchste Leitfähigkeit, Verformbarkeit, Glanz	Kunstgegenstände, Münzen, Schmuck, elektrische Leiter, Eßbestecks, Zahnplomben
Weichlot (Lötzinn)	niedrige Schmelztemperatur, Leitfähigkeit	Lötmaterial für Bleiteile, zum „Verzinnen" von Kupferadern elektrischer Kabel
Wolfram	extrem hohe Schmelztemperatur	Glühdrähte in elektrischen Glühlampen

■ Bekannte Legierungen sind Edelstähle (↗ S. 123) und Weichlot. Bronze ist eine Legierung aus Kupfer und Zinn. Messing besteht aus Kupfer und Zink. Als Schmuckgold dienen Legierungen von Gold mit Nickel, Palladium oder Kupfer. Schmuck- und Gebrauchssilber enthalten als Legierungsmetall Kupfer. Bei echten Edelmetallgegenständen wird der Feingehalt, das heißt der Anteil an reinem Edelmetall, in 1000 g Gesamtmasse angegeben. Zum Beispiel bestehen Eheringe meist aus 333er Gold und Silberschmuck aus 800er Silber. In echten Gold- und Silbergegenständen ist der Feingehalt eingeprägt angegeben. ① ②

▶ **Metallegierungen sind Metallgemische, die aus verschiedenen Elementen zusammengesetzt sind. Sie haben andere Eigenschaften als die reinen Metalle, aus denen sie hergestellt sind.**

Chemische Reaktionen von Metallen 17

Einwirkung von Säurelösungen auf Metalle. Zur Darstellung von Wasserstoff wurden in Klasse 7 die Ausgangsstoffe Zink und Salzsäure verwendet. Die Kenntnisse über Säurelösungen (↗ S. 48) und den Bau der Metalle (↗ S. 68) gestatten es, diese und ähnliche chemische Reaktionen genauer zu erläutern.

31 ▼ Zink wird mit verdünnter Salzsäure versetzt (Abb. 34). Der entstehende Wasserstoff wird nachgewiesen.

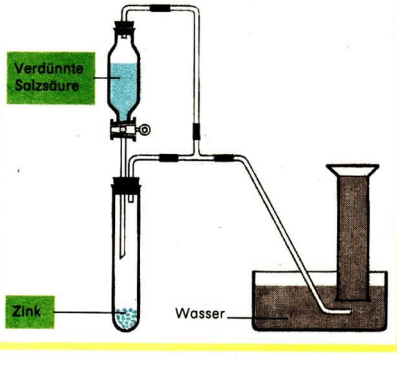


Abb. 34 Geräteanordnung zum Experiment 31

Wird verdünnte Salzsäure auf Zink getropft, so bilden sich an den Zinkstükken Gasblasen, die in der Flüssigkeit nach oben steigen (Experiment 31). Nach einiger Zeit füllt sich der Zylinder in der pneumatischen Auffangvor-

richtung mit einem farblosen Gas. Das Gas läßt sich entzünden und verbrennt mit schwach blauer Flamme. An der Zylinderwandung bildet sich ein Wasserbeschlag. Das entstehende Gas ist Wasserstoff.
Bei der Entwicklung der Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise geht man davon aus, daß Zink aus Zinkatomen aufgebaut ist und verdünnte Salzsäure Hydronium-Ionen und Chlorid-Ionen enthält.

$$Zn + 2\,H_3O^+ + 2\,Cl^- \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,Cl^- + 2\,H_2O + H_2$$

Dieser Vorgang zeigt alle Merkmale einer chemischen Reaktion. Es erfolgt eine Stoffumwandlung. Aus Teilchen der Ausgangsstoffe bilden sich Teilchen der Reaktionsprodukte. Eine Temperaturmessung würde zeigen, daß eine Energieumwandlung erfolgt, in deren Ergebnis Wärme an die Umgebung abgegeben wird.
Außer Zink und Salzsäure sind andere Metalle und Säurelösungen bekannt. Es ergibt sich die Frage, ob auch andere Metalle mit Säurelösungen reagieren. Diese Frage kann durch Experimente beantwortet werden.

32 ▼ Prüfe, ob chemische Reaktionen erfolgen, wenn verschiedene Metalle mit unterschiedlichen Säurelösungen zusammengebracht werden!

Vorüberlegungen

1. Suche die Formeln für Schwefelsäure und Salpetersäure im Tafelwerk auf!
2. Gib an, welche Ionen in verdünnter Schwefelsäure und in verdünnter Salpetersäure vorliegen!
3. Welche Ionen liegen in jeder Säurelösung vor?
4. Lege als Protokoll eine Tabelle nach folgendem Muster in deinem Heft an:

Nummer des Experiments	1	2	3	4
Name des Metalls				
Name der Säurelösung				
Beobachtungen				
Auswertung der Beobachtung				

① Vergleiche die Schmelztemperaturen von Blei und Zinn mit der Schmelztemperatur von Weichlot (↗ Tabelle 10)! Welchen Nutzen hat die andere Eigenschaft der Legierung?

② Nenne Beispiele für Haushaltgeräte, die aus Edelstahl bestehen! Erläutere, welche Eigenschaften des Edelstahls für den Verwendungszweck dieser Haushaltgeräte besonders bedeutsam sind!

Durchführung

Vorsicht! Säurelösungen wirken ätzend! Vermeide Säurespritzer!

1. Gib je eine Probe Magnesiumspäne, Eisenspäne, Zinkstückchen und Kupferstückchen in je ein Reagenzglas und stelle die Reagenzgläser ab!
2. Tropfe nacheinander auf die Metallproben in den Reagenzgläsern je 2 ml (20 Tropfen) Säurelösung (z. B. verdünnte Salzsäure, verdünnte Schwefelsäure, verdünnte Salpetersäure) entsprechend dem Auftrag deines Lehrers!
3. Betrachte die Vorgänge in den Reagenzgläsern, befühle die Reagenzgläser am Reaktionsraum und achte auch auf Geräusche! Trage die Beobachtungen in die Tabelle ein!

Auswertung

1. Bei welchen Proben kannst du aus den Erscheinungen schließen, daß eine chemische Reaktion stattgefunden hat? Begründe deine Aussage! Trage das Ergebnis in die Tabelle ein!
2. Welchen Schluß kannst du aus den Empfindungen beim Befühlen einiger Reagenzgläser ziehen?
3. Versuche, eine Verallgemeinerung über das Verhalten von Metallen gegenüber verdünnten Säuren zu formulieren!

Viele Metalle, beispielsweise Magnesium, Zink und Eisen, reagieren mit verdünnten Säuren unter Bildung von Wasserstoff (Experimente 31 und 32). Metalle, die dieses Verhalten zeigen, sind **unedle Metalle**. Kupfer zeigt dieses Verhalten nicht und gehört damit nicht zu den unedlen Metallen.

▶ **Metalle, die mit verdünnten Säuren unter Wasserstoffentwicklung reagieren, nennt man unedle Metalle.** ① ② ③

Elektronenübergänge. Bei der chemischen Reaktion von Zink mit verdünnter Salzsäure werden Teilchen verändert. Aus Zinkatomen werden Zink-Ionen und aus Hydronium-Ionen bilden sich Wassermoleküle und die Wasserstoffatome der Wasserstoffmoleküle.
Die Chlorid-Ionen werden dagegen nicht verändert. Um die Vorgänge mit Hilfe einer Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise zu beschreiben, kann man vereinfacht statt der Hydronium-Ionen Wasserstoff-Ionen angeben, obwohl diese in Wirklichkeit nicht frei existieren. Damit entfällt auch die Angabe von Wassermolekülen auf der Seite der Reaktionsprodukte. Die so vereinfachte Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise lautet:

---

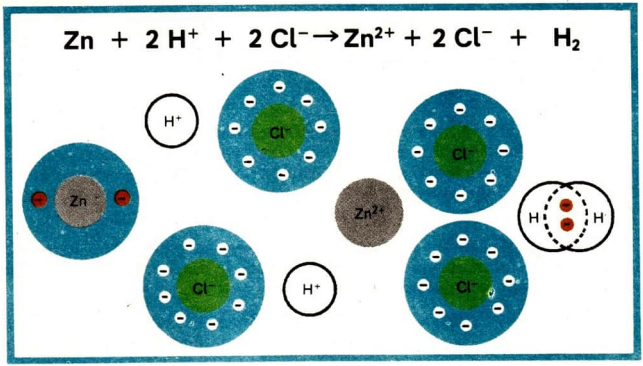
① Was bedeutet die Aussage, daß Calcium und Aluminium unedle Metalle sind?

② Wie verhalten sich vermutlich Silber, Gold und Platin, die als Edelmetalle bezeichnet werden, gegenüber verdünnten Säuren?

③ Für die chemische Reaktion von Eisen mit verdünnter Schwefelsäure gilt folgende Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise:

$$Fe + 2\,H_3O^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow Fe^{2+} + SO_4^{2-} + 2\,H_2O + H_2.$$

Gib an, welche Teilchen sich verändern und welche sich nicht verändern!



Wie erfolgt die Veränderung von Teilchen bei dieser chemischen Reaktion?

Aus Zinkatomen bilden sich in der Lösung bewegliche Zink-Ionen. Dabei werden je Zinkatom zwei Elektronen abgegeben. Es erfolgt **Elektronenabgabe**.

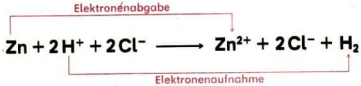
$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$

Wasserstoff-Ionen (Hydronium-Ionen) nehmen die von den Zinkatomen stammenden Elektronen auf. Dabei bilden sich Wasserstoffatome. Jeweils zwei Wasserstoffatome vereinigen sich zu einem Wasserstoffmolekül. Es erfolgt **Elektronenaufnahme**.

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

$$2H \longrightarrow H_2$$

Die Veränderung der Teilchen kommt bei dieser chemischen Reaktion durch gleichzeitig ablaufende Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme zustande.



Die Gesamtheit von Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme bei einer solchen chemischen Reaktion wird als **Elektronenübergang** bezeichnet. Die Anzahl abgegebener und aufgenommener Elektronen ist gleich.

Der Elektronenübergang bei der chemischen Reaktion von Zink mit verdünnter Salzsäure kann auch durch einen Pfeil an einer Reaktionsgleichung angegeben werden, bei der auf die Angabe von Ionen verzichtet wird.

$$\underset{\text{Elektronenübergang}}{\mathrm{Zn} + 2\,\mathrm{HCl} \longrightarrow \mathrm{ZnCl_2} + \mathrm{H_2}}$$

Anstelle des Zinks können bei entsprechenden Reaktionen auch andere unedle Metalle, wie Magnesium, Aluminium oder Eisen, treten. Da die negativ elektrisch geladenen Ionen der Säurelösungen bei diesen chemischen Reaktionen nicht verändert werden, ist der Elektronenübergang unabhängig von der Art der Säurelösung. ① ②

▶ **Reagieren unedle Metalle mit verdünnten Säuren, so erfolgt ein Elektronenübergang. Metallatome geben Elektronen ab. Wasserstoff-Ionen (Hydronium-Ionen) nehmen Elektronen auf.**

Reaktion einiger Metalle mit Sauerstoff. Verschiedene Metalle können mehr oder weniger heftig mit reinem Sauerstoff oder mit dem Sauerstoff der Luft reagieren.

33 ▼ Magnesiumspäne oder Zinkpulver werden in einem Reagenzglas erhitzt.

Bei der chemischen Reaktion von Magnesium oder Zink mit dem Sauerstoff der Luft bilden sich unter Wärmeabgabe und Lichtausstrahlung Magnesiumoxid beziehungsweise Zinkoxid (Experiment 33). In diesen Oxiden liegt Ionenbeziehung zwischen Metall-Ionen und Oxid-Ionen vor. Die Metall-Ionen entstehen aus den Atomen der Metalle und die Oxid-Ionen aus den Sauerstoffatomen der Sauerstoffmoleküle. Bei beiden chemischen Reaktionen werden Teilchen durch Elektronenabgabe beziehungsweise Elektronenaufnahme verändert.

■ $2\,\mathrm{Mg} \xrightarrow{\text{Elektronenabgabe}} 2\,\mathrm{Mg^{2+}} + 4\,\mathrm{e^-}$

$\mathrm{O_2} + 4\,\mathrm{e^-} \xrightarrow{\text{Elektronenaufnahme}} 2\,\mathrm{O^{2-}}$

Bei der Bildung von Magnesiumoxid und von Zinkoxid aus den entsprechenden Elementsubstanzen erfolgt ein Elektronenübergang.

■ $\underset{\text{Elektronenübergang}}{2\,\mathrm{Mg} + \mathrm{O_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{MgO}}$

Auch bei der Reaktion von Calcium mit Sauerstoff läßt sich ein Elektronenübergang erkennen. ③

▶ **Bei der Reaktion einiger Metalle wie Magnesium, Zink und Calcium mit Sauerstoff erfolgt ein Elektronenübergang. Es bilden sich Metalloxide, in denen Ionenbeziehung vorliegt.**

Oxidationszahlen. Bei der Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff bilden sich aus den Atomen der Ausgangsstoffe durch Elektronenübergang die Magnesium-Ionen und die Oxid-Ionen des Magnesiumoxids (↗ S. 78). Auch Kupfer reagiert mit Sauerstoff zu Kupfer(II)-oxid (Experiment 34).

34 ▼ Kupfer wird im Luftstrom stark erhitzt (Abb. 35).

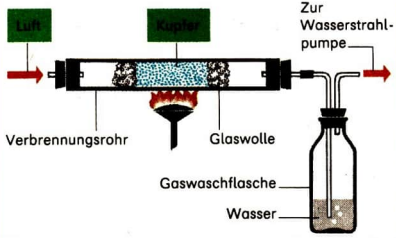


Abb. 35 Geräteanordnung zum Experiment 34

① Die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise für die chemische Reaktion von Magnesium mit verdünnter Schwefelsäure lautet:

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

a) Welche Teilchen der Ausgangsstoffe verändern sich? Welche Teilchen der Reaktionsprodukte entstehen?
b) Gib an, bei welcher Veränderung der Teilchen Elektronenabgabe und bei welcher Elektronenaufnahme erfolgt!
c) Gib an, welche Teilchen sich nicht verändern!
d) Entwickle die Reaktionsgleichung für die oben genannte Reaktion. Gib mit einem Pfeil an, in welcher Richtung zwischen den Teilchen der Ausgangsstoffe ein Elektronenübergang erfolgt!
e) Benenne die entstehende Lösung bei dieser Reaktion!

② Wenn Aluminium mit verdünnter Salzsäure reagiert, bilden sich Aluminiumchloridlösung und Wasserstoff. Die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise dazu lautet:

$2Al + 6H^+ + 6Cl^- \longrightarrow 2Al^{3+} + 6Cl^- + 3H_2$.

a) Kennzeichne an der Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise durch Pfeile die Elektronenabgabe und die Elektronenaufnahme!
b) Entwickle und interpretiere die Reaktionsgleichung für diese Reaktion! Kennzeichne den Elektronenübergang an der Reaktionsgleichung!

③ Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Calcium mit Sauerstoff und kennzeichne den Elektronenübergang!

Sowohl bei der Reaktion von Kupfer mit Sauerstoff als auch bei der Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff bildet sich aus einem Metall und Sauerstoff ein Metalloxid. Beide chemische Reaktionen sind ähnlich. Es besteht aber auch ein Unterschied. Kupfer(II)-oxid ist nicht aus Ionen aufgebaut und somit auch keine Ionensubstanz. Deshalb kann bei dieser Reaktion kein Elektronenübergang aufgezeigt werden.

Um solche ähnliche Reaktionen dennoch einheitlich zu verstehen, schlug der deutsche Physiker *W. Kossel* 1916 vor, sich für deren Betrachtungen alle chemischen Verbindungen als aus Ionen der beteiligten Elemente gebildet vorzustellen. In diesem Modell muß man für *jedes* Teilchen der verschiedenen Elemente in einer chemischen Verbindung eine elektrische Ladung annehmen. Entsprechend dieser wissenschaftlichen Übereinkunft gibt man an den Reaktionsgleichungen über den Symbolen der verschiedenen chemischen Elemente angenommene oder wirklich vorliegende elektrische Ladungen von Teilchen an. Solche Ladungsangaben werden als **Oxidationszahlen** bezeichnet. Im Unterschied zu den Ladungsangaben für Ionen wird bei Oxidationszahlen die Art der elektrischen Ladung durch ein Plus- oder Minuszeichen vor den Zahlenwert geschrieben. Für chemische Elemente in Elementsubstanzen gilt die Oxidationszahl ±0.

■ Für die Reaktion von Kupfer mit Sauerstoff ist demnach folgende Reaktionsgleichung mit Angabe von Oxidationszahlen zu schreiben:

$$\overset{\pm0}{2\,Cu} + \overset{\pm0}{O_2} \longrightarrow \overset{+2\ -2}{2\,CuO}$$

Für ein Molekül oder eine Baueinheit einer chemischen Verbindung gilt, daß die Summe der Oxidationszahlen der Elemente für alle Teilchen Null sein muß. Das zeigen im Beispiel die Oxidationszahlen für eine Baueinheit Kupfer(II)-oxid.

■ Für die Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff gilt folgende Reaktionsgleichung mit Angabe von Oxidationszahlen:

$$\overset{\pm0}{2\,Mg} + \overset{\pm0}{O_2} \longrightarrow \overset{+2\ -2}{2\,MgO}$$

Die Oxidationszahlen für die Elemente in Magnesiumoxid entsprechen den elektrischen Ladungen der tatsächlich vorliegenden Ionen. ①

An den Reaktionsgleichungen für Reaktionen von unedlen Metallen mit verdünnten Säuren können ebenfalls Oxidationszahlen angegeben werden.

■ $$\overset{\pm0}{Zn} + \overset{+1-1}{2\,HCl} \longrightarrow \overset{+2\ -1}{ZnCl_2} + \overset{\pm0}{H_2}$$

$$\overset{\pm0}{Mg} + \overset{+1\ +6-2}{H_2SO_4} \longrightarrow \overset{+2\ +6-2}{MgSO_4} + \overset{\pm0}{H_2}\ ②$$

Sollen an Formeln von chemischen Verbindungen Oxidationszahlen angegeben werden, so lassen sich diese in Tabellen auffinden (Tabelle 12).

Tabelle 12 Oxidationszahlen einiger Elemente in chemischen Verbindungen

Elemente	Oxidationszahlen ■	Elemente	Oxidationszahlen ■
H	$\overset{+1}{H_2}O$, $H\overset{+1}{Cl}$, $\overset{+1}{H_2}SO_4$	Cl	$\overset{-1}{Na}\overset{-1}{Cl}$, $\overset{-1}{Ag}\overset{-1}{Cl}$, $\overset{-1}{Ca}\overset{-1}{Cl_2}$, $H\overset{-1}{Cl}$
Na, K	$\overset{+1}{Na}Cl$, $\overset{+1}{K}Br$, $\overset{+1}{K}OH$		
Mg, Ca, Zn	$\overset{+2}{Mg}O$, $\overset{+2}{Ca}(OH)_2$, $\overset{+2}{Zn}O$, $\overset{+2}{Zn}Cl_2$	Br	$\overset{-1}{Na}\overset{-1}{Br}$, $\overset{-1}{K}\overset{-1}{Br}$
		I	$\overset{-1}{K}\overset{-1}{I}$, $\overset{-1}{Ag}\overset{-1}{I}$
Cu	$\overset{+2}{Cu}O$, $\overset{+2}{Cu}SO_4$, $\overset{+1}{Cu_2}O$	O	$\overset{-2}{H_2}\overset{-2}{O}$, $\overset{-2}{Mg}\overset{-2}{O}$, $\overset{-2}{Cu}\overset{-2}{O}$, $\overset{-2}{Fe_2}\overset{-2}{O_3}$
Fe	$\overset{+2}{Fe}Cl_2$, $\overset{+2}{Fe}SO_4$, $\overset{+3}{Fe_2}O_3$, $\overset{+3}{Fe}Cl_3$	C	$\overset{+2}{C}O$, $\overset{+4}{C}O_2$, $\overset{-4}{C}H_4$
Al	$\overset{+3}{Al_2}O_3$, $\overset{+3}{Al}Cl_3$		
		N	$\overset{-3}{N}H_3$, $\overset{-3}{N}H_4Cl$

Zum Bestimmen der Oxidationszahlen in chemischen Verbindungen gelten folgende Regeln:
Das Element Wasserstoff hat die Oxidationszahl +1.
Das Element Sauerstoff hat meist die Oxidationszahl −2.
Die Elemente, die Metalle bilden, haben positive Oxidationszahlen.
Die Summe der Oxidationszahlen der Elemente für alle Teilchen eines Moleküls oder einer Baueinheit ist stets Null. ③

① Suche die Formel für Calciumoxid auf (↗ TW 7–10)! Gib an ihr die Oxidationszahlen an (↗ Tabelle 12)!

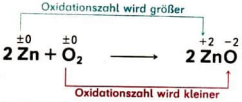
② Bilde für eine Baueinheit Magnesiumchlorid die Summe der Oxidationszahlen der Elemente für alle Teilchen!

③ Suche die Formeln für a) Magnesiumchlorid, b) Eisen(II)-oxid und c) Eisen(III)-oxid auf (↗ TW 7–10)! Gib an ihnen die Oxidationszahlen an (↗ Tabelle 12)!

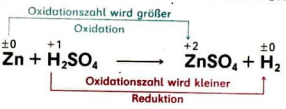
▶ **Oxidationszahlen sind Bestandteil der chemischen Zeichensprache. Sie geben Art und Anzahl wirklicher oder angenommener elektrischer Ladungen von Teilchen chemischer Elemente an.**

Änderung von Oxidationszahlen bei chemischen Reaktionen. Sowohl bei den chemischen Reaktionen von Metallen mit Sauerstoff als auch bei den chemischen Reaktionen von unedlen Metallen mit verdünnten Säuren erhalten Elemente in den Reaktionsprodukten andere Oxidationszahlen als in den Ausgangsstoffen.

Bei der Reaktion von Zink mit Sauerstoff ändern sich Oxidationszahlen der Elemente. Die Oxidationszahl des Elements Zink ändert sich von ±0 auf +2, sie wird größer. Die Oxidationszahl des Elements Sauerstoff ändert sich von ±0 auf −2, sie wird kleiner.



Früher bezeichnete man nur chemische Reaktionen eines Stoffes mit Sauerstoff als Oxidationen (lateinisch: Oxygenium = Sauerstoff). Mit der Einführung von Oxidationszahlen ist festgelegt worden, jede Teilreaktion einer chemischen Reaktion, bei der die Oxidationszahl eines Elements größer wird, als **Oxidation** zu bezeichnen. Die Teilreaktion einer chemischen Reaktion, bei der die Oxidationszahl eines Elements kleiner wird, nennt man **Reduktion** (lateinisch: reducere = zurückführen, vermindern, verkleinern).



Chemische Reaktionen, bei denen eine Änderung von Oxidationszahlen auftritt, sind sehr häufig. Da bei diesen Reaktionen stets Reduktion und Oxidation als Teilreaktionen stattfinden, wird diese Art chemischer Reaktionen als **Redoxreaktion** (Abkürzung aus **Red**/uktions/-**Ox**/idations/-**reaktion**) bezeichnet. ① ②

Die chemischen Reaktionen von Metallen mit Sauerstoff und von unedlen Metallen mit verdünnten Säuren sind Redoxreaktionen. ③ ④

▶ **Redoxreaktionen sind chemische Reaktionen, bei denen sich Oxidationszahlen chemischer Elemente ändern.**
Oxidation heißt die Teilreaktion einer Redoxreaktion, bei der die Oxidationszahl eines Elements größer wird.
Reduktion heißt die Teilreaktion einer Redoxreaktion, bei der die Oxidationszahl eines Elements kleiner wird.

Reaktionen von Metallen mit Chlor und Brom. Aus Klasse 7 ist bekannt, daß Natrium mit Chlor unter Wärmeabgabe und Lichtausstrahlung zu Natriumchlorid reagiert. ⑤
Mit Hilfe von Experimenten kann gezeigt werden, daß auch andere Metalle mit Chlor oder Brom reagieren (Experiment 35).

35 ▼ Untersuche das Einwirken einer wäßrigen Chlorlösung auf Eisen und einer wäßrigen Bromlösung auf Zink!

Vorüberlegungen

1. Beschreibe den Unterschied zwischen einem Chloratom und einem Chlorid-Ion sowie den zwischen einem Bromatom und einem Bromid-Ion!
2. Beschreibe die Stellung der Elemente Chlor und Brom im Periodensystem der Elemente!
3. Stelle in Tabelle 12 fest, mit welchen Oxidationszahlen die Elemente Chlor und Brom in Metallchloriden beziehungsweise Metallbromiden vorliegen!
4. Stelle in Tabelle 12 fest, mit welchen Oxidationszahlen das Element Eisen in Verbindungen vorliegen kann!

Durchführung

Vorsicht! Wäßrige Lösungen von Chlor und Brom wirken ätzend! Sie dürfen nicht mit der Haut oder Kleidungsstücken in Berührung kommen!

1. Betrachte die wäßrige Chlorlösung (Chlorwasser) und die wäßrige Bromlösung (Bromwasser) gegen einen weißen Hintergrund! Notiere die Farbe der Flüssigkeiten!
2. Gib zu dem Chlorwasser eine Spatelspitze Eisenpulver und zu dem Bromwasser eine Spatelspitze Zinkpulver, schüttle die Reagenzgläser vorsichtig und stelle sie in den Reagenzglasständer zurück!

---

① Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff! Gib die Oxidationszahlen (↗ Tabelle 12) an der Reaktionsgleichung an! Begründe, daß diese Reaktion eine Redoxreaktion ist!

② Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Kupfer mit Sauerstoff! Gib die Oxidationszahlen (↗Tabelle 12) an der Reaktionsgleichung an! Kennzeichne durch Pfeile die Teilreaktionen Oxidation und Reduktion!

③ Eisen reagiert mit verdünnter Salzsäure zu Eisen(II)-chloridlösung und Wasserstoff. Entwickle die Reaktionsgleichung! Gib die Oxidationszahlen (↗ Tabelle 12) an der Reaktionsgleichung an! Begründe, daß diese Reaktion eine Redoxreaktion ist! Kennzeichne durch Pfeile die Teilreaktionen!

④* Ammoniak reagiert mit Chlorwasserstoff zu Ammoniumchlorid. Entwickle die Reaktionsgleichung! Gib die Oxidationszahlen (↗ Tabelle 12) an der Reaktionsgleichung an! Entscheide, ob die Reaktion eine Redoxreaktion sein kann!

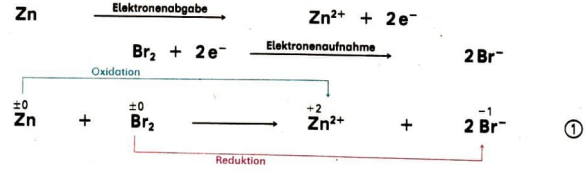
⑤ Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Natrium mit Chlor! Gib die Oxidationszahlen (↗ Tabelle 12) an der Reaktionsgleichung an! Entscheide, ob eine Redoxreaktion vorliegt! Begründe deine Aussage!

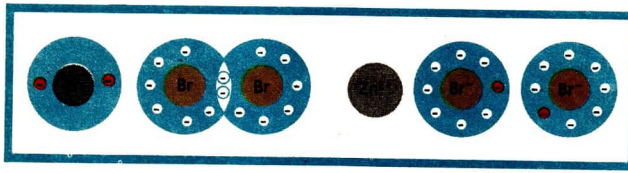
3. Bereite Filtertrichter vor und filtriere die Flüssigkeiten über den Metallpulverresten in je ein Reagenzglas!
4. Betrachte die Farbe der Filtrate und vergleiche sie mit den Farben der Ausgangslösungen!

Auswertung

1. Begründe, woran du erkennst, daß chemische Reaktionen stattgefunden haben!
2. Entwickle Reaktionsgleichungen für beide Reaktionen! Gib die Oxidationszahlen der Elemente (↗ Tabelle 12) an den Reaktionsgleichungen an! Beachte dabei, daß sich Lösungen von Eisen(III)-chlorid und Zinkbromid bilden!
3. Begründe, daß beide Reaktionen Redoxreaktionen sind! Gib die Teilreaktionen Oxidation und Reduktion durch Pfeile an den Reaktionsgleichungen an!

Die Experimente bestätigen die Aussage, daß Metalle sowohl mit Chlor als auch mit Brom reagieren. Diese Reaktionen sind Redoxreaktionen.
Die Verwendung von Chlor und Brom in wäßriger Lösung bringt es bei beiden Experimenten mit sich, daß als Reaktionsprodukte Lösungen gebildet werden, in denen bewegliche Ionen vorliegen. In diesen Fällen lassen sich wirkliche Elektronenübergänge angeben.
Bei der Reaktion von Zink mit wäßriger Bromlösung geben Zinkatome bei der Teilreaktion Oxidation Elektronen ab und Bromatome aus Brommolekülen nehmen bei der Teilreaktion Reduktion Elektronen auf.





Chemische Reaktionen von Metallen mit Chlor und mit Brom sind Redoxreaktionen.

Oxidationsmittel und Reduktionsmittel bei Redoxreaktionen

19

Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Wasserstoff. Die Mehrzahl der chemischen Elemente kommt in der Natur in chemischen Verbindungen und nicht als Elementsubstanzen vor. Viele Elementsubstanzen haben aber praktische Bedeutung. Es ist deshalb eine Aufgabe der Wissenschaft Chemie, zu erforschen, wie aus Verbindungen Elementsubstanzen dargestellt werden können.
Die Verbindung Kupfer(II)-oxid enthält die Elemente Kupfer und Sauerstoff. Das Element Kupfer liegt mit der Oxidationszahl +2 vor. Will man die Elementsubstanz Kupfer daraus gewinnen, muß ein geeigneter Reaktionspartner gefunden werden. Ein solcher Reaktionspartner kann Wasserstoff sein.

36

Über erhitztes Kupfer(II)-oxid wird Wasserstoff geleitet (Abb. 36).

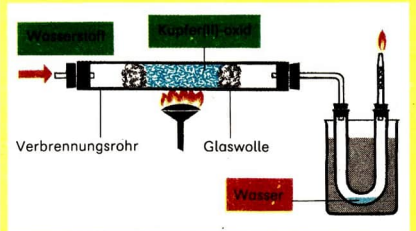


Abb. 36
Geräteanordnung zum Experiment 36

Das Experiment 36 zeigt, daß beim Überleiten von Wasserstoff über erhitztes Kupfer(II)-oxid eine chemische Reaktion erfolgt. Kupfer und Wasser sind die Reaktionsprodukte. Die Reaktion ist eine Redoxreaktion. Sie verläuft unter Wärmeabgabe. ②

▶ **Aus Kupfer(II)-oxid kann durch die Redoxreaktion mit Wasserstoff Kupfer dargestellt werden.**

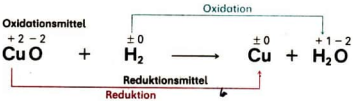
Oxidationsmittel – Reduktionsmittel. Bei der Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Wasserstoff ändern sich Oxidationszahlen von Elementen. Kupfer(II)-oxid ist

---

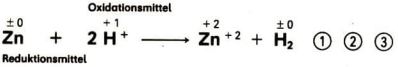
① Kupfer kann mit Chlorwasser reagieren. Dabei entsteht eine Kupfer(II)-chloridlösung. Entwickle die Reaktionsgleichung! Gib die Oxidationszahlen (↗ Tabelle 12) an!

② Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Kupfer(II)-oxid und Wasserstoff! Gib die Oxidationszahlen an der Reaktionsgleichung an! Begründe, daß die Reaktion eine Redoxreaktion ist! Bestimme die Teilreaktionen!

dabei der Reaktionspartner, bei dem die Oxidationszahl des Elements Kupfer kleiner wird. Ein derartiger Reaktionspartner wird als **Oxidationsmittel** bezeichnet. Wasserstoff ist bei dieser Reaktion der Reaktionspartner, bei dem die Oxidationszahl des Elements Wasserstoff größer wird. Er wird als **Reduktionsmittel** bezeichnet. Bei jeder Redoxreaktion wird das Oxidationsmittel reduziert und das Reduktionsmittel oxidiert.



Bei dieser chemischen Reaktion werden *Stoffe* als Oxidationsmittel und Reduktionsmittel bezeichnet. Oxidationsmittel und Reduktionsmittel können aber auch *Teilchen* sein. So kann man sagen, daß bei der Reaktion von unedlem Metall und verdünnter Säure Metallatome als Reduktionsmittel und Wasserstoff-Ionen als Oxidationsmittel wirken.



▶ **Das Oxidationsmittel ist der Reaktionspartner bei einer Redoxreaktion, bei dem die Oxidationszahl eines Elements kleiner wird. Das Reduktionsmittel ist der Reaktionspartner, bei dem die Oxidationszahl eines Elements größer wird.**

Reaktion von Wasserdampf mit Magnesium. Mit Hilfe von Redoxreaktionen kann die Zusammensetzung von Stoffen ermittelt werden. Im Altertum faßte man Feuer, Wasser, Luft und Erde als Elemente, als Grundbausteine der Welt auf. Noch heute spricht man spaßhaft von dem „nassen Element" Wasser. Wir wissen heute, daß Luft ein Gasgemisch und Wasser eine chemische Verbindung aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff ist. Daß Wasser das Element Wasserstoff enthält, zeigt Experiment 37.

37 ▼ Wasserdampf wird über glühendes Magnesium geleitet (Abb. 37).

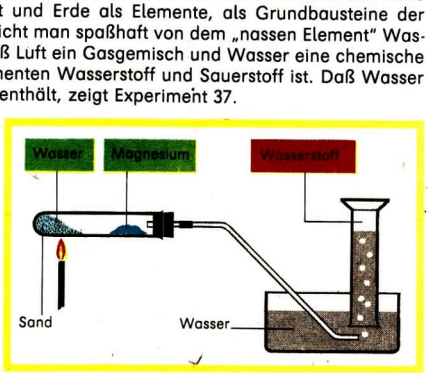
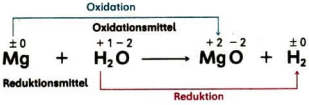


Abb. 37
Geräteanordnung zum Experiment 37

Wasserdampf reagiert heftig mit erhitztem Magnesium (Experiment 37). Als ein Reaktionsprodukt läßt sich die Elementsubstanz Wasserstoff nachweisen. Da Magnesium eine Elementsubstanz ist, die nur Teilchen des Elements Magnesium enthält, muß sich der Wasserstoff aus Bestandteilen des Wassers gebildet haben. Damit ist erwiesen, daß Wasser Teilchen des Elements Wasserstoff enthalten muß. Gleichzeitig ergibt sich, daß Wasser kein „Element", keine Elementsubstanz sein kann, da es sich chemisch zerlegen läßt. Aus Magnesium bildet sich Magnesiumoxid, eine Verbindung aus den Elementen Magnesium und Sauerstoff. Daraus läßt sich schließen, daß Wasser auch das Element Sauerstoff enthält. Die Redoxreaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff, die zu dem Reaktionsprodukt Wasser führt, liefert den Beweis, daß Wasser aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff besteht.



Oxide, Sauerstoff, Chlor und Brom sind wichtige Oxidationsmittel. Beispiele für Reduktionsmittel sind unedle Metalle, Wasserstoff und in der Technik oft Kohlenstoff. ④ ⑤ ⑥

▶ **Durch Redoxreaktionen können aus chemischen Verbindungen Elementsubstanzen dargestellt werden.**

---

① Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Eisen mit Chlor zu Eisen(III)-chlorid! Gib die Oxidationszahlen an der Reaktionsgleichung an! Bestimme Oxidationsmittel und Reduktionsmittel!

② Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Magnesium mit verdünnter Salpetersäure, bei der sich Magnesiumnitratlösung und Wasserstoff bilden! Gib die Oxidationszahlen an! Bestimme Oxidationsmittel und Reduktionsmittel!

③ Wird Wasserstoff über erhitztes Blei(II)-oxid geleitet, so erhält man Blei und Wasser als Reaktionsprodukte. Entwickle die Reaktionsgleichung! Gib die Oxidationszahlen an der Reaktionsgleichung an! Die römische Ziffer im Namen Blei(II)-oxid weist auf den Zahlenwert der Oxidationszahl des Elements Blei hin!
a) Begründe, daß die Reaktion eine Redoxreaktion ist!
b) Kennzeichne die Teilreaktionen!
c) Gib Oxidationsmittel und Reduktionsmittel an! Begründe deine Aussagen!

④ Begründe, daß Wasser bei der Reaktion mit Magnesium das Oxidationsmittel ist!

⑤ Wieso ist es nicht möglich, einen Brand von Magnesium oder einer Magnesiumlegierung mit Wasser zu löschen?

⑥ Taucherfackeln sind Magnesiumstäbe, die unter Wasser brennen können. Begründe diese Aussage!

Aufgaben zur Festigung

20

1. Die Elemente Natrium, Kalium, Magnesium, Zinn und Blei bilden Metalle. Gib die Stellung dieser Elemente im Periodensystem an! Leite aus der Stellung dieser Elemente im Periodensystem ab, welche Anzahl Außenelektronen die Atome dieser Elemente haben!
2. Begründe, wieso bei der Fahrradbeleuchtung ein Stromkreis geschlossen werden kann, obwohl vom Dynamo nur ein Leitungsdraht zur Glühlampe im Scheinwerfer führt!
3. Magnesium reagiert mit verdünnter Schwefelsäure. Es bilden sich Wasserstoff und eine Lösung von Magnesiumsulfat. Welche Aussage über das Metall Magnesium läßt sich aus dieser Reaktion ableiten? Entwickle die Reaktionsgleichung und gib die Oxidationszahlen an!
4. Calcium reagiert mit Sauerstoff zu Calciumoxid. Entwickle die Reaktionsgleichung und gib die Oxidationszahlen an (↗ Tabelle 12, S. 81)!
5. Aluminium reagiert mit Sauerstoff zu Aluminiumoxid. Entwickle die Reaktionsgleichung! Begründe mit Hilfe von Oxidationszahlen, daß eine Redoxreaktion vorliegt!
6. Entwickle für die Reaktion von Eisen mit verdünnter Salzsäure die Reaktionsgleichung! Bei der Reaktion bildet sich eine Lösung von Eisen(II)-chlorid. Gib die Oxidationszahlen an der Reaktionsgleichung an! Begründe, daß die Reaktion eine Redoxreaktion ist! Bestimme Oxidationsmittel und Reduktionsmittel!
7. Eisen(III)-oxid reagiert mit Aluminium zu Eisen und Aluminiumoxid entsprechend der Reaktionsgleichung

   $Fe_2O_3 + 2\ Al \longrightarrow 2\ Fe + Al_2O_3$.

   Gib die Oxidationszahlen an der Reaktionsgleichung an! Begründe, daß es sich um eine Redoxreaktion handelt! Gib die Teilreaktionen Oxidation und Reduktion an! Nenne das Oxidationsmittel und das Reduktionsmittel bei dieser Reaktion!
8. Folgende Reaktionsgleichungen beschreiben chemische Reaktionen:

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

   $Ca(OH)_2 + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + 2\ H_2O$,

   $Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$,

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

   Gib die Oxidationszahlen an den Reaktionsgleichungen an! Prüfe, welche Reaktionen Redoxreaktionen sind! Gib für die Redoxreaktionen Oxidationsmittel und Reduktionsmittel an!

Chemische Reaktion



Der einheimische Rohstoff Braunkohle ist die wichtigste Grundlage der Energiewirtschaft der DDR. Zur Förderung jeder Tonne Braunkohle müssen auch etwa 6...8 m^3 Grubenwasser gehoben werden. Eine der modernsten Wasserreinigungsanlagen bereitet zum Beispiel im Kombinat „Schwarze Pumpe" in Lauchhammer aus den angrenzenden Tagebauen stündlich mehr als 15 000 m^3 Wasser auf. Forellen, wohlschmeckende Edelfische, werden in den großen Absetzbecken dieser Wasserreinigungsanlage aufgezogen.

Wie läßt sich Abwasser zu Nutzwasser von hoher Qualität aufbereiten?

Wie kann in Wasserproben der Anteil an Verunreinigungen ermittelt werden?

Welche Stoffe und vor allem wieviel von ihnen müssen eingesetzt werden, um solche Verunreinigungen chemisch abzubauen?

Stoff- und Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen

21

Stoffe bei chemischen Reaktionen. Die Herstellung volkswirtschaftlich wichtiger Stoffe, wie Stahl, Baustoffe, Benzin, Plaste und Chemiefaserstoffe, beruht auf chemischen Reaktionen. Jede chemische Reaktion ist durch eine **Stoffumwandlung** gekennzeichnet.
Oft werden chemische Reaktionen, wie die Verbrennung von Kohle, eingesetzt, um die chemische Energie der Stoffe durch Umwandlung in andere Energieformen nutzbar zu machen. Denn die Stoffumwandlung ist stets mit einer **Energieumwandlung** verbunden.
①
Bei chemischen Reaktionen wandeln sich **Ausgangsstoffe** in **Reaktionsprodukte** um. Im Vergleich zu den Ausgangsstoffen weisen die Reaktionsprodukte andere Eigenschaften auf, da sich neue Stoffe bei der chemischen Reaktion bilden.



Diese Aussagen zur chemischen Reaktion sind bereits aus Klasse 7 bekannt. Mit ihnen können Beobachtungen aus einem Experiment erklärt werden.

38

Vorsicht! Explosives Gasgemisch!
Ein Gemisch aus Wasserstoff und Sauerstoff wird mit einer Zündflamme in Berührung gebracht.

Bei der chemischen Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff ist neben der Stoffumwandlung besonders die Energieumwandlung an der Explosion deutlich zu erkennen (Experiment 38).
②

■ Bei der chemischen Reaktion von Magnesium mit verdünnter Schwefelsäure ist das Entstehen neuer Stoffe offensichtlich. ③ ④

Mg	+	**H_2SO_4**	⟶	**H_2**	+	**$MgSO_4$**
silberglänzendes Magnesium		farblose Schwefelsäurelösung		farbloser gasförmiger Wasserstoff		farblose Magnesiumsulfatlösung

Die Stoffumwandlung kann also an *qualitativen Veränderungen* festgestellt werden. Für die Stoffumwandlung sind aber auch *quantitative Veränderungen* kennzeichnend.

■ Zwischen der Masse einer Stoffprobe Magnesium und der bei der chemischen Reaktion mit Schwefelsäure entstehenden Masse der Stoffprobe Magnesiumsulfat besteht ein Massenverhältnis von 1 : 5. ⑤ ⑥

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

Zwei an einer chemischen Reaktion beteiligte Stoffe reagieren stets in einem bestimmten **Stoffmengenverhältnis** und demzufolge auch in einem bestimmten **Massenverhältnis.**

Exotherme und endotherme Reaktionen. Bei allen chemischen Reaktionen treten Energieumwandlungen auf. Die Abgabe von Wärme, das Ausstrahlen von Licht, das Verrichten von Arbeit sind oft auffällige äußere Anzeichen einer chemischen Reaktion.

■ Bei der Neutralisation geht die Stoffumwandlung mit einer Erwärmung des Stoffgemisches einher. Wärme wird an die Umgebung abgegeben (Experiment 40, S. 98).
Die chemische Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff ist ebenfalls mit einer Abgabe von Wärme an die Umgebung verbunden. Zusätzlich wird mechanische Arbeit verrichtet (Experiment 38, S. 90).

Bei diesen chemischen Reaktionen wird ein Teil der chemischen Energie der Ausgangsstoffe in eine andere Energieform umgewandelt, oft in thermische Energie. Die chemische Energie der Reaktionsprodukte ist dann kleiner als die der Ausgangsstoffe. Es findet ein Wärmeaustausch mit der Umgebung statt.
Chemische Reaktionen, bei denen Wärme abgegeben wird, heißen **exotherme Reaktionen** (griechisch: exo = nach außen; griechisch: thermos = warm).

---

① Sprich über die Bedeutung chemischer Reaktionen für die Volkswirtschaft! Notiere vorher einige Stichworte!
Was haben Braunkohlenförderung, rationeller Energieeinsatz, Luft- und Gewässerschutz mit der chemischen Reaktion zu tun?

② Beschreibe die Stoffumwandlung bei der chemischen Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff! Entwickle die Reaktionsgleichung!

③ Wie könnte der bei der chemischen Reaktion von Magnesium mit verdünnter Schwefelsäure entstehende Wasserstoff nachgewiesen werden? Schlage ein Experiment vor!

④ Welche Beobachtungen kannst du nennen, die auf eine Stoffumwandlung beim Einwirken von Kaliumhydroxidlösung auf verdünnte Salzsäure hinweisen?

⑤ Welche Massen haben Stoffproben von Magnesium und Schwefelsäure mit folgenden Stoffmengen: n_{Mg} = 1 mol und $n_{H_2SO_4}$ = 1 mol?

⑥ Weise rechnerisch nach, daß das angegebene Massenverhältnis für Stoffproben von Magnesium und Magnesiumsulfat mit 1 : 5 richtig ermittelt wurde!

In einem Experiment wird die chemische Reaktion von Ammoniumchlorid NH_4Cl mit Wasser untersucht (Experiment 39).

39 ▼ Löse eine Stoffprobe von Ammoniumchlorid in Wasser! Stelle die Temperaturänderung fest!

Im Verlauf dieser chemischen Reaktion wird der Umgebung Wärme entzogen. Thermische Energie der Umgebung wird in chemische Energie der Reaktionsprodukte umgewandelt. Die Reaktionsprodukte sind dann energiereicher als die Ausgangsstoffe. Solche chemischen Reakionen, bei denen Wärme aus der Umgebung aufgenommen wird, bezeichnet man als **endotherme Reaktionen** (griechisch: endo = nach innen). Viele bereits bekannte chemische Reaktionen gehören zu den endothermen Reaktionen.

■ Bei der chemischen Reaktion von Kaliumchlorid mit Wasser ist eine Abkühlung des Stoffgemisches zu beobachten. Die Temperaturdifferenz ist nicht so groß wie beim Lösen von Ammoniumchlorid. Dieser Vergleich kann aber nur angestellt werden, wenn die Stoffproben in ihren Stoffmengen übereinstimmen. ①
Wasserdampf wird bei etwa 2000°C in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt. Bei dieser chemischen Reaktion muß ständig Wärme zugeführt werden.

▶ **Exotherme Reaktionen sind chemische Reaktionen, die unter Wärmeabgabe verlaufen.**
Endotherme Reaktionen sind chemische Reaktionen, die unter Wärmeaufnahme verlaufen.

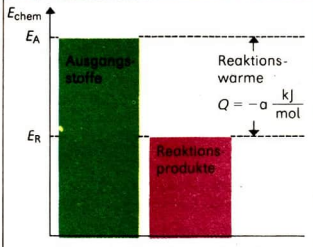
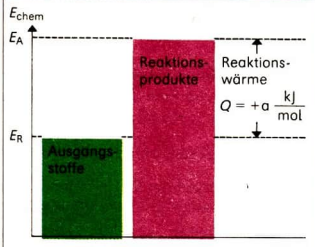
Reaktionswärme. Die bei einer chemischen Reaktion abgegebene oder aufgenommene Wärme bezeichnet man als **Reaktionswärme.** Für chemische Reaktionen, bei denen sich die Energieumwandlung nur als Wärmeabgabe oder Wärmeaufnahme auswirkt, entspricht die Reaktionswärme der Differenz der chemischen Energien der Stoffe vor und nach der chemischen Reaktion. Unter diesen Voraussetzungen kennzeichnet die Reaktionswärme Q die Energieänderung der Stoffe bei chemischen Reaktionen.
Bei Wärmeabgabe *verringert* sich die chemische Energie der Stoffe. Die Reaktionswärme wird daher bei exothermer Reaktion mit *negativem* Vorzeichen versehen. Bei Wärmeaufnahme *vergrößert* sich die chemische Energie der Stoffe. Die Reaktionswärme erhält deshalb ein *positives* Vorzeichen bei endothermer Reaktion. ②

Die Reaktionswärme Q wird in Kilojoule je Mol $\left(\frac{kJ}{mol}\right)$ angegeben. Die Angabe gilt für bestimmte Stoffmengen. Der Zahlenwert dieser Größe bezieht sich auf das kleinste ganzzahlige Verhältnis der Stoffmengen, das aus der Reaktionsgleichung ableitbar ist. Die Reaktionswärme wird meist, durch ein Semikolon getrennt, neben die Reaktionsgleichung geschrieben.

■ $2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O;\quad Q = -571{,}8\,\frac{kJ}{mol}$

Die chemische Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser ist exotherm, was durch das negative Vorzeichen der Reaktionswärme ausgedrückt wird. Bei der Bildung von jeweils 2 mol Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff (Stoffmengenverhältnis $n_{H_2} : n_{O_2} : n_{H_2O} = 2 : 1 : 2$) werden 571,8 kJ Wärme abgegeben. ③ ④ ⑤

Reaktionswärme bei

exothermen Reaktionen	**endothermen Reaktionen**
	
■ $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$; $Q = -571{,}8 \frac{kJ}{mol}$	■ $2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$; $Q = +571{,}8 \frac{kJ}{mol}$
■ $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$; $Q = -114{,}8 \frac{kJ}{mol}$	■ $KCl + aq \longrightarrow K^+(aq) + Cl^-(aq)$; $Q = +14 \frac{kJ}{mol}$

① Informiere dich im Physiklehrbuch Klasse 8, Seite 38, über den Zusammenhang von Wärme, Temperaturänderung, spezifischer Wärmekapazität eines Stoffes und der Masse!

② Erläutere an jeweils einem Beispiel den Unterschied zwischen einer exothermen und einer endothermen Reaktion!

③ Beschreibe den Unterschied von exothermer und endothermer Reaktion anhand der Energiediagramme!

④ Erläutere die chemische Reaktion von Natriumhydroxidlösung mit Salpetersäurelösung als Stoff- und Energieumwandlung!

⑤ Welche Aussagen kannst du der Reaktionsgleichung

$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl; \quad Q = -184{,}6 \frac{kJ}{mol}$ entnehmen?

Als Reaktionswärme Q bezeichnet man die bei einer chemischen Reaktion abgegebene oder aufgenommene Wärme. Sie wird in Kilojoule je Mol angegeben, da sie sich stets auf bestimmte Stoffmengen bezieht. ① ②

In der Volkswirtschaft werden exotherme Reaktionen, wie die Verbrennung von Kohle und von Erdgas, genutzt, um Wärme und elektrische Energie bereitzustellen. In Kohlekraftwerken gelingt es jedoch nur, etwa ein Drittel der chemischen Energie der Stoffe als elektrische Energie nutzbar zu machen. Zwei Drittel der Energie verbleiben zum Teil in den Reaktionsprodukten, gehen durch Wärmeaustausch mit der Umgebung in Dampferzeugern und Kühltürmen „verloren" und bilden die sogenannte „Abwärme" der Kraftwerke. ③

---

① Für die chemische Reaktion von Zink mit verdünnter Schwefelsäure

$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$

beträgt die Reaktionswärme $Q = -152{,}4 \frac{kJ}{mol}$.

Auf welche Massen der Stoffproben Zink und Schwefelsäure bezieht sich die angegebene Reaktionswärme? Denke an den Zusammenhang von Stoffmenge und Masse!

②* Vor etwa 100 Jahren wurde bei Experimenten festgestellt, daß die bei einigen chemischen Reaktionen von Säurelösungen mit Metallhydroxidlösungen abgegebenen Wärmen übereinstimmten. Obgleich mit Stoffproben verschiedener Stoffe, wie verdünnter Salzsäure, verdünnter Salpetersäure, Natriumhydroxidlösung und Kaliumhydroxidlösung, experimentiert wurde, konnte stets der gleiche Wert für die abgegebene Wärme ermittelt werden. Für diese Tatsache suchten und fanden Chemiker damals eine Erklärung. Du kennst diese Erklärung inzwischen. Worauf ist diese Beobachtung zurückzuführen?

③ Welche Möglichkeiten gibt es, um Abwärme von Kraftwerken rationell zu nutzen?

④ Wie unterscheiden sich Atome, Moleküle und Ionen voneinander?

⑤ Aus welchen Teilchen sind die Stoffe Zink, Kaliumbromid und Brom aufgebaut?

⑥ a) Erläutere die Veränderung der Teilchen bei der chemischen Reaktion von Wasserstoff mit Chlor zu Chlorwasserstoff!
b) Ordne jeden an der chemischen Reaktion beteiligten Stoff der entsprechenden Stoffklasse zu!
c) Gib die Teilchenanzahlverhältnisse für diese chemische Reaktion an!

⑦ Beschreibe die Stoffumwandlung und die damit verbundene Veränderung der Teilchen
a) für die chemische Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff und
b) für die Neutralisation einer Metallhydroxidlösung mit einer sauren Lösung!

⑧ Welche Stoffumwandlung wird durch die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise symbolisiert? Kennzeichne die Veränderung der Teilchen bei dieser chemischen Reaktion!

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

Umordnung und Veränderung der Teilchen und Umbau chemischer Bindungen bei chemischen Reaktionen 22

Teilchen von Stoffen bei chemischen Reaktionen. Die beobachtbare Stoff- und Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen ist Ausdruck einer Veränderung im Bau der Stoffe. **Atome, Ionen** oder **Moleküle** der Ausgangsstoffe ordnen sich um und verändern sich zu Atomen, Ionen oder Molekülen der Reaktionsprodukte. ④ ⑤

- Bei der chemischen Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff bilden sich aus den Wasserstoffmolekülen und den Sauerstoffmolekülen Wassermoleküle (↗ Experiment 38, S. 90). ⑥

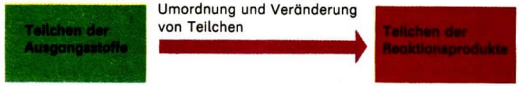
Es gibt chemische Reaktionen, bei denen sich die Art der Teilchen verändert.

- Bei der chemischen Reaktion von verdünnter Salzsäure mit Kaliumhydroxidlösung bilden sich aus Hydronium-Ionen und Hydroxid-Ionen Wassermoleküle. ⑦

Zur Darstellung der Umordnung und Veränderung von Teilchen bei dieser chemischen Reaktion eignet sich eine **Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise.**

- $H_3O^+ + Cl^- + K^+ + OH^- \longrightarrow 2\,H_2O + K^+ + Cl^-$ ⑧

$H_3O^+ \quad + \quad OH^- \longrightarrow 2\,H_2O$



Chemische Bindungen. Zum Bau der Stoffe gehören bekanntlich nicht nur Kenntnisse über die Teilchen. Es ist ebenso notwendig, zu wissen, wie diese Teilchen in den Stoffen zusammenhalten, welche Kräfte zwischen ihnen wirken und wie die Teilchen angeordnet sind.
Die chemische Bindung, die zwischen den Teilchen (Atome, Ionen) besteht, bestimmt maßgeblich den Bau eines Stoffes und damit auch dessen Eigenschaften (Tabelle 13). ⑨ ⑩

---

⑨ Kennzeichne die Atombindungen in den Molekülen von Wasserstoff, Wasser und Chlorwasserstoff mit Hilfe der Elektronenschreibweise!

⑩ Nenne je einen Stoff, dessen Bau durch das Vorliegen von Atombindung, Ionenbeziehung oder Metallbindung zwischen den Teilchen maßgeblich bestimmt wird! Ordne diese Stoffe dir bekannten Stoffklassen zu!

Tabelle 13 Chemische Bindung

Art der chemischen Bindung	Merkmale der chemischen Bindung	Beteiligte Teilchen
Atombindung	Gemeinsames Elektronenpaar zwischen zwei Atomen	**Atome**
Ionenbeziehung	Anziehung zwischen entgegengesetzt elektrisch geladenen Ionen	**Ionen**
Metallbindung	Anziehung zwischen positiv elektrisch geladenen Metall-Ionen und beweglichen Elektronen	**Ionen, Elektronen**

Welche Bedeutung Kenntnisse über chemische Bindungen in Stoffen haben, wird deutlich, wenn man an kompliziert aufgebaute, biologisch wichtige Stoffe denkt. Von den allermeisten Hormonen, Enzymen und Vitaminen weiß man heute, aus welchen Elementen sie bestehen. Von einer ganzen Reihe ist jedoch noch nicht bekannt, wie die Atome oder Ionen in ihnen angeordnet sind und zusammengehalten werden. Das ist aber die Voraussetzung, um solche Stoffe synthetisch herzustellen und sie in der Medizin einzusetzen.

Umbau chemischer Bindungen. Die Umordnung und Veränderung von Teilchen bei chemischen Reaktionen ist nur bei gleichzeitiger Veränderung chemischer Bindungen möglich. Bei jeder chemischen Reaktion werden chemische Bindungen zwischen Teilchen gespalten und andere chemische Bindungen zwischen Teilchen neu ausgebildet. Es erfolgt ein **Umbau der chemischen Bindungen.**

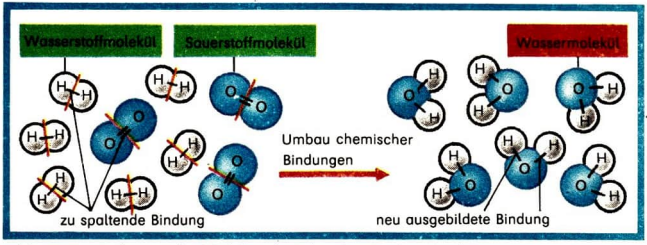


Abb. 38 Veränderung der Teilchen bei der chemischen Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff

■ Reagiert Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser, werden die chemischen Bindungen in Wasserstoffmolekülen und Sauerstoffmolekülen gespalten und in Wassermolekülen neu ausgebildet (Abb. 38).

Es gibt chemische Reaktionen, bei denen sich auch die Art der chemischen Bindung zwischen den Teilchen ändert.

■ $2\,K + Br_2 \longrightarrow 2\,KBr$
① ②

Mit dem Spalten und Neuausbilden chemischer Bindungen zwischen den Teilchen der Stoffe sind Energieumwandlungen verbunden, deren Wirkungen bei jeder chemischen Reaktion festzustellen sind. Die Spaltung und Neuausbildung chemischer Bindungen kennzeichnet jede chemische Reaktion.

▶ **Der Umbau (Spaltung und Neuausbildung) chemischer Bindungen ist ein Merkmal jeder chemischen Reaktion.**

Zusammenfassende Betrachtung zur chemischen Reaktion 23

Merkmale der chemischen Reaktion. Jede chemische Reaktion ist gekennzeichnet durch

▶ **eine Stoffumwandlung, die mit einer Energieumwandlung verbunden ist, und eine Umordnung und Veränderung von Teilchen, die mit einem Umbau chemischer Bindungen verbunden ist.**

Für alle chemischen Reaktionen muß es folglich möglich sein, Aussagen zu diesen kennzeichnenden Merkmalen zu machen.
Aussagen zur Stoff- und Energieumwandlung können häufig aus Beobachtungen im Experiment direkt abgeleitet werden. Die Umordnung und Veränderung von Teilchen und der Umbau chemischer Bindungen lassen sich nicht direkt beobachten. Deshalb können Aussagen darüber nur auf der Grundlage von Modellen getroffen werden. Beobachtete Erscheinungen lassen sich mit Vorstellungen über Teilchen und chemische Bindungen erklären.

---

① Beschreibe die Veränderung von Teilchen und die Spaltung und Neuausbildung chemischer Bindungen bei der chemischen Reaktion von Wasserstoff mit Chlor!

② a) Vergleiche die Stoffe Kalium, Brom und Kaliumbromid hinsichtlich ihres Baus!
b) Erläutere den Umbau chemischer Bindungen bei der chemischen Reaktion von Kalium mit Brom zu Kaliumbromid!

40

Neutralisiere verdünnte Natriumhydroxidlösung mit verdünnter Salpetersäure!

Plane das Experiment so, daß du aus Beobachtungen auf die Stoff- und Energieumwandlung bei dieser chemischen Reaktion schließen kannst!

Vorüberlegungen

1. Vergleiche die Eigenschaften der an dieser chemischen Reaktion beteiligten Stoffe! Wie kannst du die Stoffumwandlung „sichtbar" machen?
2. Die vorgegebene Natriumhydroxidlösung wird neutralisiert, wenn sie mit einer ganz bestimmten Stoffprobe der eingesetzten verdünnten Salpetersäure reagiert. Wie läßt sich diese Stoffprobe ermitteln?
3. Die Neutralisation ist eine exotherme Reaktion. Welche Beobachtung mußt du sichern, wenn du auf eine Energieumwandlung schließen willst?
4. Plane und notiere die Schritte zur Durchführung des Experiments! Die Abbildung 39 zu einer möglichen Durchführung des Experiments kann dir bei deinen Überlegungen helfen.

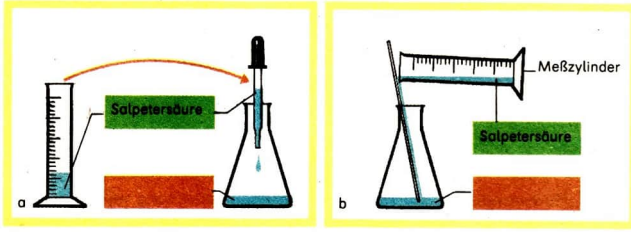


Abb. 39 Geräteanordnung zum Experiment 40

Durchführung

Vorsicht! Säurelösungen und Lösungen von Metallhydroxiden wirken auf die Haut ätzend und zerstören die Kleidung!
Schutzbrille tragen!
Beachte! Bei diesem Experiment mußt du besonders sorgfältig, sauber und genau arbeiten!

1. Beginne mit dem Messen der Temperatur der Lösungen vor der chemischen Reaktion!
2. Ermittle den Verbrauch an verdünnter Salpetersäure für die Neutralisation!
3. Bestimme die Temperatur der entstandenen Lösung!
   Denke daran, daß Wärme an die Umgebung abgegeben wird!

Auswertung

1. Erläutere beobachtbare Merkmale chemischer Reaktionen am Beispiel dieser Neutralisation!
2. Entwickle die Reaktionsgleichung!
3. Beschreibe diese chemische Reaktion als Umordnung und Veränderung von Teilchen und Umbau chemischer Bindungen!

Chemische Reaktionen und biologische Vorgänge. In unserer natürlichen Umwelt laufen in unübersehbarer Vielfalt chemische Reaktionen ab. Die komplizierten, als Stoff- und Energiewechsel bezeichneten Vorgänge im lebenden Organismus sind auf chemische Reaktionen zurückzuführen. Wir können diese Vorgänge besser verstehen, wenn wir die Merkmale einer chemischen Reaktion kennen. ①

Chemische Reaktionen in der Volkswirtschaft. Zur Herstellung chemischer Produkte, zur Beseitigung von Schadstoffen und zur Bereitstellung von Energie müssen chemische Reaktionen vom Menschen sachkundig und verantwortungsbewußt genutzt werden. In der DDR fallen gegenwärtig noch etwa 1000 feste, flüssige und gasförmige Abprodukte, Abfälle oder Rückstände in der chemischen Produktion an. Es läßt sich ermessen, welche Reserven unserer Volkswirtschaft noch zu erschließen sind, wenn diese „Rohstoffe aus zweiter Hand" ökonomisch verwertet, als Werkstoffe aufgearbeitet oder als Energieträger eingesetzt werden. ②

Stoffmengen- und Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 24

Stoffmengen und Massen von Stoffproben. Sehr genaue, sorgfältige Analysen von Industrieabwässern in den Labors von Großbetrieben sind nötig, um mit Schadstoffen belastetes Abwasser wieder aufzubereiten und somit mehrfach zu nutzen. Nur so kann der steigende Wasserbedarf von Bevölkerung, Industrie und Landwirtschaft befriedigt werden. Manche Abwässer müssen neutralisiert werden, bevor sie in Kläranlagen geleitet werden können.

■ So wird in einer Stoffprobe sauren Abwassers die Stoffmenge an Hydronium-Ionen ermittelt, um diese durch die entsprechende Stoffmenge an Hydroxid-Ionen aus einer basischen Lösung zu neutralisieren. Ohne derartige quantitative Untersuchungen (Abb. 40, S. 100) und darauf folgende Maßnahmen zur Sicherung der Wasserqualität wäre es unmöglich, daß zum Beispiel im Absetzbecken einer Kläranlage Forellen gedeihen.

Aus Klasse 7 ist bekannt, daß zur quantitativen Kennzeichnung einer Stoffprobe die Stoffmenge n, die Masse m oder das Volumen V verwendet wer-

① Nutze Kenntnisse aus dem Biologieunterricht über Vorgänge in lebenden Organismen, um zu erläutern, daß diesen Vorgängen chemische Reaktionen zugrunde liegen!

② Nenne Beispiele für „Rohstoffe aus zweiter Hand"!



Abb. 40 Quantitatives Arbeiten im Labor

den. Zwischen der **Masse** ***m*** und der **Stoffmenge** ***n*** einer Stoffprobe besteht direkte Proportionalität mit der **molaren Masse** ***M*** als Proportionalitätsfaktor: $\boldsymbol{m = n \cdot M}$. ① ②
Diese Größengleichung wird benötigt zum *Berechnen*
- der *Masse einer Stoffprobe* von bekannter Stoffmenge (↗ S. 100),
- des *Massenverhältnisses,* in dem verschiedene Stoffe miteinander reagieren (↗ S. 101) und
- der *Masse von Stoffproben, die an chemischen Reaktionen beteiligt sind* (↗ S. 102).

Das **Berechnen der Masse einer Stoffprobe** ist aus dem Chemieunterricht der Klasse 7 bereits bekannt.

■ Eine Chemikalienflasche enthält 1 l Natriumhydroxidlösung. Auf dem Etikett der Flasche ist diese Lösung gekennzeichnet durch die Angabe der Stoffmenge $n_{NaOH} = 2$ mol. Welcher Masse an Natriumhydroxid entspricht diese Stoffmenge?

Gesucht: m_{NaOH} **Gegeben:** $n_{NaOH} = 2$ mol

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

$$m_{NaOH} = 2 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ergebnis: $m_{NaOH} = 80$ g

Ein Liter der Natriumhydroxidlösung mit der Stoffmenge $n_{NaOH} = 2$ mol enthält 80 g Natriumhydroxid. ③

Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen. Bei chemischen Reaktionen reagieren die Stoffe stets in bestimmten **Stoffmengenverhältnissen.** Diese lassen sich aus den Verhältnissen der Teilchenanzahlen ableiten, die in den Reaktionsgleichungen angegeben werden. ④

■ $Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$
Stoffmengenverhältnis: $n_{Mg} : n_{H_2SO_4} : n_{MgSO_4} = 1 : 1 : 1$

Mit Hilfe der Größengleichung $m = n \cdot M$ lassen sich für chemische Reaktionen die **Massenverhältnisse** reagierender Stoffe berechnen.

■ Welches Massenverhältnis besteht zwischen Stoffproben von Magnesium und Magnesiumsulfat bei der chemischen Reaktion von Magnesium mit verdünnter Schwefelsäure?

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

Lösung:

Masse der Stoffprobe	m_{Mg}	$m_{Mg} = n_{Mg} \cdot M_{Mg}$	$m_{Mg} = 1\ \text{mol} \cdot 24\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Masse der Stoffprobe	m_{MgSO_4}	$m_{MgSO_4} = n_{MgSO_4} \cdot M_{MgSO_4}$	$m_{MgSO_4} = 1\ \text{mol} \cdot 120\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

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

Zwischen den Stoffproben von Magnesium und Magnesiumsulfat besteht bei der chemischen Reaktion von Magnesium mit Schwefelsäure ein Massenverhältnis von 1 : 5. ⑤

---

① Gib die molare Masse für Magnesium, Wasser und Natriumsulfat an!

② Ein pulvriger, weißer fester Stoff, eine Ionensubstanz, hat die molare Masse von $40\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Welcher Stoff könnte das sein?

③ Eine verdünnte Salpetersäure enthält 126 g Salpetersäure in einem Liter Lösung. Welcher Stoffmenge entspricht die angegebene Masse der Stoffprobe?

④ Gib für die chemische Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff an, in welchem Teilchenanzahlverhältnis und in welchem Stoffmengenverhältnis die Stoffe miteinander reagieren!

⑤ Bei der Verbrennung von Magnesium besteht zwischen den Stoffproben des Ausgangsstoffs Magnesium und des Reaktionsprodukts Magnesiumoxid ein Massenverhältnis $m_{Mg} : m_{MgO} = 3 : 5$.
Welche Masse an Magnesium muß mindestens reagieren, wenn 15 g Magnesiumoxid entstehen sollen?

Masseberechnungen zu chemischen Reaktionen. An einer chemischen Reaktion beteiligte Stoffe reagieren stets in einem bestimmten Massenverhältnis miteinander.
Zu einer gegebenen (bekannten) Masse für einen dieser Stoffe kann deshalb die ihr entsprechende Masse für einen anderen an der chemischen Reaktion beteiligten Stoff berechnet werden. Für die Masseberechnung zu einer chemischen Reaktion wird zunächst das Massenverhältnis für die betrachteten Stoffe aufgeschrieben. Dieser Ansatz wird anschließend durch die bekannte Gleichung $m = n \cdot M$ vervollständigt. Es ergibt sich die **allgemeine Größengleichung zur Masseberechnung bei chemischen Reaktionen:**

▶ $$\frac{m_A}{m_B} = \frac{n_A \cdot M_A}{n_B \cdot M_B}$$

m_A gesuchte (zu berechnende) Masse für einen Stoff A
m_B gegebene (bekannte) Masse für den Stoff B

■ In einer Abwasserprobe werden 6,0 g Schwefelsäure ermittelt. Das Abwasser soll neutralisiert werden. Welche Masse an Calciumhydroxid wird zur Neutralisation der Abwasserprobe benötigt?

Gesucht: $m_{Ca(OH)_2}$ **Gegeben:** $m_{H_2SO_4} = 6{,}0\ g$
Reaktionsgleichung: $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2\ H_2O$
Lösung:

Allgemeine Größengleichung zur Masseberechnung	$\frac{m_{Ca(OH)_2}}{m_{H_2SO_4}} = \frac{n_{Ca(OH)_2} \cdot M_{Ca(OH)_2}}{n_{H_2SO_4} \cdot M_{H_2SO_4}}$
Umformen der Größengleichung nach der gesuchten Größe	$m_{Ca(OH)_2} = \frac{n_{Ca(OH)_2} \cdot M_{Ca(OH)_2}}{n_{H_2SO_4} \cdot M_{H_2SO_4}} \cdot m_{H_2SO_4}$
Einsetzen der gegebenen und bekannten Größen	$m_{Ca(OH)_2} = \frac{1\ mol \cdot 74\ \frac{g}{mol}}{1\ mol \cdot 98\ \frac{g}{mol}} \cdot 6{,}0\ g$

Ergebnis: $m_{Ca(OH)_2} = 4{,}5\ g$
4,5 g Calciumhydroxid neutralisieren 6,0 g Schwefelsäure. ① ② ③

▶ **Aus dem Massenverhältnis zweier an einer chemischen Reaktion beteiligter Stoffe können die Massen für beliebige Stoffproben eines dieser Stoffe berechnet werden, wenn die Massen für Stoffproben des anderen Stoffes bekannt sind.**

Volumen von Gasen und Stoffmenge. Die chemische Reaktion zwischen Zink und verdünnter Salzsäure ist eine Möglichkeit, Wasserstoff im Labor darzustellen (Experiment 31, S. 74). Werden zur Untersuchung einiger Eigenschaften dieses Gases beispielsweise vier mit Wasserstoff gefüllte 200-cm^3-Standzylinder gebraucht, muß die benötigte Masse des eingesetzten Metalls berechnet werden.

Ist der Gasentwickler zum Beispiel mit 1 g, 10 g oder gar 100 g Zink zu füllen, um das gewünschte Volumen an Wasserstoff zu erhalten?

Wenn es einen ähnlichen proportionalen Zusammenhang gibt wie zwischen der Masse und der Stoffmenge einer Stoffprobe, wird es möglich sein, auch das Volumen für Stoffproben von Gasen direkt zu berechnen. Unnötige, mit dem unkontrollierten Entstehen schädlicher Gase verbundene Gefahren könnten durch derartige Berechnungen vermieden werden.

Der italienische Physiker *Amedeo Avogadro* stellte fest, daß die Stoffproben aller Gase mit gleichem Volumen die gleiche Anzahl von Teilchen enthalten (Abb. 41). Diese Feststellung gilt jedoch nur, wenn die Gase gleiche Temperatur und gleichen Druck haben (Satz von Avogadro). ④



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

① Welche Masse an Schwefelsäure muß in verdünnter Lösung reagieren, wenn 0,5 g Magnesium umgesetzt werden sollen? $Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$

② Welche Masse an Eisen kann aus 8 kg Eisen(III)-oxid durch chemische Reaktion mit Aluminium gewonnen werden?
$Fe_2O_3 + 2\,Al \longrightarrow 2\,Fe + Al_2O_3$

③ Stoffproben von Eisen und Schwefel reagieren miteinander. Welche Masse an Eisen wird benötigt, damit 10 g Schwefel vollständig verbraucht werden?
$Fe + S \longrightarrow FeS$

④ Welche Teilchenart liegt bei Stoffen, die unter Bedingungen des Normzustands gasförmig sind, meist vor?

Für den Vergleich werden Volumen der Gase gewöhnlich für eine Temperatur von 0°C und einen Druck von 101 kPa angegeben. Diese Bedingungen werden als Bedingungen des Normzustands bezeichnet.
Der Stoffmenge von einem Mol eines Gases entspricht unter den Bedingungen des Normzustands stets ein Volumen von angenähert 22,4 l. ① ②

Stoffmengen von Stoffproben verschiedener Gase	Anzahl von Teilchen	Volumen des Gases im Normzustand
n_{O_2} = 1 mol	$6 \cdot 10^{23}$ Sauerstoffmoleküle	V_{O_2} = 22,4 l
n_{CO_2} = 1 mol	$6 \cdot 10^{23}$ Kohlendioxidmoleküle	V_{CO_2} = 22,3 l
n_{H_2} = 1 mol	$6 \cdot 10^{23}$ Wasserstoffmoleküle	V_{H_2} = 22,5 l

Wird die Stoffmenge verdoppelt oder verdreifacht, so verdoppelt oder verdreifacht sich auch das Volumen, das die Stoffprobe dieses Gases einnimmt.

Volumen V der Stoffprobe eines Gases	22,4 l	44,8 l	67,2 l
Stoffmenge n der entsprechenden Stoffprobe	1 mol	2 mol	3 mol

Zwischen der **Stoffmenge** n und dem **Volumen** V einer Stoffprobe **besteht direkte Proportionalität**: $V \sim n$.

Die physikalische Größe molares Volumen. Bildet man den Quotienten aus dem Volumen und der Stoffmenge $\frac{V}{n}$ für verschiedene Stoffproben eines Gases, so ergibt sich eine konstante Größe von 22,4 $\frac{l}{mol}$. Der Quotient aus dem Volumen V der Stoffprobe eines Gases und der dazugehörigen Stoffmenge n wird **molares Volumen der Gase** genannt. Das Formelzeichen ist V_m.

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

Bei Stoffen, die nicht gasförmig sind, unterscheiden sich auch die molaren Volumen voneinander. Bei solchen Stoffen hat das molare Volumen wenig Bedeutung.

■ Molares Volumen von Eisen $V_{m,Fe} = 7{,}1\ \frac{cm^3}{mol}$

▶ **Das molare Volumen eines Stoffes V_m ist der Quotient aus dem Volumen einer Stoffprobe und der entsprechenden Stoffmenge: $V_m = \frac{V}{n}$.**
Bei Gasen beträgt das molare Volumen unter den Bedingungen des Normzustands stets angenähert 22,4 $\frac{l}{mol}$.

Volumenberechnung für Stoffproben. Das Volumen beliebiger Stoffproben von Gasen kann aufgrund der direkten Proportionalität zwischen Stoffmenge und Volumen einer Stoffprobe berechnet werden.

▶ $V = n \cdot V_m$

■ Welches Volumen entspricht einer Stoffprobe Wasserstoff der Stoffmenge 4 mol unter den Bedingungen des Normzustands?

Gesucht: V_{H_2} **Gegeben:** $n_{H_2} = 4$ mol

Lösung: $V_{H_2} = n_{H_2} \cdot V_m$

$V_{H_2} = 4\ mol \cdot 22{,}4\ \frac{l}{mol}$

Ergebnis: $V_{H_2} = 89{,}6$ l

89,6 l Wasserstoff im Normzustand entsprechen der Stoffmenge 4 mol.
④ ⑤ ⑥ ⑦

---

① Warum muß man beim Vergleichen des Volumens von Stoffproben verschiedener Gase auf gleichen Druck und gleiche Temperatur achten?

② Warum nehmen Stoffproben aller Gase gleicher Stoffmenge ein annähernd gleiches Volumen ein?

③ Gib die molaren Massen für Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff an (↗ TW 7–10)!

④ Berechne die Volumen für Stoffproben von Stickstoff und Kohlendioxid der Stoffmenge von je 2 mol!

⑤ Welche Stoffmengen entsprechen den Volumen von 44,8 l Kohlendioxid, 11,2 l Wasserstoff und 22,4 l Sauerstoff?

⑥ Berechne die Volumen für Stoffproben von Sauerstoff der Stoffmenge von 2 mol und 0,1 mol!

⑦ Wie groß ist die Anzahl der Moleküle in einer Stoffprobe Wasserstoff mit den Stoffmengen von a) 1 mol, b) 0,5 mol und c) 2 mol? Welches Volumen haben diese Stoffproben unter den Bedingungen des Normzustands?

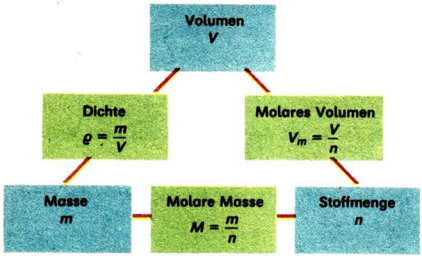


Abb. 42
Gesetzmäßige Zusammenhänge zwischen Stoffmenge, Masse und Volumen für Stoffproben eines Stoffs

Proportionalität zwischen Größen. Die gesetzmäßigen Zusammenhänge zwischen Masse, Volumen und Stoffmenge einer Stoffprobe sind grundlegend für Berechnungen in der Chemie (Abb. 42). Die Dichte, die molare Masse und das molare Volumen sind physikalische Größen, die für einen Stoff charakteristisch sind. ① ②

Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen 26

Volumen gasförmiger Reaktionsteilnehmer. Nicht nur beim Experimentieren im Chemieunterricht ist die Kenntnis der Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen, an denen gasförmige Stoffe beteiligt sind, nützlich. Noch notwendiger ist dies in der chemischen Produktion, denn Reaktionsapparate,

① Erläutere die Beziehungen, die zwischen den in der Abbildung 42 angegebenen physikalischen Größen bestehen!

② Berechne für eine Stoffprobe Kohlendioxid der Stoffmenge von 2 mol die entsprechende Masse und das entsprechende Volumen!

③ Gib für die chemische Reaktion von Wasserstoff mit Chlor die Volumenverhältnisse an, in denen die Stoffproben der beteiligten Gase stehen!

④ Bestätige rechnerisch das Volumenverhältnis, in dem Stoffproben von Wasserstoff und Sauerstoff miteinander reagieren! Verwende die Größengleichung $V = n \cdot V_m$!

⑤ Nenne vier Stoffe, die unter den Bedingungen des Normzustands gasförmig sind!

⑥ Wasser kann durch elektrischen Strom zerlegt werden. 20 ml Sauerstoff sammeln sich in einem dafür vorgesehenen Teil einer Apparatur an. Welches Volumen hat die Stoffprobe des sich gleichzeitig bildenden Wasserstoffs?

Rohrleitungen, Kessel, Kühl- und Waschtürme müssen vor ihrem Bau hinsichtlich der Abmessungen berechnet und auch auf die Volumenverhältnisse abgestimmt werden.
Sind an einer chemischen Reaktion nur gasförmige Stoffe beteiligt, lassen sich die **Volumenverhältnisse** sehr einfach berechnen. Da das molare Volumen für alle Gase eine nahezu konstante Größe von 22,4 $\frac{l}{mol}$ ist, stehen die Teilchenanzahlen, die Stoffmengen und auch die Volumen für die Stoffproben der an einer solchen chemischen Reaktion beteiligten Gase in demselben Verhältnis (↗ Satz von Avogadro).

■ $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$ ③

Verhältnis der Teilchenanzahlen	$N_{H_2} : N_{O_2} = 2 : 1$
Verhältnis der Stoffmengen	$n_{H_2} : n_{O_2} = 2 : 1$
Verhältnis der Volumen	$V_{H_2} : V_{O_2} = 2 : 1$

Diese Erkenntnis gewinnt man auch, wenn das Volumenverhältnis ähnlich wie das Massenverhältnis für Reaktionsteilnehmer (↗ S. 101) berechnet wird. ④

▸ **Bei einer chemischen Reaktion zwischen Gasen ist das Volumenverhältnis für Stoffproben gleich dem Stoffmengenverhältnis.**

Volumenberechnungen zu chemischen Reaktionen. Aus dem Volumenverhältnis zwischen Stoffproben reagierender, gasförmiger Stoffe können Volumen beliebiger Stoffproben dieser reagierenden Stoffe berechnet werden. ⑤

■ Welches Volumen an Wasserstoff ist erforderlich, um 100 ml Sauerstoff vollständig umzusetzen?

Gesucht: V_{H_2} **Gegeben:** $V_{O_2} = 100$ ml

Reaktionsgleichung: $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$

Lösung:

$$\frac{V_{H_2}}{V_{O_2}} = \frac{n_{H_2} \cdot V_m}{n_{O_2} \cdot V_m}$$

$$V_{H_2} = \frac{n_{H_2} \cdot V_{O_2}}{n_{O_2}}$$

$$V_{H_2} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 100 \text{ ml}}{1 \text{ mol}}$$

Ergebnis: $V_{H_2} = 200$ ml ⑥

200 ml Wasserstoff sind erforderlich, um 100 ml Sauerstoff vollständig umzusetzen.

Sehr viele Gase werden aus festen oder flüssigen Stoffen dargestellt.

■ Wasserstoff entsteht bei der chemischen Reaktion unedler Metalle wie Zink oder Magnesium mit Salzsäure (↗ S. 74 und Experiment 41).
Sauerstoff wird aus den schwarzvioletten Kristallen des Kaliumpermanganats dargestellt. Zur Darstellung von Chlor aus Salzsäure wird ebenfalls Kaliumpermanganat eingesetzt.

Diese chemischen Reaktionen müssen kontrolliert ablaufen. Von gefährlichen, giftigen oder brennbaren Gasen darf nur so viel entstehen, wie auch sicher gehandhabt werden kann. Vor dem Experimentieren ist es deshalb ratsam, die Masse für einen festen oder flüssigen Ausgangsstoff zu berechnen, um ein bestimmtes Volumen eines Gases durch chemische Reaktion zu erhalten. Üblicherweise werden für Stoffproben fester oder flüssiger Stoffe Massen angegeben. Stoffproben gasförmiger Stoffe kennzeichnet man durch Angabe des Volumens.
In einem solchen Fall kann das Volumen des Gases aus einem **Masse-Volumen-Verhältnis** für Stoffproben von reagierenden Stoffen berechnet werden. Die Masse des festen Stoffs ist proportional dem Volumen des gasförmigen, anderen Stoffs bei der jeweiligen chemischen Reaktion. Deshalb sind Volumenberechnungen möglich. ①

■ Welches Volumen an Wasserstoff kann aus 1 g Zink durch Reaktion mit verdünnter Salzsäure dargestellt werden?

Gesucht: V_{H_2} **Gegeben:** $m_{Zn} = 1\ g$

Reaktionsgleichung: $\mathbf{Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2}$

Lösung:

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

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

$$V_{H_2} = \frac{1\,mol \cdot 22{,}4\,\frac{l}{mol}}{1\,mol \cdot 65\,\frac{g}{mol}} \cdot 1\,g$$

Ergebnis: $V_{H_2} \approx 0{,}3\ l$

Aus 1 g Zink bilden sich bei chemischer Reaktion mit Salzsäure etwa 0,3 l Wasserstoff. ② ③ ④

Mit dem folgenden Experiment soll überprüft werden, ob das berechnete Volumen an Wasserstoff mit dem im Experiment ermittelten Volumen übereinstimmt.

41 ▼ Auf eine Masse von 1 g Zink wird verdünnte Salzsäure gegeben (Abb. 43). Das Volumen des entstehenden gasförmigen Reaktionsprodukts ist zu bestimmen. Zimmertemperatur und Luftdruck sind zu notieren.

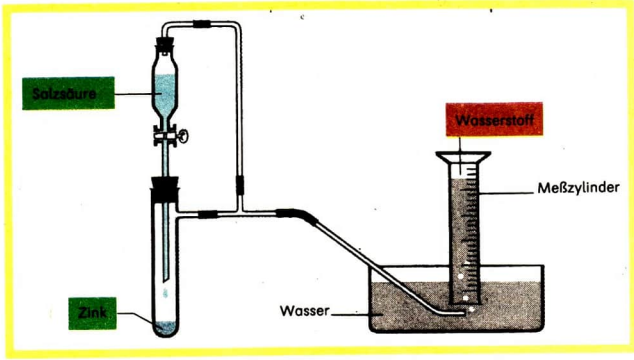


Abb. 43 Apparatur zur Bestimmung eines gasförmigen Reaktionsprodukts

Das im Experiment ermittelte Volumen weicht etwas von dem berechneten Volumen ab. Da das molare Volumen auf die Bedingungen des Normzustands bezogen ist, muß auch das im Experiment ermittelte Volumen noch auf die Bedingungen des Normzustands umgerechnet werden. Das Experi-

---

① Bei der chemischen Reaktion von Zink mit verdünnter Salzsäure besteht zwischen Stoffproben von Zink und denen des entstehenden Wasserstoffs ein proportionaler Zusammenhang. Gib die allgemeine Größengleichung für das Masse-Volumen-Verhältnis an, indem du den gegebenen Ansatz vervollständigst!

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

② a) Ermittle das Masse-Volumen-Verhältnis, in dem Stoffproben von Magnesium und Sauerstoff miteinander reagieren! Vervollständige den Ansatz

$$\frac{V_{O_2}}{m_{Mg}} = \ !$$

b) Welches Volumen an Sauerstoff wird benötigt, um 5 g Magnesium zu oxidieren?

③ Bei der chemischen Reaktion von Zink mit verdünnter Salzsäure (Experiment 41) werden 100 ml Wasserstoff aufgefangen. Welche Masse an Zink muß mit verdünnter Salzsäure reagiert haben?

④ Welche Masse an Magnesium hat mit verdünnter Salzsäure reagiert, wenn 1 l Wasserstoff entstanden ist?

ment bestätigt, daß aufgrund der Kenntnis der proportionalen Stoffmengen-, Massen- und Volumenverhältnisse zwischen Stoffproben der Stoffumsatz bei chemischen Reaktionen vorher genau berechnet werden kann.
Damit kann auch die einleitend gestellte Frage (↗ S. 103) beantwortet werden: der Gasentwickler muß mit etwa 3 g Zink gefüllt werden, um das benötigte Volumen an Wasserstoff von etwa 1 l zu erhalten.



Bei allen chemischen Reaktionen reagieren Stoffe in bestimmten Stoffmengenverhältnissen und proportional dazu in bestimmten Massen- und Volumenverhältnissen miteinander.

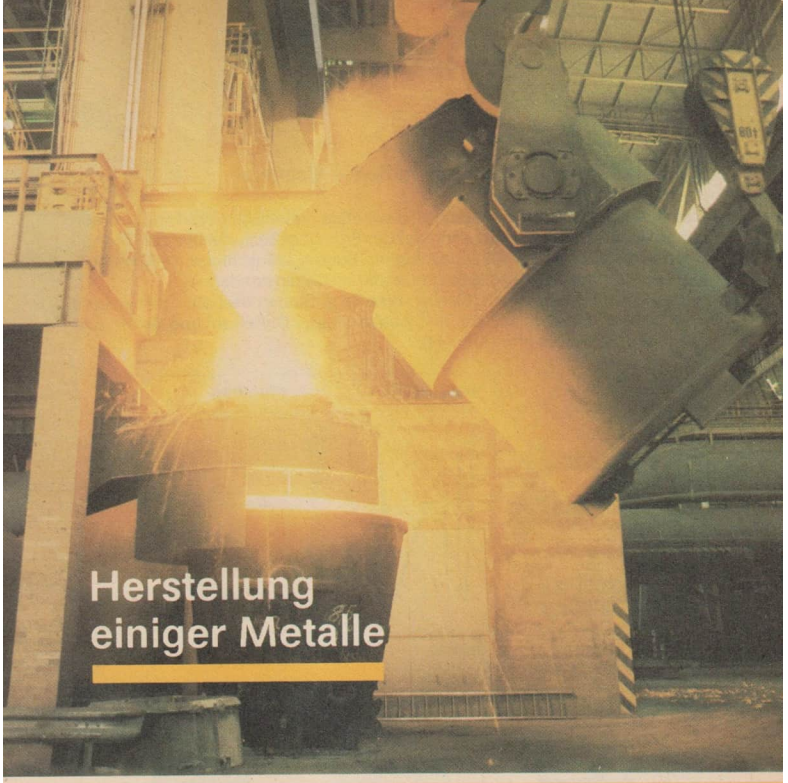
Aufgaben zur Festigung

27

1. Erläutere die für jede chemische Reaktion gültigen Merkmale am Beispiel der Reaktion von Magnesium mit Schwefelsäure!
2. a) In einem Experiment leitet man Chlor über ein kleines Stück Natrium, das in einem Verbrennungsrohr liegt und erhitzt wurde. Dabei ist ein Aufglühen des Natriums zu beobachten. An der Wandung des Verbrennungsrohrs hat sich nach Beendigung des Experiments ein feiner, weißer kristalliner Belag abgesetzt. Erkläre die Erscheinungen! Wende die Kenntnisse über die Merkmale einer chemischen Reaktion an!
   b) Gib die Art der chemischen Reaktion an! Begründe deine Aussage!
3. Welche Angaben über die chemische Reaktion kannst du aus folgender Reaktionsgleichung ableiten?

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O; \quad Q = -120{,}6\,\frac{kJ}{mol}$$

4. Berechne das Massenverhältnis, in dem die Stoffproben von Zink und von Zinkoxid bei der chemischen Reaktion von Zink mit Sauerstoff stehen!
5. a) Zur Neutralisation einer basischen Lösung, die 10 g Kaliumhydroxid enthält, werden 11,25 g reine Salpetersäure benötigt. Überprüfe diese Feststellung!
   b) Gib die Art der chemischen Reaktion an!
6. Welche Aussagen kannst du der Reaktionsgleichung
   $Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2$ entnehmen?
7. Vergleiche die chemische Reaktion beim Lösen von Kaliumchlorid in Wasser mit der chemischen Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser!
   a) Erläutere die Veränderungen der Teilchen!
   b) Beschreibe die Energieumwandlungen!



Herstellung einiger Metalle

Seit mehr als 7000 Jahren bearbeiten Menschen Metalle und stellen aus ihnen Werkzeuge, Gebrauchsgegenstände und kostbaren Schmuck her. Metalle kommen in der Natur meist als Verbindungen gemischt mit anderen Stoffen in Form von Erzen vor. Die Metalle müssen aus den Erzen hergestellt werden. Der Bedarf an metallischen Werkstoffen stieg ständig. Die Verfahren zur Metallherstellung mußten immer wieder verbessert werden.

Wie kann man aus Erzen Metalle herstellen?
Welche Art chemischer Reaktionen spielen bei der Metallherstellung eine besondere Rolle?
Wie kann die Qualität metallischer Werkstoffe beeinflußt werden?
Warum ist Schrott so wertvoll?

Verwendung von Eisenwerkstoffen – Eisenerze

Eisenwerkstoffe. Eisenwerkstoffe sind wichtige metallische Werkstoffe. Nach Schätzungen gibt es gegenwärtig auf der Erde über sechs Milliarden Tonnen Eisenwerkstoffe in Produktionsanlagen, Bauten, Maschinen, Fahrzeugen, Waffen, Geräten, Werkzeugen und anderen Gegenständen. ①
Reines Eisen ist sehr weich. Eisenwerkstoffe enthalten deshalb noch weitere Bestandteile. Eisenwerkstoffe sind Legierungen. **Gußeisen** und **Stahl** sind wichtige Eisenwerkstoffe (Abb. 44).

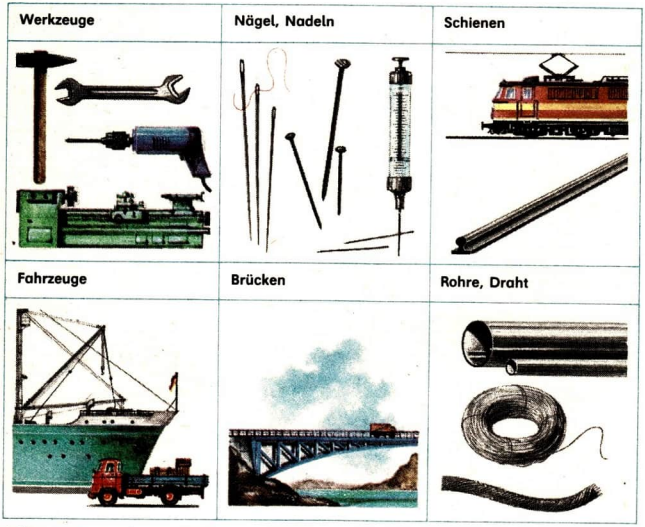


Abb. 44 Verwendung von Eisenwerkstoffen

▶ **Alle Eisenwerkstoffe sind Legierungen.**

Eisenerze. Eisenerze sind Stoffgemische. Sie enthalten meist Eisenoxide und Mineralien (Tabelle 14).

Tabelle 14 Wichtige Eisenerze

Name des Erzes	Formel des Hauptbestandteils	Massenanteil an Eisen in %
Magneteisenstein (Abb. 45)	Fe_3O_4	50...70
Roteisenstein (Abb. 46)	Fe_2O_3	35...60

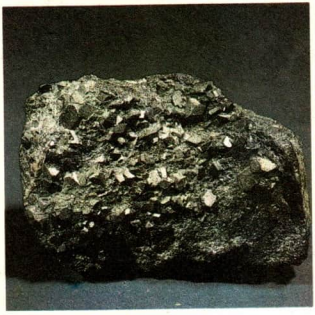


Abb. 45 Magnetit



Abb. 46 Hämatit

In der DDR kommen Eisenerze nur in Thüringen und im Harz in kleinen Lagerstätten vor. Deshalb müssen Eisenerze eingeführt werden. ②

▶ **Eisenerze sind Stoffgemische, die einen hohen Anteil an Eisenoxiden haben.**

Chemische Reaktionen bei der Herstellung von Roheisen

Reduktionsmittel bei der Herstellung von Roheisen aus Eisenoxid. Die chemischen Reaktionen zur Herstellung von Roheisen aus Eisenoxiden sind Redoxreaktionen. Als Reduktionsmittel werden Kohlenstoff (Kohle) und **Kohlenmonoxid CO** verwendet. ③

① Nenne Eigenschaften und Verwendungsmöglichkeiten von Eisen und Eisenwerkstoffen!

② Nenne Gebiete in der Sowjetunion, wo Eisenerze abgebaut werden!

③ Begründe, daß die Teilreaktion, bei der aus Eisenoxid Eisen entsteht, eine Reduktion ist!

Kohlenmonoxid ist ein giftiges und brennbares Gas. Es entsteht bei der Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff.
Zunächst reagieren Kohlenstoff und Sauerstoff zu **Kohlendioxid CO_2.**

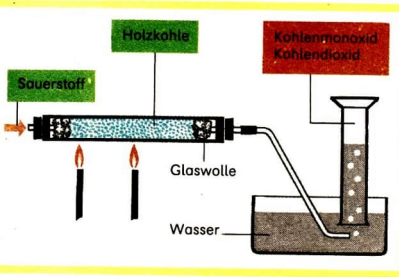
$$\overset{\pm 0}{C} + \overset{\pm 0}{O_2} \longrightarrow \overset{+2\ -2}{CO_2}; \quad Q = -393{,}5\ \frac{kJ}{mol}$$

Bei der chemischen Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff treten Temperaturen bis zu 1900°C auf. Durch die Umwandlung von chemischer in thermische Energie erhitzt sich die Kohle bis zur Weißglut.
Bei diesen Temperaturen reagiert Kohlenstoff auch mit dem Kohlendioxid zu Kohlenmonoxid. Das so entstehende Kohlenmonoxid wird im Experiment 42 als brennbares Gas nachgewiesen.

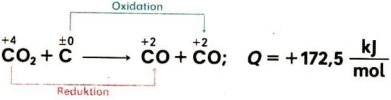
42 ▼

Vorsicht! Sauerstoff wird in einem Verbrennungsrohr durch glühende Holzkohle geleitet. Das gasförmige Reaktionsprodukt wird auf Brennbarkeit geprüft (Abb. 47).

Abb. 47
Geräteanordnung zur Darstellung von Kohlenmonoxid und Kohlendioxid



Für die Reaktion von Kohlendioxid mit Kohlenstoff lautet die Reaktionsgleichung:

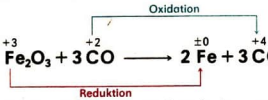


①

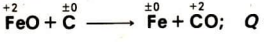
▶ **Die zur Herstellung von Roheisen notwendige Temperatur wird durch die Verbrennung von Kohle erreicht.**
Bei der chemischen Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff entsteht auch Kohlenmonoxid.

Reduktion der Eisenoxide. Bei der chemischen Reaktion der Eisenoxide mit Kohlenmonoxid wirkt Kohlenmonoxid als Reduktionsmittel. Dabei entstehen Eisen und Kohlendioxid.
②

Für die Reaktion von Eisen(III)-oxid mit Kohlenmonoxid lautet die Reaktionsgleichung:



Eisenoxide werden bei hohen Temperaturen auch durch Kohlenstoff reduziert.



▶ **Bei der Herstellung von Roheisen werden Eisenoxide durch Kohlenmonoxid und Kohlenstoff reduziert.**

Technische Durchführung der Roheisenherstellung

Ausgangsstoffe und Produkte. Als Ausgangsstoffe für die Herstellung von Roheisen werden **Eisenerze, Koks** und **Luft** benötigt. Zur Entfernung unerwünschter Bestandteile müssen noch andere Stoffe **(Zuschläge)** zugegeben werden. Diese Stoffe bilden mit den unerwünschten Bestandteilen **Schlacke**.

■ Ein häufig verwendeter Zuschlagstoff ist Kalkstein.

Die gasförmigen Reaktionsprodukte entweichen als **Gichtgas**. Gichtgas enthält Stickstoff, Kohlendioxid und Kohlenmonoxid. Durch den Anteil an Kohlenmonoxid ist Gichtgas brennbar.
Die Verarbeitung von Erzen zu Metallen wird als **Verhüttung** bezeichnet.
Die wichtigsten Eisenhüttenwerke der DDR sind der VEB Eisenhüttenkombinat Ost in Eisenhüttenstadt und der VEB Maxhütte in Unterwellenborn.

▶ **Bei der Roheisenherstellung entstehen aus den Ausgangsstoffen Eisenerz, Koks, Luft und Zuschlägen die Reaktionsprodukte Roheisen, Schlacke und Gichtgas.**

---

① Nenne das Volumenverhältnis, in dem der Ausgangsstoff Kohlendioxid und das Reaktionsprodukt Kohlenmonoxid bei der Reaktion von Kohlendioxid mit Kohlenstoff vorliegen!

② Warum verläuft die Reaktion von Eisenoxiden mit Kohlenmonoxid schneller als mit Kohlenstoff?

③ Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Eisen(II)-oxid mit Kohlenmonoxid! Kennzeichne die Teilreaktionen!

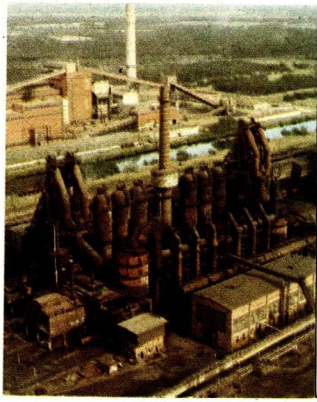


Abb. 48 Hochofen im VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt

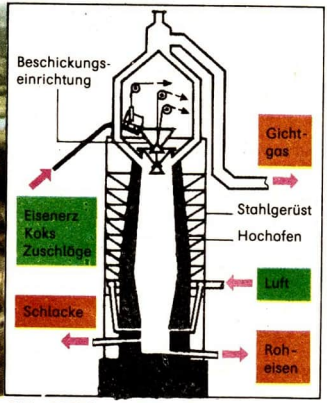


Abb. 49 Schematische Darstellung eines Hochofens

Hochofen als Reaktionsapparat. Der **Reaktionsapparat** zur Herstellung von Roheisen ist der **Hochofen** (Abb. 48). Der Hochofen ist ein aufrecht stehender, doppelt konischer Schacht. Bei etwa einem Drittel seiner Höhe hat er den größten Durchmesser (Abb. 49).
Hochöfen sind 15...50 m hoch. Je nach Größe des Hochofens beträgt der Innendurchmesser an der weitesten Stelle 3,5...12 m. Der Stahlmantel ist mit einem dicken Mauerwerk aus hitzebeständigem Material ausgekleidet und wird laufend mit Kühlwasser berieselt.

■ Für einen mittleren Hochofen werden täglich etwa 50000 m^3 Kühlwasser benötigt. Dieser gewaltige Kühlwasserbedarf bestimmt den Standort der Hüttenwerke mit. ①

Reaktionszonen im Hochofen. Der Hochofen wird mit einem Gemisch aus Eisenerzen und Zuschlägen sowie Koks von oben beschickt. Im unteren Teil des Schachtes (↗ Abb. 49) wird durch ringsherum angeordnete Düsen vorgewärmte Luft eingeblasen. Die festen Ausgangsstoffe werden im oberen

① Nenne die Flüsse, in deren Nähe sich die Eisenhüttenwerke unserer Republik befinden!

② Beschreibe die Arbeitsweise des Hochofens! Nutze dazu die in der Abbildung 50, Seite 117, dargestellten Reaktionszonen!

Teil des Schachtes vorgewärmt und getrocknet. Auf dem Weg nach unten steigt die Temperatur ständig. Dort finden die verschiedenen Redoxreaktionen statt (Abb. 50).

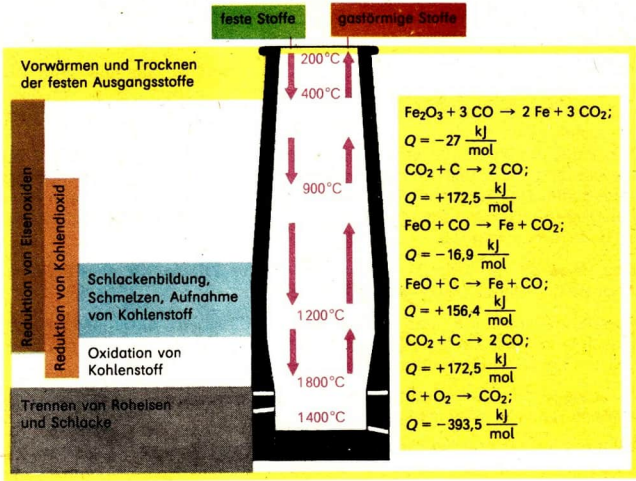


Abb. 50 Reaktionszonen im Hochofen

Vor den Luftdüsen ist die heißeste Zone des Hochofens. Hier verbrennt der Koks zu Kohlendioxid. Das entstandene Eisen nimmt beim Schmelzen Kohlenstoff auf. Im unteren Teil des Innenraumes trennen sich bei etwa 1400 °C die Schmelzen von Roheisen und Schlacke. Die auf dem flüssigen Roheisen schwimmende Schlacke wird abgezogen. ②
Die Hochofenschlacke ist kein Abfallprodukt. Sie dient als Rohstoff für wertvolle Produkte (Abb. 51).

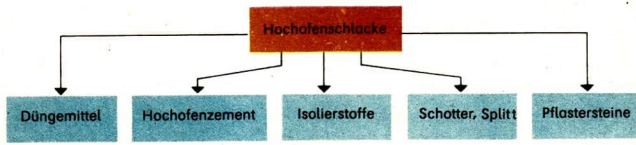


Abb. 51 Produkte aus Hochofenschlacke

In bestimmten zeitlichen Abständen wird das Roheisen an der tiefsten Stelle des Hochofenschachtes entnommen (Abstich).

▸ **Der Hochofen ist der Reaktionsapparat zur Herstellung von Roheisen, in dem die Oxidation des Kohlenstoffs und die Reduktion der Eisenoxide und des Kohlendioxids erfolgen.**

Gegenstromprinzip. Im Hochofen findet ein ständiger Stoffstrom statt. Die festen Ausgangsstoffe und die flüssigen Reaktionsprodukte werden von oben nach unten, die gasförmigen Stoffe in umgekehrter Richtung durch den Hochofen geführt.
Das Entgegenführen von Stoffen ist ein technologisches Prinzip. Es wird bei technischen Verfahren sehr häufig angewandt und als **Gegenstromprinzip** bezeichnet. Das Entgegenführen der gasförmigen Stoffe im Hochofen dient der besseren Durchmischung mit den festen Ausgangsstoffen und dem besseren Wärmeaustausch.

▸ **Das Gegenstromprinzip ist ein technologisches Prinzip, bei dem Stoffe in Apparaten einander entgegengeführt werden.**

Kopplung exothermer und endothermer Reaktionen. Durch Wärmeaustausch wird die bei exothermen Reaktionen im Hochofen abgegebene Wärme für endotherme Reaktionen zur Verfügung gestellt.

■ Durch die Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff (exotherm) wird die Wärme für die Reaktion von Kohlenstoff mit Kohlendioxid (endotherm) bereitgestellt. ①

Die **Kopplung exothermer und endothermer Reaktionen** dient der Aufrechterhaltung bestimmter Temperaturen und ist ein wichtiges technologisches Prinzip.

▸ **Die Kopplung exothermer Reaktionen mit endothermen Reaktionen ist ein wichtiges technologisches Prinzip.**

Kontinuierliche Arbeitsweise. Beim Hochofenprozeß werden alle Ausgangsstoffe ständig zugeführt. Die chemischen Reaktionen laufen ununterbrochen ab. Diese ununterbrochene Arbeitsweise ist ein technologisches Prinzip, das man als **kontinuierliche Arbeitsweise** (lateinisch: continuus = zusammenhängend) bezeichnet.

■ In einem Hochofen können in einem Jahr je nach Größe des Hochofens bis zu 4 Mill. t Roheisen hergestellt werden. Das sind über 10000 t Roheisen an einem Tag.
Die Auskleidung hält der hohen Belastung 10 bis 15 Jahre stand, dann muß das Mauerwerk erneuert werden.

▸ **Die kontinuierliche Arbeitsweise ist ein wichtiges technologisches Prinzip. Sie ist durch ununterbrochene Reaktion der Stoffe im Reaktionsapparat gekennzeichnet.** ②

Eigenschaften und Verwendung von Roheisen

Zusammensetzung und Eigenschaften. Roheisen enthält etwa 4% Kohlenstoff und weitere Bestandteile, wie Silicium, Mangan, Phosphor und Schwefel. Durch diese Bestandteile ist es hart, spröde und erweicht nicht vor dem Schmelzen.
Aufgrund seiner Zusammensetzung zerspringt Roheisen in viele Stücke, wenn es mit dem Hammer oder der Presse bearbeitet wird. Es ist nicht schmiedbar.

▸ **Durch den Kohlenstoffanteil und den Anteil anderer Stoffe ist Roheisen hart, unelastisch und nicht schmiedbar.**

Verwendung. Roheisen wird direkt oder unter Zusatz von Stahlabfällen zu Gußeisen verarbeitet. Aus Gußeisen werden weniger beanspruchte Maschinenteile und Geräte hergestellt sowie Herdplatten, Ofenteile und Pfannen. In der Technik und im Bauwesen werden aber vor allem elastische Eisenwerkstoffe benötigt. Deshalb wird der größte Teil des Roheisens zu Stahl weiterverarbeitet.

▸ **Roheisen wird zu Gußeisen verarbeitet und als Ausgangsstoff für die Stahlherstellung verwendet.**

Herstellung von Stahl 29

Chemische Reaktionen bei der Herstellung von Stahl

Oxidation der unerwünschten Bestandteile des Roheisens. Um aus Roheisen Stahl herzustellen, müssen Bestandteile wie Silicium, Phosphor und Schwefel beseitigt und der Massenanteil an Kohlenstoff unter 2% gesenkt werden. Das wird erreicht, indem diese Bestandteile in der Schmelze oxidiert und die Oxide entfernt werden.

■ Oxidation

$$\overset{\pm 0}{4\,P} + 5\,\overset{\pm 0}{O_2} \longrightarrow 2\,\overset{+5\ -2}{P_2O_5};\quad Q = -3098\ \frac{kJ}{mol}$$

Reduktion

① Erläutere die Kopplung exothermer und endothermer Reaktionen im Hochofen!

② Berechne das Volumen an Kohlenmonoxid in Kubikmeter, das bei der Reduktion von 1 t Eisen(III)-oxid zu Eisen benötigt wird!

Ein Teil des Kohlenstoffs, der im Roheisen enthalten ist, wird zu Kohlenmonoxid oxidiert.

$$\overset{\pm 0}{2\,C} + \overset{\pm 0}{O_2} \longrightarrow \overset{+2-2}{2\,CO};\quad Q = -221\,\frac{kJ}{mol} \quad ①$$

Kohlenmonoxid entweicht als Gas aus der Schmelze und wirbelt sie dabei auf. Andere Oxide reagieren mit Zuschlägen zu Schlacke. Die Schlacke schwimmt auf der Stahlschmelze und kann entfernt werden.

Die unerwünschten Bestandteile im Roheisen und ein Anteil Kohlenstoff werden oxidiert und die Oxide entfernt.

Oxidationsmittel. Als Oxidationsmittel kann bei der Stahlherstellung Luft oder Sauerstoff verwendet werden. Die technische Durchführung der Oxidation mit Luft oder Sauerstoff heißt **Windfrischen**. Die dabei ablaufenden Redoxreaktionen sind exotherm.
Häufig wird Eisenschrott als Oxidationsmittel eingesetzt. Eisenschrott enthält Eisenoxide (Rost). ②

$$\overset{+3}{Fe_2O_3} + 3\,\overset{\pm 0}{C} \longrightarrow 2\,\overset{\pm 0}{Fe} + 3\,\overset{+2}{CO};\quad Q = +490{,}7\,\frac{kJ}{mol}$$

Roheisen und Eisenschrott werden in einem Herd geschmolzen. Die technische Durchführung wird als **Herdfrischen** bezeichnet.

Bei der Stahlherstellung können die unerwünschten Bestandteile des Roheisens durch Luft oder Sauerstoff (Windfrischen) oder durch Eisenoxide und Luft (Herdfrischen) oxidiert werden.

Technische Durchführung der Stahlherstellung

Entwicklung der Stahlherstellung. Die seit dem Altertum hergestellten Eisenwerkstoffe waren schmiedbar. In den verwendeten kleinen Öfen bewegte sich die zähflüssige Masse im Luftstrom, so daß der Massenanteil an Kohlenstoff gesenkt wurde. Roheisen- und Stahlherstellung erfolgte also ursprünglich nebeneinander in einem Arbeitsgang. Im Hochofen entsteht als Produkt Roheisen. Dadurch wird die getrennte Stahlherstellung notwendig. Vor etwa 200 Jahren wurde der **Puddelofen** entwickelt. Im Puddelofen wird durch Rühren mit Stangen Luft in die Schmelze gebracht. Die Puddler mußten mit den Stangen auch den erstarrenden Stahl zu 50...80 kg Klumpen zusammenballen und diese aus dem Ofen ziehen. Die Arbeit der Puddler war sehr schwer.
1855 kam *Bessemer* auf die Idee, Luft durch eine Roheisenschmelze zu blasen und damit nicht nur die Oxidation der unerwünschten Bestandteile, sondern gleichzeitig eine viel bessere Durchmischung der Schmelze zu erreichen. Der ständig steigende Bedarf an Stahl erforderte, immer bessere Verfahren zur Roheisen- und Stahlherstellung zu entwickeln. ③

Stahlkonverter als Reaktionsapparat. Das Windfrischen des Roheisens wird im **Konverter** (lateinisch: convertere = umwandeln) durchgeführt. Konverter sind kippbare Stahlbehälter, die mit einer feuerfesten Auskleidung versehen sind. Sie haben eine Höhe von etwa 6 m und fassen bei einem Durchmesser bis zu 3 m etwa 20 t Roheisen. Aus Düsen am Boden wird Luft durch die Schmelze geblasen. In modernen Konvertern wird Sauerstoff auf die Schmelze geblasen (Abb. 52). ④

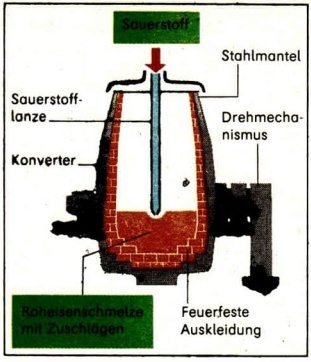


Abb. 52 Schematische Darstellung eines Sauerstoffkonverters

Sind die unerwünschten Bestandteile des Roheisens entfernt und der Anteil an Kohlenstoff auf einen bestimmten Wert gesenkt worden, so wird die flüssige Schlacke von der Stahlschmelze dekantiert und dann der Konverter entleert. Anschließend füllt man erneut flüssiges Roheisen ein. Die chemischen Reaktionen laufen nicht ununterbrochen ab. Ein Konverter arbeitet **periodisch**. ⑤ ⑥

Konverter befinden sich in der DDR im VEB Eisenhüttenkombinat Ost und im VEB Maxhütte Unterwellenborn. Seit einigen Jahren arbeitet in Eisenhüttenstadt eine Anlage nach dem Sauerstoffaufblasverfahren.

▶ **Im Konverter wird in periodischer Arbeitsweise Luft oder Sauerstoff durch beziehungsweise auf eine Roheisenschmelze geblasen und aus Roheisen Stahl hergestellt.**

---

① Entwickle die Reaktionsgleichung für die chemische Reaktion von Silicium und Schwefel mit Sauerstoff zu Siliciumdioxid und Schwefeldioxid!

② Bestimme die Teilreaktionen der Redoxreaktion von Eisen(III)-oxid mit Kohlenstoff!

③ Warum entsteht im Unterschied zu den früher eingesetzten Öfen beim Hochofen kein Stahl?

④ Erkläre die Verkürzung der Zeit für das Blasen im Konverter, wenn reiner Sauerstoff eingeblasen wird!

⑤ Einfüllen, Blasen und Entleeren eines 300-t-Sauerstoffkonverters dauert 35 Minuten. Berechne die Tagesleistung dieses Konverters!

⑥ Warum müssen Konverter nicht beheizt werden?

Siemens-Martin-Ofen als Reaktionsapparat. Das **Herdfrischen** wird in der DDR vorwiegend in **Siemens-Martin-Öfen** durchgeführt. Je nach Größe faßt ein Siemens-Martin-Ofen bis zu 900 t flüssiges Metall. Siemens-Martin-Öfen arbeiten in den Stahlwerken Riesa, Hennigsdorf und Brandenburg. Die Öfen arbeiten nach dem Schrott-Roheisen-Verfahren und werden mit 65...80% Schrott beschickt. ①

In einem muldenförmigen flachen Herd werden das Roheisen, der Schrott und die Zuschläge zusammen geschmolzen. Als Brennstoff dient Heizgas (Abb. 53). Getrennt werden in Kammern Heizgas und Luft vorgewärmt und danach in den Herdraum geleitet. Hier findet die Verbrennung des Heizgases statt. Durch die dabei abgegebene Wärme schmelzen die Ausgangsstoffe. Das Schmelzbad wird auf eine Temperatur bis zu 1800°C erhitzt. Die entstehenden Gase durchmischen die Schmelze. Der Abstich des Siemens-Martin-Ofens erfolgt periodisch. ② ③

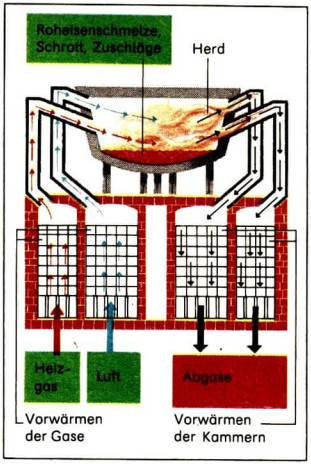


Abb. 53 Schematische Darstellung eines Siemens-Martin-Ofens

Elektrostahlverfahren. Beim Herdfrischen kann die erforderliche Wärme für das Schmelzen der Ausgangsstoffe auch durch Beheizung mit elektrischem Strom bereitgestellt werden. Durch die elektrische Beheizung kann im Elektrostahlofen die notwendige Reaktionstemperatur schnell erreicht und genau eingehalten werden. Beim Elektrostahlverfahren werden alle Legierungsbestandteile des eingesetzten Schrotts fast vollständig verwertet. Sie können nicht mit dem Sauerstoff der Luft oder mit den Heizgasen reagieren.

Durch die Zugabe genau berechneter Massen an Schrott und Roheisen kann man die gewünschte Zusammensetzung bestimmter Stahlsorten erreichen. Dabei müssen je nach Qualität der Ausgangsstoffe und des gewünschten Stahls sowie in Abhängigkeit vom Ofentyp für 1 t Stahl zwischen 250...900 kWh Elektroenergie aufgewandt werden.

▶ **Beim Elektrostahlverfahren ist die Geschwindigkeit des Schmelzens der Ausgangsstoffe hoch. Die Verwertung der Legierungsmetalle des Schrotts ist fast vollständig. Die Qualität der Stähle ist wesentlich erhöht.**

Weiterentwicklung in der Stahlherstellung. Gegenwärtig arbeiten viele Wissenschaftler und Techniker daran, die Herstellung von Stahl aus Eisenerz in **einem** Verfahren mit hoher Produktivität durchzuführen. Es gibt bereits mehrere technische Lösungen, zum Beispiel die Herstellung stahlartiger Produkte in Wirbelschicht- oder Drehrohröfen. Diese Zwischenprodukte müssen im Elektrostahlwerk zu Edelstählen weiterverarbeitet werden.
In anderen Versuchsanlagen wird ein kontinuierlicher Roheisenstrahl durch Sauerstoff zerstäubt oder die Roheisenschmelze nacheinander durch vier miteinander verbundene Einzelbäder geleitet, um kontinuierlich die unerwünschten Bestandteile des Roheisens zu oxidieren und abzutrennen.

Eigenschaften von Stahl

Zusammensetzung und Eigenschaften. Stähle sind Eisenlegierungen mit einem Kohlenstoffanteil zwischen 0,05...2%. Stahl erweicht beim Erwärmen vor dem Schmelzen und ist schmiedbar und schweißbar. Er läßt sich warm oder kalt pressen und walzen.
Stahl ist mit über 1000 Sorten einer der wichtigsten Werkstoffe. Die Stahlsorten unterscheiden sich durch verschiedene Legierungsbestandteile und deren Anteil. Auch thermische, mechanische und chemische Nachbehandlungen verändern die Eigenschaften von Stahl (Vergütung).

▶ **Stahl ist eine Eisenlegierung mit einem Kohlenstoffanteil unter 2%, die sich verformen läßt.**

Edelstähle. Stahlsorten mit besonders hoher Qualität werden als **Edelstähle** bezeichnet. Durch bestimmte Anteile an Legierungsbestandteilen und Nachbehandlungen, wie die Einhaltung von Zeit- und Temperaturintervallen bei der Abkühlung des Stahls, sind diese Stahlsorten besonders korrosionsbeständig, verschleißfest, elastisch oder unmagnetisch.
Als Legierungsbestandteile werden vor allem Chromium, Vanadium, Nickel, Cobalt, Titanium, Mangan, Silicium, Wolfram, Aluminium, Barium, Kupfer und Molybdän verwendet.

■ Die Massenanteile der Legierungsbestandteile betragen beim V2A-Stahl 0,05% Kohlenstoff, 0,3% Mangan, 0,4% Silicium, 8% Nickel, 18% Chromium. V2A-Stahl ist rostfrei und weitgehend säurebeständig.

---

① Nenne Vorteile des Einsatzes von Eisenschrott als Oxidationsmittel zur Stahlherstellung!

② Wie kommt es zur Gasbildung in der Metallschmelze des Siemens-Martin-Ofens?

③* Welches Volumen an Kohlenmonoxid in m^3 (unter den Bedingungen des Normzustands) entweicht dem Schmelzbad eines Siemens-Martin-Ofens, wenn bei einer Masse an Roheisen von 800t der Kohlenstoffanteil von 4% auf 1,4% gesenkt wird?

Als Werkstoff wird V2A-Stahl im Apparatebau für die chemische Industrie, die Lebensmittelindustrie und für medizinische Geräte eingesetzt.
Trommeln der Haushaltwaschmaschinen, Küchengeschirr, Bestecke und Spülbecken werden aus Edelstahl hergestellt.

▶ **Edelstähle sind Stahlsorten hoher Qualität mit ganz bestimmten Legierungsbestandteilen.**

Herstellung von reinem Kupfer 30

Kupfer und Kupferlegierungen – Kupfererze

Eigenschaften und Verwendung von Kupfer. Aus Kupfer bestanden die ersten metallischen Werkzeuge, die vor mehr als 7000 Jahren angefertigt wurden. ①

Kupfer ist ein braunrotes Metall. Seine Dichte beträgt $\varrho = 8{,}93\ \frac{g}{cm^3}$. Kupfer ist aufgrund seiner Eigenschaften vielseitig verwendbar (Tabelle 15).

Tabelle 15 Eigenschaften und Verwendung von Kupfer

Eigenschaften	Verwendung
hohe elektrische Leitfähigkeit	Leitermaterial für Kabel und stromführende Bauteile
gute Wärmeleitfähigkeit	Konstruktionsmaterial für Wärmeaustauscher, wie Heizgefäße, Kühlschlangen
Beständigkeit gegen Chemikalien	Reaktionsgefäße und Rohrleitungen in der chemischen Industrie, Dachbelag
Verformbarkeit	Draht, Bleche, Kunstgegenstände

Kupfer verbindet sich mit Sauerstoff. An der Luft bildet sich an Kupferoberflächen eine dünne Oxidschicht aus. Die Oxidschicht schützt das Metall vor weiterer Korrosion. Die Eigenschaften von Kupfer können durch Zusätze anderer Metalle verbessert werden. Ein großer Teil des Kupfers wird als Legierungsbestandteil verwendet. ② ③

▶ **Kupfer und seine Legierungen sind aufgrund ihrer guten Leitfähigkeit, Beständigkeit gegenüber Chemikalien und ihrer Verformbarkeit wichtige metallische Werkstoffe.**

Kupfererze. Wichtige Kupfererze sind Kupferglanz und Kupferschiefer, die Kupfer(I)-sulfid Cu_2S enthalten, sowie Rotkupfererz mit Kupfer(I)-oxid Cu_2O als Bestandteil. Sie sind Ausgangsstoffe für die Herstellung von Rohkupfer. In unserer Republik wird zur Kupferherstellung der „Mansfelder Kupferschiefer" abgebaut. Dieses Erz hat einen Kupferanteil von etwa 1%.

Elektrolyse von Kupfer(II)-chloridlösung

Darstellung von Kupfer und Chlor aus Kupfer(II)-chloridlösung. Eine chemische Wirkung des elektrischen Stroms besteht darin, daß er in vielen wäßrigen Lösungen Stoffabscheidungen hervorruft. So wurde in Klasse 7 Zinkchloridlösung durch den elektrischen Strom zerlegt. An den Kohleelektroden entstanden Zink beziehungsweise Chlor. ④ ⑤ ⑥
Wenn nun an Stelle der Zinkchloridlösung eine Lösung von Kupfer(II)-chlorid verwendet wird, dann müßten an den Elektroden Kupfer und Chlor entstehen. Diese Voraussage soll experimentell überprüft werden.

43 ▼

Durch eine Kupfer(II)-chloridlösung wird elektrischer Gleichstrom geleitet (Abb. 54).

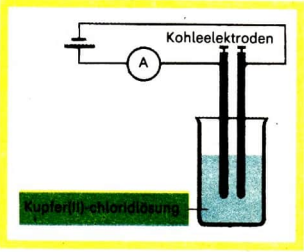


Abb. 54 Geräteanordnung zur Elektrolyse einer Kupfer(II)-chloridlösung

① Nenne Verwendungsmöglichkeiten für Kupfer beziehungsweise Kupferlegierungen! Erläutere den Zusammenhang zwischen Verwendung und Eigenschaften!

② Entwickle die Reaktionsgleichung für die Bildung von Kupfer(II)-oxid aus Kupfer! Ordne die chemische Reaktion einer Reaktionsart zu und bestimme die Teilreaktionen!

③ Welche Kupferlegierungen sind dir bekannt? Nenne ihre Bestandteile! (↗ S. 74)!

④ Nenne dir bekannte chemische Reaktionen, die durch den elektrischen Strom bewirkt werden (↗ LB Ph 8, S. 62)!

⑤ Beschreibe das Experiment zum Zerlegen von Zinkchlorid!

⑥ Was wird beim Anlegen einer elektrischen Gleichspannung an zwei Kohleelektroden geschehen, die in eine Kupfer(II)-chloridlösung eintauchen?

Beim Fließen des elektrischen Gleichstroms steigen an einer Elektrode Gasblasen auf. Der typische Geruch von Chlor ist feststellbar. An der anderen Elektrode setzt sich ein braunroter Belag von Kupfer ab. ①
Die Ergebnisse des Experiments 43 bestätigen die Voraussage.

▶ **Fließt durch eine Kupfer(II)-chloridlösung ein elektrischer Gleichstrom, dann entstehen an den Elektroden Kupfer und Chlor.**

Reaktionen an den Elektroden. Durch die Gleichspannungsquelle wird zwischen den beiden Elektroden ein elektrisches Feld aufgebaut. Die vorhandenen elektrischen Kräfte bewirken das „Wandern" der Kupfer(II)-Ionen und der Chlorid-Ionen als elektrisch geladene Teilchen in Richtung der entgegengesetzt elektrisch geladenen Elektrode. Am Pluspol herrscht Elektronenmangel, am Minuspol Elektronenüberschuß. Zwischen den Elektroden und den in der Lösung vorhandenen Ionen finden Elektronenübergänge statt.
Die positiv elektrisch geladenen Kupfer(II)-Ionen „wandern" zum Minuspol und nehmen dort Elektronen auf.

■ **Minuspol:** $Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu$ Reduktion

Die negativ elektrisch geladenen Chlorid-Ionen „wandern" zum Pluspol und geben dort Elektronen ab. Es entstehen Chloratome, die sich in einer Folgereaktion zu Chlormolekülen verbinden.

■ **Pluspol:** $2\,Cl^- \longrightarrow 2\,Cl + 2\,e^-$ Oxidation
$2\,Cl \longrightarrow Cl_2$

Am Minuspol findet eine Elektronenaufnahme (Reduktion) räumlich getrennt von einer Elektronenabgabe (Oxidation) am Pluspol statt (Abb. 55).

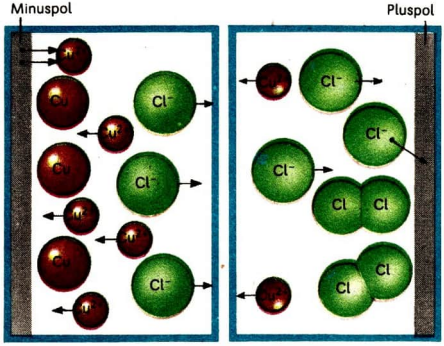
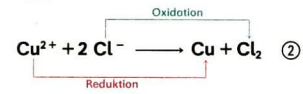


Abb. 55
Modellhafte Darstellung des Ablaufs der Elektrolyse von Kupfer(II)-chloridlösung

Solche Redoxreaktionen, die durch den elektrischen Strom bewirkt werden, nennt man **Elektrolysen.**
Die beiden Teilreaktionen der Redoxreaktion können in einer Reaktionsgleichung für die Elektrolyse von Kupfer(II)-chloridlösung zusammengefaßt werden.



▶ **Die Elektrolyse ist eine Redoxreaktion, bei der der Elektronenübergang durch elektrischen Strom bewirkt wird. Dabei findet eine Reduktion am Minuspol räumlich getrennt von einer Oxidation am Pluspol statt.** ③

Elektrolytische Raffination des Kupfers

Notwendigkeit der Reinigung von Rohkupfer. Kupfererze werden zu Rohkupfer verarbeitet. Rohkupfer hat einen Anteil von etwa 95% Kupfer. Als weitere Bestandteile sind Eisen, Nickel, Blei, Zink, Gold, Silber, Platin und andere Metalle enthalten. Diese Bestandteile müssen entfernt werden, da Kupfer mit hoher Reinheit benötigt wird.

■ Die elektrische Leitfähigkeit des Kupfers wird schon durch Verunreinigungen von 0,1% um mehr als 10% herabgesetzt. Deshalb benötigt die Elektroindustrie Kupfer mit einer Reinheit von 99,98%.

▶ **Die Anforderungen der Technik an die Reinheit des Kupfers erfordern die Reinigung des Rohkupfers.**

Reinigung von Rohkupfer durch Elektrolyse. Bei der Elektrolyse von Kupfer(II)-chloridlösung hat sich am Minuspol reines Kupfer abgeschieden. Würde man das Rohkupfer in eine Kupfer(II)-Ionen enthaltende Lösung überführen, so könnte man es also elektrolytisch reinigen. Die Überführung des Rohkupfers in eine Lösung, die Kupfer(II)-Ionen enthält, wäre auf verschiedene Weise möglich. Sie ist aber technologisch ungünstig und ökonomisch aufwendig.

---

① Bestimme aufgrund der Reaktionsprodukte, welche Elektrode beim Experiment 43 der Minuspol und welcher der Pluspol ist!

② Entwickle die Reaktionsgleichungen für die beiden Teilreaktionen und die Redoxreaktion, die bei der Elektrolyse einer Zinkchloridlösung ablaufen!

③ Eine Kupfer(II)-chloridlösung enthält in 1 l n_{CuCl_2} = 1 mol. Welche Masse an Kupfer kann aus 800 ml dieser Lösung elektrolytisch abgeschieden werden?

Bei der Reinigung von Rohkupfer verwendet man als Pluspol Rohkupferplatten, die in eine Lösung von Schwefelsäure und Kupfer(II)-sulfat eintauchen.
Durch das Experiment 44 kann das Prinzip der elektrolytischen Reinigung von Rohkupfer, die als **Kupferraffination** bezeichnet wird, gezeigt werden.

44 ▼

Durch verdünnte Schwefelsäure wird elektrischer Gleichstrom geleitet. Als Pluspol wird ein Kupferstab, als Minuspol ein Kohlestab verwendet.

Beim Fließen eines elektrischen Gleichstroms färbt sich die Umgebung der Kupferelektrode (Pluspol) blau. Es haben sich aus dem Kupfer Kupfer(II)-Ionen gebildet.

■ **Pluspol:** $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-$ Oxidation
(Kupferelektrode)

An der Kohleelektrode (Minuspol) scheidet sich reines Kupfer ab.

■ **Minuspol:** $Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu$ Reduktion
(Kohleelektrode)

Technische Durchführung der elektrolytischen Kupferraffination. In Kupferelektrolysezellen werden als positive Elektroden etwa 20 Rohkupferplatten und 20 dünne Bleche Reinkupfer als negative Elektroden eingesetzt. Die Elektroden sind abwechselnd angeordnet und parallel geschaltet (Abb. 56).
Durch die Wirkung des elektrischen Stroms geben die Kupferatome Elektronen ab, so daß Kupfer(II)-Ionen in Lösung gehen. Die im Rohkupfer enthaltenen Verunreinigungen an unedlen Metallen, wie Eisen, Nickel, Cobalt, Zink, gehen ebenfalls als entsprechende Metall-Ionen in Lösung. Die Atome der

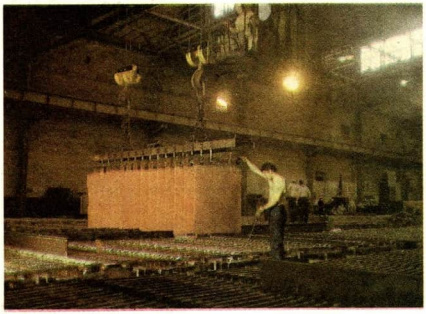


Abb. 56
Kupferelektrolysezelle

Edelmetalle Silber, Gold und Platin werden nicht zu Metall-Ionen oxidiert. Diese Metalle sammeln sich als „Schlamm" auf dem Boden der Elektrolysezelle. Die Herstellung von Edelmetallen aus diesem Schlamm trägt erheblich zur Wirtschaftlichkeit des Verfahrens bei. ①

Um sehr reines Kupfer zu erhalten, wird die Kupferraffination mit einer elektrischen Spannung von nur 0,3 V durchgeführt. Die elektrische Stromstärke beträgt 150...200 A je m^2 Elektrodenfläche. Am Minuspol scheidet sich Kupfer mit einer Reinheit von 99,98% ab, das man als **Elektrolytkupfer** bezeichnet. Bei einem hohen Wirkungsgrad der Elektroenergie müssen für 1 t Elektrolytkupfer etwa 250 kWh aufgewandt werden.

In unserer Republik wird die Herstellung von Rohkupfer und seine elektrolytische Raffination im VEB Mansfeld-Kombinat „Wilhelm Pieck" durchgeführt.

▶ **Bei der elektrolytischen Kupferraffination bilden sich am Pluspol aus Rohkupfer Kupfer(II)-Ionen und am Minuspol aus Kupfer(II)-Ionen Kupfer.**

Herstellung von Aluminium 31

Aluminium und Aluminiumlegierungen als Werkstoffe

Eigenschaften und Verwendung. Aluminium ist ein silberweiß glänzendes Leichtmetall, das große volkswirtschaftliche Bedeutung hat (Tabelle 16).

Tabelle 16 Eigenschaften und Verwendung von Aluminium

Eigenschaften	Verwendung
gute elektrische Leitfähigkeit	Leitermaterial für Kabel und stromführende Bauteile
geringe Dichte	Konstruktionsmaterial für Fahrzeuge, Flugzeuge und Schiffe
korrosionsbeständig	Apparate und Behälter in Industrie und Haushalt; Schmuck
gute Verformbarkeit	Folien für Verpackung, Reflexionsmaterial, Drähte

① Entwickle die Reaktionsgleichung für die Oxidation eines unedlen Metalls an der Rohkupferelektrode!

Aluminium reagiert mit Sauerstoff. Aluminiumteile überziehen sich an der Luft mit einer Oxidschicht, die so fest ist, daß sie selbst schmelzendes Aluminium wie eine Hülle umgibt (Experiment 45). ① ②

45 ▼ Ein Aluminiumdraht wird in der Brennerflamme geschmolzen. ③

Durch die Oxidschicht ist Aluminium weitgehend korrosionsbeständig. Die für Konstruktionen notwendige Festigkeit und Beständigkeit gegenüber Chemikalien wird durch Legierungen mit anderen Metallen erreicht.

■ **Duraluminium** ist eine durch Wärmebehandlung aushärtbare Aluminiumlegierung mit Kupfer und Magnesium als Bestandteilen. Unter Verwendung von Duraluminium werden zum Beispiel Flugzeuge hergestellt.

Unter der Bezeichnung **Hydronalium** werden Aluminiumlegierungen mit Zusätzen von Magnesium, Mangan und Silicium zusammengefaßt, die für stark beanspruchte Bauteile mit hoher Korrosionsbeständigkeit verwendet werden.

▶ **Aluminium und Aluminiumlegierungen sind aufgrund der geringen Dichte, guten Leitfähigkeit und Korrosionsbeständigkeit wichtige metallische Werkstoffe.**

Vorkommen von Aluminiumverbindungen. Nach Sauerstoff und Silicium kommt Aluminium am häufigsten in der Erdrinde vor. Aluminiumverbindungen sind in Lehm und Ton enthalten. Ein besonders geeigneter Rohstoff zur Aluminiumherstellung ist **Bauxit**, das aus 50...60% Aluminiumoxid besteht. Bauxit kommt in der DDR nicht vor. Die Rohstoffe für die Aluminiumherstellung werden aus der Ungarischen VR importiert. Im VEB Aluminiumwerke Lauta ist ein Verfahren entwickelt worden, nach dem Aluminiumoxid aus dem einheimischen Rohstoff Ton hergestellt werden kann.

▶ **Aluminiumverbindungen kommen in Mineralen, im Lehm, Ton und Bauxit vor. Bauxit ist ein wichtiger Rohstoff zur Herstellung von Aluminium.**

Elektrolyse von Aluminiumoxid

Chemische Grundlagen. Aus Bauxit wird mit Hilfe verschiedener chemisch-technischer Verfahren möglichst reines Aluminiumoxid hergestellt. Durch Elektrolyse einer Schmelze dieses reinen Aluminiumoxids wird Aluminium hergestellt. Aluminiumoxid hat eine Schmelztemperatur von 2045°C. Bei so hohen Schmelztemperaturen zu arbeiten ist ökonomisch und technisch ungünstig. Durch Zusatz anderer Stoffe wird die Schmelztemperatur deshalb gesenkt.

In der Aluminiumoxid-Schmelze liegen Aluminium- und Oxid-Ionen vor, die im elektrischen Feld zu den Kohleelektroden „wandern" und dort Elektronen aufnehmen beziehungsweise abgegeben.

■ **Minuspol:** $Al^{+3} + 3\,e^- \longrightarrow Al$

Pluspol: $2\,O^{-2} \longrightarrow 2\,O + 4\,e^-$

$2\,O \longrightarrow O_2$

$2\,Al_2O_3 \longrightarrow 4\,Al + 3\,O_2, \quad Q = +3168\,\frac{kJ}{mol}$ ④ ⑤

▶ **Bei der Elektrolyse einer Aluminiumoxid-Schmelze wird am Minuspol Aluminium abgeschieden.**

Technische Durchführung. Die Aluminium-Elektrolysezelle ist eine große Wanne, in die von oben Kohleelektroden ragen. Diese Wanne ist mit Kohleblöcken ausgekleidet, die als Minuspol dienen (Abb. 57). Der bei der Elektrolyse am Pluspol entstehende Sauerstoff reagiert mit den Kohleelektroden.

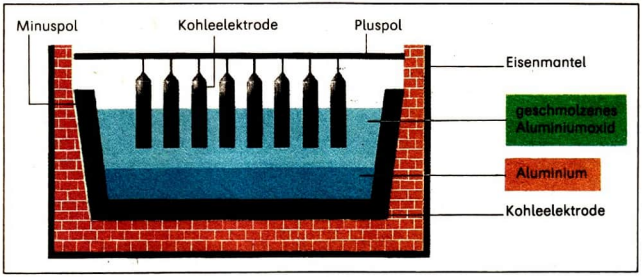


Abb. 57 Schematische Darstellung einer Aluminium-Elektrolysezelle

① Nenne Verwendungsmöglichkeiten von Aluminium und Aluminiumlegierungen! Erläutere den Zusammenhang zwischen Eigenschaften und Verwendung des Aluminiums!

② Vergleiche die Dichte von Aluminium mit der von Eisen und von Kupfer! (↗ TW 7–10)

③ Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Aluminium mit Sauerstoff! Kennzeichne die Teilreaktionen und bestimme die Reaktionsart!

④ Fasse die Teilreaktionen der Elektrolyse einer Aluminiumoxid-Schmelze in einer Reaktionsgleichung zusammen! Kennzeichne die Teilreaktionen dieser Reaktion! Begründe die Zuordnung dieser Reaktionen zu den Redoxreaktionen!

⑤* Der in der DDR verarbeitete Bauxit enthält etwa 54% Aluminiumoxid, 20% Eisen(III)-oxid, 7...11% Siliciumdioxid, Wasser und Titanium(IV)-oxid.
Welche Masse an Aluminium kann aus 1 t Bauxit hergestellt werden? (Eine vollständige Abscheidung des Aluminiums wird angenommen.)

Die Elektroden müssen deshalb im Laufe der Zeit ersetzt werden. Man arbeitet bei einer elektrischen Spannung von etwa $U = 5$ V und einer elektrischen Stromstärke von etwa $I = 30000$ A je Elektrolysezelle.

■ Für die Herstellung einer Tonne Aluminium aus Primärrohstoffen werden 51000 kWh Elektroenergie benötigt. Werden Sekundärrohstoffe (Aluminiumschrott) eingesetzt, so sind für die Herstellung einer Tonne Aluminium nur 2000 kWh notwendig. Beim Einsatz von Aluminiumschrott werden außerdem Primärrohstoffe eingespart.

Aluminium wird im VEB Chemiekombinat Bitterfeld und im VEB Aluminiumwerke Lauta hergestellt.

▶ **Durch den Einsatz von Sekundärrohstoffen (Aluminiumschrott) bei der Aluminiumherstellung können Primärrohstoffe und Elektroenergie eingespart werden.**

Aufgaben zur Festigung

32

1. Vergleiche das Windfrischen und Herdfrischen hinsichtlich der eingesetzten Ausgangsstoffe, der chemischen Reaktionen und der Arbeitsweise der Reaktionsapparate!
2. Vergleiche die chemischen Reaktionen, die bei der Herstellung von Roheisen, Stahl, Reinstkupfer und Aluminium ablaufen! Kennzeichne die Teilreaktionen! Begründe, daß die Reaktionen Redoxreaktionen sind!
3. Eisen und Kupfer dienten schon im Altertum als Werkstoffe. Aluminium wurde 1825 von *Örsted* erstmals dargestellt und erst seit 1888 hergestellt. Führe Gründe für diese „späte" Produktionsaufnahme an!
4. Im Jahre 1919 wurde erstmals in der Welt Reinstaluminium hergestellt. Es besteht mindestens zu 99,99% aus Aluminium. Unterbreite einen Vorschlag, wie man Reinstaluminium herstellen könnte! Nutze deine Kenntnisse über die elektrolytische Raffination von Kupfer (↗ S. 127)! Begründe deinen Vorschlag!
5. Berechne die Masse an Aluminium, die aus 1 t Aluminiumoxid hergestellt werden kann!
6. Stelle in einer Tabelle zusammen, wie bei der Roheisenherstellung und bei der Stahlherstellung eine effektive Nutzung der Wärme erfolgt!
7. Erläutere an Beispielen die möglichst vollständige Nutzung von Rohstoffen bei der Herstellung von Metallen!



Perioden-system der Elemente

Bereits im Altertum waren 12 chemische Elemente bekannt. Dazu gehörten Gold, Silber, Eisen, Zinn, Zink, Blei, Kohlenstoff und Schwefel. Bis zum Ausgang des 17. Jahrhunderts wurden die chemischen Elemente Phosphor und Bismut entdeckt. Mit der Entwicklung der Naturwissenschaften stieg bis zum 19. Jahrhundert die Anzahl der entdeckten Elemente auf 63. *Mendelejew* und *Meyer* versuchten, die Elemente systematisch zu ordnen. Heute ist das Periodensystem der Elemente ein wichtiges Arbeitsmittel für den Chemiker.

Was kann man aus der Stellung der Elemente im Periodensystem über die Elemente und Elementsubstanzen ableiten?

Wie war es *Mendelejew* und *Meyer* möglich, ohne Kenntnis des Atombaus die Elemente sinnvoll zu ordnen?

Anordnung der chemischen Elemente im Periodensystem 33

Elemente in Hauptgruppen. Im Periodensystem der Elemente sind alle bis heute bekannten chemischen Elemente aufgrund des Baus ihrer Atome geordnet. Wie aus Klasse 7 bekannt ist, entspricht die Ordnungszahl jedes Elements der Anzahl der Protonen in den Atomkernen. Die Anzahl der Protonen in den Atomkernen ist gleich der Anzahl der Elektronen in den Atomhüllen der Atome eines Elements. In einer Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente sind mit steigender Ordnungszahl Elemente erfaßt, deren Atome die gleiche Anzahl von Außenelektronen aufweisen. Die Nummer der Hauptgruppe entspricht der Anzahl der Außenelektronen dieser Atome. ① ② ③

Elemente in Perioden. In den Perioden des Periodensystems der Elemente sind die Elemente nach steigender Ordnungszahl erfaßt. Jede Periode beginnt mit einem Element der I. Hauptgruppe, dessen Atome jeweils ein Außenelektron haben. Den Abschluß der Perioden bildet immer ein Element der VIII. Hauptgruppe. ④ ⑤ ⑥
Das Wort Periode ist von dem griechischen Wort „periodikos" abgeleitet, das „regelmäßig wiederkehrend" bedeutet. Solche regelmäßige Wiederkehr ist für die Anzahl der Außenelektronen der Atome der nach steigender Anzahl der Protonen geordneten Elemente festzustellen (Abb. 58).

---

① Suche im Periodensystem die Elemente Zinn, Silber und Brom auf! Welche Angaben über diese Elemente kannst du aus den betreffenden Feldern des Periodensystems der Elemente direkt ablesen?

② Suche im Periodensystem die Elemente mit den Ordnungszahlen 6, 11 und 20 auf! Gib die Namen der Elemente an! Leite aus den Ordnungszahlen Angaben über den Bau der Atome dieser Elemente ab!

③ Leite aus der Stellung der Elemente Magnesium, Sauerstoff und Schwefel im Periodensystem Aussagen
a) über den Bau der Atome dieser Elemente und
b) über die Anzahl der Außenelektronen ihrer Atome ab!

④ Suche im Periodensystem die Elemente Aluminium, Kohlenstoff und Chlor auf! Gib ihre Ordnungszahl sowie ihre Stellung im Periodensystem der Elemente an!

⑤ Gib an, welches Element seinen Platz in der I. Hauptgruppe und der 3. Periode des Periodensystems hat!

⑥ Ein chemisches Element hat im Periodensystem seinen Platz in der IV. Hauptgruppe und 5. Periode. Stelle im Periodensystem Namen und Ordnungszahl des Elements fest! Leite aus der Ordnungszahl und der Nummer der Hauptgruppe Aussagen über den Bau der Atome dieses Elements ab!

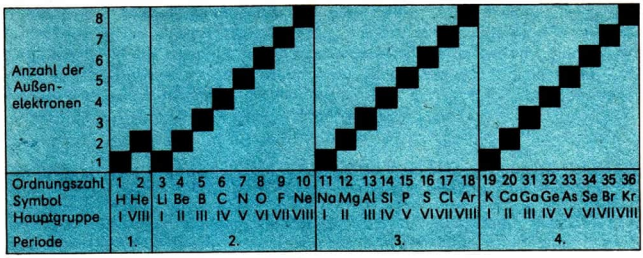


Abb. 58 Anzahl der Außenelektronen der Atome der Hauptgruppenelemente der 1. bis 4. Periode

Von Periode zu Periode zeigt sich eine regelmäßige Wiederkehr von Hauptgruppenelementen, deren Atome die gleiche Anzahl von Außenelektronen haben. Man sagt, die Anzahl der Außenelektronen der nach steigender Anzahl der Protonen geordneten Hauptgruppenelemente ändert sich **periodisch.**

▶ **Im Periodensystem der Elemente sind die chemischen Elemente nach steigender Anzahl der Protonen in den Atomen geordnet. In den Perioden ändert sich die Anzahl der Außenelektronen der Atome der Hauptgruppenelemente regelmäßig wiederkehrend.**

Bau der Atomhüllen. Bisher wurden in den Atomhüllen nur Außenelektronen besonders hervorgehoben (Abb. 59). Die Arbeiten so berühmter Wissenschaftler wie *Rutherford, Bohr, Thomson und Kossel* führen zu einem Atom-

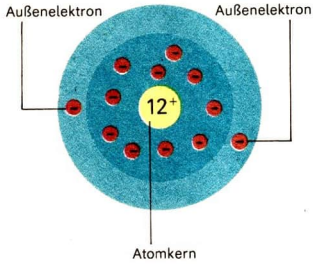


Abb. 59 Vereinfachtes Modell des Magnesiumatoms

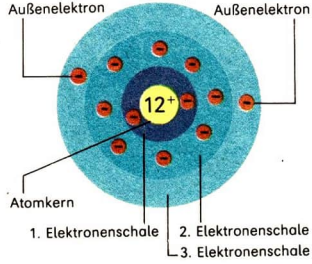


Abb. 60 Modell eines Magnesiumatoms mit drei Elektronenschalen

modell mit genaueren Angaben über den Bau der Atomhüllen. Das Atom wird weiter als Kugel betrachtet. Im Zentrum ist der Atomkern, der die Protonen enthält. In der Atomhülle unterscheidet man konzentrisch um den Atomkern gelegene Räume, die **Elektronenschalen** genannt werden. Damit wird gekennzeichnet, daß sich die Elektronen eines Atoms in unterschiedlicher Entfernung vom Atomkern bewegen. Ähnlich weit vom Atomkern befindliche Elektronen bilden eine Elektronenschale (Abb. 60, S. 135).

▶ **Elektronenschalen sind Aufenthaltsräume für Elektronen, die vom Atomkern ähnlich weit entfernt sind.**

Bei solchen Atommodellen werden die Elektronenschalen numeriert. Die Numerierung beginnt mit der dem Atomkern nächstliegenden Elektronenschale. Die Außenelektronen eines Atoms bilden die vom Atomkern entfernteste Elektronenschale.
Der Bau der Atomhüllen für die Elemente mit den Ordnungszahlen 1 bis 54 ist aus der Übersicht am Anfang des Buches (↗ 2. Umschlagseite) zu entnehmen. ①

■ Magnesiumatome haben 2 Elektronen in der 1. Elektronenschale, 8 Elektronen in der 2. Elektronenschale und 2 Elektronen in der 3. Elektronenschale.

Die **Elektronenanordnung der Atome** kann vereinfacht angegeben werden. Man schreibt das Symbol des Elements mit unten vorangestellter Protonenanzahl und führt danach die Anzahlen der Elektronen in der Reihenfolge der Elektronenschalen auf.

■ $_{12}Mg$ | 2 | 8 | 2 |

Sauerstoffatome haben 2 Elektronen in der 1. Elektronenschale und 6 Elektronen in der 2. Elektronenschale. ② ③

■ $_{8}O$ | 2 | 6 |

In jeder Elektronenschale kann sich nur eine begrenzte Anzahl von Elektronen befinden.

■

Nummer der Elektronenschale	1	2	3	4
Größte mögliche Anzahl von Elektronen	2	8	18	32

Atombau und Anordnung der Elemente in Perioden. Die Anordnung der Elemente in Perioden liegt im Bau der Atomhüllen begründet. Eine neue Periode beginnt immer dann, wenn ein Element auftritt, bei dessen Atomen ein Elektron eine neue Elektronenschale bildet.

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

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

▶ **Anzahl besetzter Elektronenschalen ≙ Nummer der äußeren Elektronenschale ≙ Nummer der Periode**

Der Zusammenhang zwischen dem Bau der Atome und der Stellung der Hauptgruppenelemente im Periodensystem ist in folgender Übersicht zusammengefaßt. ④

▶

Bau der Atome	**Angabe im Periodensystem**	■ Element Schwefel	
		Bau der Atome	Angaben im Periodensystem
Anzahl der Protonen = **Anzahl der Elektronen ≙**	**Ordnungszahl**	16 Protonen 16 Elektronen	Ordnungszahl 16
Anzahl der Elektronenschalen = Nummer der äußeren Elektronenschale ≙	**Nummer der Periode**	3 Elektronenschalen 3. Elektronenschale	3. Periode
Anzahl der Außenelektronen ≙	**Nummer der Hauptgruppe**	6 Außenelektronen	VI. Hauptgruppe

① Beschreibe die Anordnung der Elektronen in je einem Aluminium-, Schwefel- und Bromatom!
Nutze dazu die Übersicht auf der 2. Umschlagseite des Lehrbuchs!

② Beschreibe den Bau der Atomhüllen für die Atome der Elemente Kohlenstoff, Silicium und Germanium!

③ Gib die Elektronenanordnung für die Atome der Elemente mit den Ordnungszahlen 10, 18 und 36 an! Benenne die Elemente! Vergleiche den Bau der Atome dieser Elemente!

④ Was kannst du über den Bau der Atome der Elemente Stickstoff und Phosphor aussagen, nachdem du ihre Stellung im Periodensystem festgestellt hast?

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

■ So wird bei den Atomen der Nebengruppenelemente der 4. Periode (Elemente mit den Ordnungszahlen 21 bis 30), die jeweils 2 Elektronen in der 4. Elektronenschale haben, die 3. Elektronenschale bis zu ihrer größten möglichen Anzahl von 18 Elektronen weiter aufgebaut. ①

Periodizität bei Eigenschaften der chemischen Elemente

34

Ionen der Elemente. Von der Mehrzahl der Elemente der I. bis VII. Hauptgruppe können außer Atomen auch Ionen vorliegen. Wie aus Klasse 7 bekannt ist, unterscheiden sich die Ionen eines Elements von dessen Atomen durch eine oder mehrere elektrische Ladungen. Positiv elektrisch geladene Ionen haben ein oder mehrere Elektronen *weniger* als die entsprechenden Atome. ②

■

$_{11}Na$	2	8	1	$_{12}Mg$	2	8	2
$_{11}Na^{+}$	2	8		$_{12}Mg^{2+}$	2	8	

Negativ elektrisch geladene Ionen haben ein oder mehrere Elektronen *mehr* als die jeweiligen Atome. ③ ④

■

$_{17}Cl$	2	8	7	$_{8}O$	2	6	
$_{17}Cl^{-}$	2	8	8	$_{8}O^{2-}$	2	8	

Die als Beispiele gewählten Ionen besitzen jeweils 8 Außenelektronen. 8 Außenelektronen bilden auch die äußere Elektronenschale bei den Atomen der nahestehenden Elemente der VIII. Hauptgruppe. Man sagt, die Atome der Elemente der VIII. Hauptgruppe, mit Ausnahme des Elements Helium, und viele einfache Ionen haben als äußere Elektronenschale eine **Achterschale.** Teilchen mit einer Achterschale als äußerer Elektronenschale sind chemisch besonders stabil.
⑤

▶ **Viele Ionen haben als äußere Elektronenschale eine Achterschale. Eine solche Elektronenanordnung ist chemisch besonders stabil.**

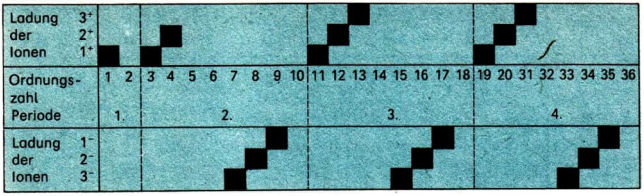


Abb. 61 Elektrische Ladungen der Ionen der Hauptgruppenelemente der 1. bis 4. Periode

Elemente mit positiv elektrisch geladenen Ionen stehen in der I. und II. Hauptgruppe sowie in der III. Hauptgruppe, mit Ausnahme des Elements Bor. Hinzu kommen die Elemente Zinn und Blei aus der IV. Hauptgruppe. Elemente, bei denen bevorzugt negativ elektrisch geladene Ionen auftreten, sind besonders in der VII., VI. und V. Hauptgruppe zu finden (Abb. 61).
Die Abbildung 61 zeigt, daß in der Reihe der nach steigender Protonenanzahl geordneten Hauptgruppenelemente in den Perioden eine regelmäßige Wiederkehr von Ionen mit gleicher Art und Anzahl elektrischer Ladungen festzustellen ist. ⑥

▶ **Bei den Hauptgruppenelementen zeigt sich Periodizität der Art und Anzahl elektrischer Ladungen der Ionen.**

Oxidationszahlen der Elemente. Aus der Stellung der Hauptgruppenelemente im Periodensystem kann man Aussagen über größte und kleinste Oxi-

---

① Nenne zu Nebengruppenelementen der 4. Periode einige Beispiele für Elementsubstanzen, von denen du aus der Erfahrung weißt, daß es Metalle sind! Gib Beispiele für deren Verwendung an!

② Vergleiche die Elektronenanordnung eines Calcium-Ions mit der des Calciumatoms!

③ Vergleiche die Elektronenanordnung eines Bromatoms mit der eines Bromid-Ions!

④ Vergleiche die Elektronenanordnung eines Magnesium-Ions mit der eines Neonatoms!

⑤ Vergleiche die Elektronenanordnung eines Oxid-Ions und eines Sulfid-Ions mit der Elektronenanordnung der Atome des jeweils in der gleichen Periode stehenden Elements der VIII. Hauptgruppe!

⑥ Entsprechend der Periodizität der elektrischen Ladungen der Ionen bei Hauptgruppenelementen müssen auch die beiden ersten Elemente der 5. Periode positiv elektrisch geladene Ionen bilden. Gib Namen, chemische Zeichen und Elektronenanordnung dieser Ionen an!

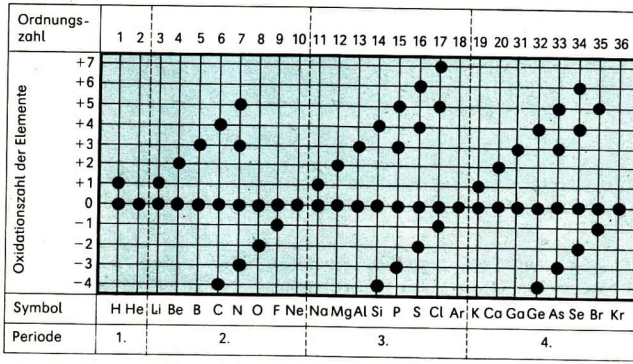


Abb. 62 Wichtige Oxidationszahlen der Hauptgruppenelemente der 1. bis 4. Periode

dationszahlen ableiten. Dabei kommt zum Ausdruck, daß von einem Atom des betreffenden Elements eine größtmögliche Anzahl von Elektronen abgegeben oder aufgenommen werden kann. Die Abbildung 62 zeigt, daß auch für die Oxidationszahlen der Hauptgruppenelemente eine Periodizität festzustellen ist.

Zwischen der Stellung eines Hauptgruppenelements und seiner größten Oxidationszahl besteht ein gesetzmäßiger Zusammenhang. Diese Oxidationszahl ist zahlenmäßig gleich der Anzahl der Außenelektronen der Atome und entspricht der Nummer der Hauptgruppe (Tabelle 17). ① ②

Für die kleinsten Oxidationszahlen der Hauptgruppenelemente, die von der IV. Hauptgruppe an auftreten, gilt, daß ihr Zahlenwert der Differenz aus der Zahl 8 und der Nummer der Hauptgruppe entspricht (Tabelle 17). ③

Tabelle 17 Zusammenhang zwischen der Stellung der Hauptgruppenelemente und ihren größten und kleinsten Oxidationszahlen

Nummer der Hauptgruppe	I	II	III	IV	V	VI	VII
größte Oxidationszahl	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
kleinste Oxidationszahl	–	–	–	−4	−3	−2	−1
Anzahl der Außenelektronen	1	2	3	4	5	6	7

▶ **Die größten und kleinsten Oxidationszahlen der Hauptgruppenelemente wiederholen sich regelmäßig in jeder Periode des Periodensystems.**

Gesetz der Periodizität. Bei den Anzahlen der Außenelektronen der nach steigender Protonenanzahl geordneten Hauptgruppenelemente (↗ Abb. 58) konnte Periodizität festgestellt werden. Es wurde für diese Elemente Periodizität bezüglich der zugehörigen einfachen Ionen und der Oxidationszahlen gezeigt. So ist es gerechtfertigt, die Periodizität im Auftreten von grundlegenden Eigenschaften der Elemente als ein Naturgesetz, als **Gesetz der Periodizität** zu erfassen. Es wurde in seinen Grundlagen 1869 von *D. I. Mendelejew* entdeckt.

▶ **Werden die chemischen Elemente nach steigender Anzahl der Protonen geordnet, so zeigt sich eine regelmäßige Wiederkehr von Elementen mit ähnlichem Bau der Atomhülle und damit zusammenhängenden Eigenschaften.**

Periodizität bei Eigenschaften von Stoffen 35

Metalle und Molekülsubstanzen. Alle Elemente der I., II. und III. Hauptgruppe des Periodensystems, mit Ausnahme der Elemente Wasserstoff und Bor, bilden Elementsubstanzen, die zu den **Metallen** gehören. Auch die Elemente Zinn und Blei der IV. Hauptgruppe sowie das Element Bismut der V. Hauptgruppe bilden Metalle (Abb. 63). Solche Elemente haben kleine Elektronegativitätswerte.
Außerdem sind alle Elementsubstanzen der Nebengruppenelemente des Periodensystems Metalle. Beispiele dafür sind die Metalle Eisen, Kupfer, Nickel und Chrom sowie die Edelmetalle Silber, Gold und Platin. ④

---

① Gib aufgrund der Stellung der Elemente Kohlenstoff und Silicium im Periodensystem an, mit welchen größten Oxidationszahlen diese Elemente in Verbindungen auftreten können! Begründe deine Aussage!

②* Ein Element steht im Periodensystem in der IV. Hauptgruppe und 5. Periode. Gib Ordnungszahl, Namen und größte Oxidationszahl dieses Elements an! Welchem Atom eines Elements der VIII. Hauptgruppe ist das positiv elektrisch geladene Ion dieses Elements in der Elektronenanordnung gleich?

③ Ermittle für das Element Arsen aufgrund seiner Stellung im Periodensystem die kleinste Oxidationszahl! Berichte, wie du vorgegangen bist!

④ Gib die Stellung der Elemente Natrium, Magnesium, Aluminium, Silber, Gold und Platin im Periodensystem an!

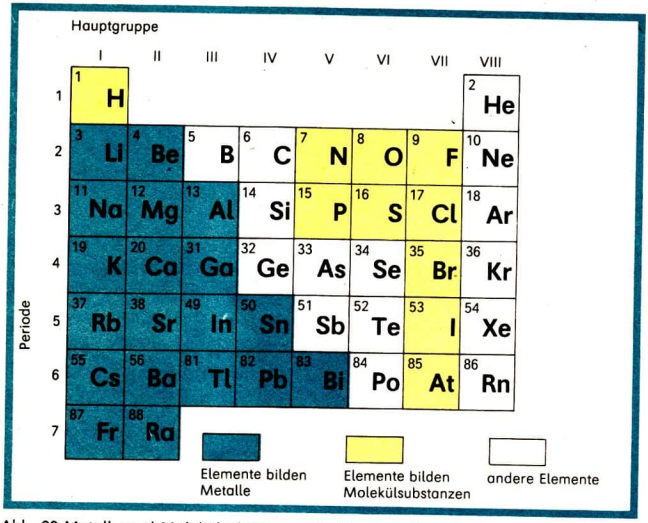


Abb. 63 Metalle und Molekülsubstanzen als Elementsubstanzen von Hauptgruppenelementen

Einige Elemente der V., VI. und VII. Hauptgruppe des Periodensystems bilden Elementsubstanzen, die zu den Molekülsubstanzen gehören. Es handelt sich um die Elemente Stickstoff, Phosphor, Sauerstoff, Schwefel, Fluor, Chlor, Brom und Iod (Abb. 63). Auch das Element Wasserstoff, das in der I. Hauptgruppe steht, bildet eine Molekülsubstanz. ① ②

Vergleicht man die Eigenschaften der Elementsubstanzen der Hauptgruppenelemente der 3. Periode, so finden sich bei den Elementen Natrium, Magnesium und Aluminium am Anfang der Periode Metalle. Hingegen sind Phosphor, Schwefel und Chlor Molekülsubstanzen. Eine ähnliche Reihenfolge liegt auch bei den Elementsubstanzen der Hauptgruppenelemente der 2., 4. und 5. Periode vor.

Mit der Einteilung der Elementsubstanzen in Metalle und Molekülsubstanzen werden nicht alle Elementsubstanzen erfaßt. So gehören zum Beispiel Kohlenstoff, Silicium und Germanium weder zu den Metallen noch zu den Molekülsubstanzen, wie im Kapitel Kohlenstoff und Silicium (↗ S. 154) dargestellt wird.

▶ **Im Periodensystem der Elemente stehen am Anfang der Perioden Hauptgruppenelemente, die Metalle bilden. Gegen Ende der Perioden sind Hauptgruppenelemente zu finden, die Molekülsubstanzen bilden.**

Gruppeneigenschaften. Die Elemente jeder Hauptgruppe im Periodensystem haben Ähnlichkeiten im Atombau und darauf beruhenden Eigenschaften der Elemente und Elementsubstanzen.

■ Die Elemente der I. Hauptgruppe haben Atome mit einem Außenelektron, einfach positiv elektrisch geladene Ionen und sehr kleine Elektronegativitätswerte. Sie treten in Verbindung mit der Oxidationszahl +1 auf. Ihre Elementsubstanzen sind unedle Metalle. Die Metallhydroxide dieser Elemente, in denen Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen im Zahlenverhältnis 1 : 1 vorliegen, bilden mit Wasser basische Lösungen. ③ ④ ⑤

Wie die Elemente der I. Hauptgruppe haben auch die Elemente der anderen Hauptgruppen Gemeinsamkeiten im Atombau. Darauf gründen sich, abgestuft, gemeinsame Eigenschaften der Elementsubstanzen und Verbindungen dieser Elemente. Man spricht von **Gruppeneigenschaften.** ⑥

■ Alle Elemente der VII. Hauptgruppe haben Atome mit 7 Außenelektronen. Ihre einfach negativ elektrisch geladenen Ionen besitzen mit 8 Außenelektronen eine stabile Elektronenanordnung. Ihre Elementsubstanzen sind Molekülsubstanzen mit zweiatomigen Molekülen und wirken bei vielen Redoxreaktionen als Oxidationsmittel.

Neben diesen Gruppeneigenschaften gibt es auch Unterschiede in den Eigenschaften. Die Protonenanzahlen und die Anzahlen besetzter Elektronenschalen je Element sind verschieden. Die äußeren Elektronenschalen sind unterschiedlich weit von den entsprechenden Atomkernen entfernt. Die Elementsubstanzen haben verschiedene Farben, Fluor ist schwach gelblich, Chlor gelbgrün, Brom braun, Iod dunkelviolett und in wäßriger Lösung braun.

---

① Gib die Stellung der Elemente Stickstoff, Sauerstoff, Schwefel, Chlor und Brom im Periodensystem an!

② Nenne Eigenschaften von Schwefel, die für eine Molekülsubstanz charakteristisch sind! Welche chemische Bindung liegt zwischen den Atomen des Schwefelmoleküls vor?

③ Entwickle die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise für die Reaktion von Kaliumhydroxid mit Wasser!

④ Wie können basische Lösungen im Experiment erkannt werden?

⑤ Suche die Formeln für die Hydroxide der Elemente Natrium, Magnesium und Barium im Tafelwerk auf! Gib das jeweilige Zahlenverhältnis zwischen Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen an!

⑥ Gib einige Gruppeneigenschaften für Elementsubstanzen und Verbindungen der Elemente der II. Hauptgruppe an!

Sind die Ionen dieser Elemente gleich stabil? Ist die Oxidationswirkung der Elementsubstanzen gleich?
Diese Fragen können durch Experimente beantwortet werden!

46 ▼

Prüfe, ob eine chemische Reaktion erfolgt, wenn eine Lösung von Chlor in Wasser (Chlorwasser) zu Kaliumbromidlösung gegeben wird!

Vorüberlegungen
1. Welche Teilchen enthält eine Kaliumbromidlösung?
2. Was für Teilchen liegen in der Elementsubstanz Chlor vor?
3. Vergleiche die Elektronenanordnung beim Chlor- und Bromatom und beim Chlorid- und Bromid-Ion!
4. Welche Farben haben die Elementsubstanzen Chlor und Brom?

Durchführung
Gib in einem Halbmikroreagenzglas zu 2 ml verdünnter Kaliumbromidlösung 10 Tropfen Chlorwasser!

Auswertung
1. Gibt es Erscheinungen, die auf Stoffveränderungen schließen lassen?
2. Läßt sich aus der Beobachtung eine Aussage über ein mögliches Reaktionsprodukt ableiten?
3. Urteile, ob eine chemische Reaktion erfolgt sein kann!
4. Überlege, welche Teilchenveränderungen erfolgt sein können!
5. Entwickle für die mögliche Stoffveränderung eine Wortgleichung und dann eine Reaktionsgleichung!

Bei der Reaktion von Chlor mit einer Metallbromidlösung wirkt Chlor als Oxidationsmittel. (Experiment 46) ①
Würde man zu einer Metallchloridlösung Brom geben, so erfolgt keine chemische Reaktion. Im Periodensystem hat das Element Chlor die kleinere Ordnungszahl gegenüber dem Element Brom. Ein gesetzmäßiger Zusammenhang läßt sich vermuten. Danach müßten Chlor und Brom gegenüber Metalliodiden auch als Oxidationsmittel wirken. Diese Vermutungen lassen sich experimentell überprüfen (Experiment 47 und 48).

47 ▼
48 ▼

Chlorwasser wird zu Kaliumiodidlösung gegeben.

Bromwasser wird zu Kaliumiodidlösung gegeben.

Die Elementsubstanzen der Elemente der VII. Hauptgruppe wirken bei Redoxreaktionen als Oxidationsmittel. Das ist eine wichtige Gruppeneigenschaft. Die Oxidationswirkung ist aber unterschiedlich stark. Je kleiner die Ordnungszahl eines Elements der VII. Hauptgruppe ist, desto stärker wirkt dessen Elementsubstanz als Oxidationsmittel. ②

▶ **Die Elemente jeder Hauptgruppe im Periodensystem zeigen abgestuft charakteristische Gruppeneigenschaften. Diese sind durch die Ähnlichkeiten im Bau der Atome dieser Elemente bedingt.**

Entdeckung des Gesetzes der Periodizität und Entwicklung des Periodensystems der Elemente

36

Entdeckung eines Naturgesetzes. Mitte des 19. Jahrhunderts waren über 60 chemische Elemente bekannt. Wissenschaftler versuchten, die Vielzahl der Elemente zu ordnen. Zu ihnen gehörten auch der russische Chemiker *Dmitri Iwanowitsch Mendelejew* (Abb. 64) und der deutsche Chemiker *Lothar Meyer* (Abb. 65).

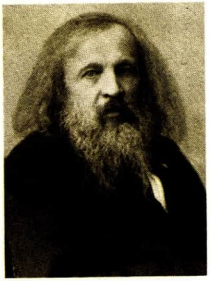


Abb. 64 *Dmitri Iwanowitsch Mendelejew*

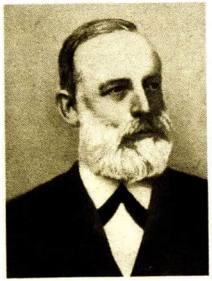


Abb. 65 *Lothar Meyer* (1830 bis 1895)

In den sechziger Jahren des 19. Jahrhunderts suchte *Mendelejew* nach einer Ordnung für die damals bekannten 63 chemischen Elemente, um ein Lehrbuch zu schreiben. Er entschied sich, die Elemente nach steigender relativer Atommasse (↗ Periodensystem der Elemente auf der 3. Umschlagseite des Buches), die damals Atomgewicht genannt wurde, zu ordnen. Dabei stellte er fest, daß jeweils nach einer Anzahl von Elementen mit unterschiedlichen Eigenschaften regelmäßig wieder Elemente auftraten, die mit vorher angeordneten Elementen ähnliche Eigenschaften haben. So entdeckte *Mendelejew* das **Gesetz der Periodizität.** ③

---

① Schreibe an die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Chlor mit Kaliumbromidlösung Oxidationszahlen (↗ Tabelle 12, S. 81) und bezeichne die Reaktionsart!

② Welche Aussage über eine chemische Eigenschaft der Elementsubstanz Fluor kann man aus diesem Satz ableiten?

③ Suche im Periodensystem der Elemente die relativen Atommassen der Elemente Natrium, Kohlenstoff, Sauerstoff und Schwefel auf!

Verallgemeinernd schrieb er 1869: „Die nach der Größe ihres Atomgewichts angeordneten Elemente zeigen eine deutliche Periodizität ihrer Eigenschaften". Er ließ beim Aufstellen des Periodensystems der Elemente Plätze frei und folgerte aus dem Gesetz der Periodizität, daß auf solche Plätze Elemente gehören, die noch nicht entdeckt waren.
Lothar Meyer stellte ebenfalls Periodizität bestimmter Eigenschaften von Elementen fest, als er diese nach steigenden relativen Atommassen ordnete. Er veröffentlichte 1870 ein Periodensystem der Elemente, das Hauptgruppen und Nebengruppen unterschied und Plätze für noch unbekannte Elemente frei ließ.
In den Grundsätzen stimmten die unabhängig voneinander entstandenen Periodensysteme von *Mendelejew* und von *Meyer* überein.

Die Entdeckung des Gesetzes der Periodizität durch *Dmitri Iwanowitsch Mendelejew* (1869) und die Aufstellung des Periodensystems der Elemente durch *D. I. Mendelejew* und *Lothar Meyer* (1869/70) führten zu einer wissenschaftlich begründeten Ordnung der chemischen Elemente.

Voraussage noch unbekannter Elemente. Im Jahre 1870 veröffentlichte *Mendelejew* eine Arbeit mit dem Titel „Über das natürliche System der Elemente und seine Anwendung zum Ermitteln der Eigenschaften unentdeckter Elemente." Er sagte die Eigenschaften eines unbekannten Elements mit Hilfe des Periodensystems voraus, das in der IV. Hauptgruppe auf das Silicium folgen mußte. *Mendelejew* nannte dieses Element „Eka-Silicium" (Nach-Silicium).
①
Dieses Element wurde 1886 von dem deutschen Chemiker *Clemens Winkler* (Abb. 66) entdeckt und Germanium Ge genannt. *Winklers* experimentelle Untersuchungen bestätigten überzeugend die von *Mendelejew* erarbeiteten Voraussagen über die Eigenschaften dieses Elements (Tabelle 18).



Abb. 66 *Clemens Winkler* (1838 bis 1904) war Professor für Chemie an der Bergakademie Freiberg in Sachsen. Er entdeckte 1886 bei der chemischen Analyse eines Silbererzes ein bis dahin unbekanntes chemisches Element, das er Germanium nannte. Es stimmte in seinen Eigenschaften mit dem 1870 von *Mendelejew* vorausgesagten Element Eka-Silicium überein.

Tabelle 18 Von *Mendelejew* vorausgesagte und von *Winkler* experimentell bestätigte Eigenschaften des Germaniums

Eigenschaften	von *Mendelejew* 1870 vorausgesagt	von *Winkler* 1886 bestätigt
Relative Atommasse	72	72,6
Eigenschaften der Elementsubstanz	dunkelgraues Metall	graues bis silberweißes Metall
Formel und Eigenschaft des Oxids	EsO_2; leicht zum Metall zu reduzieren	GeO_2; leicht zum Metall zu reduzieren
Formel des Chlorids	$EsCl_4$	$GeCl_4$

▶ **Die Bestätigung des Gesetzes der Periodizität durch experimentelle Untersuchungsergebnisse ist ein eindrucksvolles Beispiel für wissenschaftliches Arbeiten in der chemischen Forschung.**

Weiterentwicklung des Periodensystems. Die Erforschung des Atombaus im 20. Jahrhundert führte zu einer Begründung des Gesetzes der Periodizität und der Ordnung der Elemente im Periodensystem. Die um die Jahrhundertwende erfolgte Entdeckung der Edelgase vervollständigte das Periodensystem der Elemente wesentlich. Erkenntnisse über den Bau der Atome förderten Theorien über die chemische Bindung und die Unterschiede zwischen Atomen und Ionen. Durch die Arbeiten des englischen Physikers *H. Moseley* aus dem Jahre 1913 wurde es möglich, die Protonenanzahl für jedes Element zu bestimmen. Danach wird heute die Ordnungszahl eines chemischen Elements aus der Anzahl der Protonen im Atomkern abgeleitet. Ebenfalls 1913 gewann der dänische Physiker *N. Bohr* grundlegende Erkenntnisse über den Aufbau der Atomhülle. Die Arbeiten von *Moseley, Bohr* und anderer Wissenschaftler bestätigten das Gesetz der Periodizität und gestatteten, es aus dem Atombau der Elemente zu erklären. ②

▶ **Die Periodizität der Eigenschaften der chemischen Elemente ist durch den Atombau der Elemente bedingt.**

---

① *Mendelejew* berechnete die relative Atommasse des Eka-Siliciums als das arithmetische Mittel der relativen Atommassen der Elemente Silicium, Zinn, Zink und Arsen. Suche diese Elemente im Periodensystem der Elemente auf! Berechne die relative Atommasse auf dem gleichen Wege wie *Mendelejew*!

② Weise nach, daß im Bau der Atomhüllen der Elemente 1 bis 20 Periodizität vorliegt! Lies dazu den Abschnitt 33, S. 134!

Die Erforschung der chemischen Elemente ist nicht abgeschlossen. Bis zum Element 92 Uran gibt es im Periodensystem der Elemente keine freien Plätze mehr. Das System der natürlichen Elemente ist vollständig. Physikalische Arbeiten über Radioaktivität und Kernspaltung führten und führen zur Entdekkung weiterer Elemente, die ihre Plätze im Periodensystem nach dem Element Uran erhalten. ①

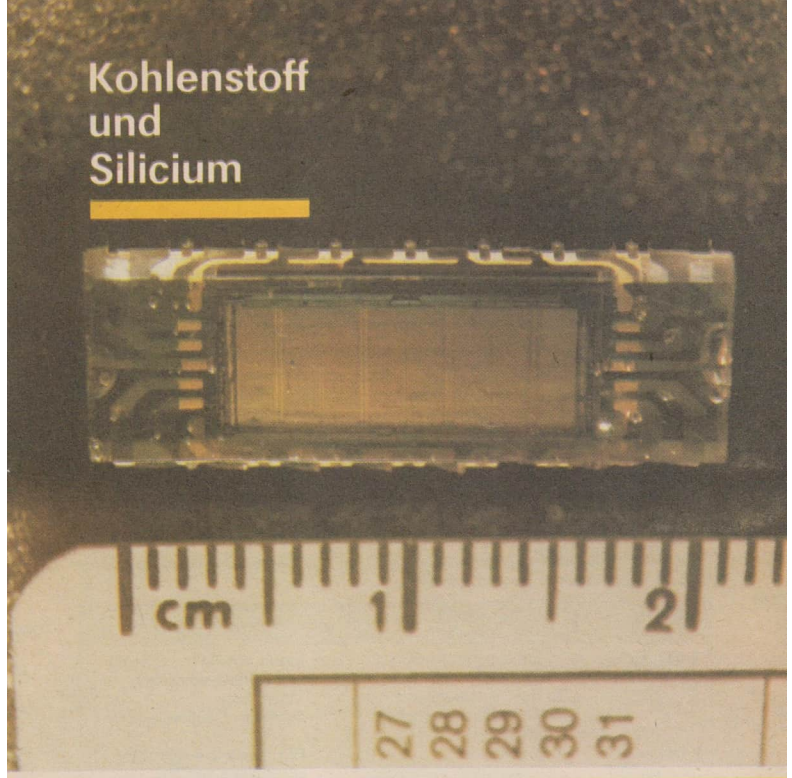
Aufgaben zur Festigung

37

1. Beschreibe den Platz des Elements Stickstoff im Periodensystem, indem du seine Ordnungszahl sowie seine Stellung in einer Hauptgruppe und einer Periode angibst! Welche Angaben über dieses Element kannst du aus dem betreffenden Feld im Periodensystem direkt ablesen?
2. Bestimme Namen und Platz des Elements im Periodensystem, dessen Atome 33 Elektronen haben!
3. Zum Element Zink gehören Ionen mit dem chemischen Zeichen Zn^{2+}. Gib die Elektronenanordnung für ein Zinkatom (↗ 2. Umschlagseite des Buches) und ein Zinkion an! Beschreibe den Platz des Elements Zink im Periodensystem!
4. Leite aus der Stellung des Elements 56 (Barium) im Periodensystem begründete Aussagen darüber ab,
   a) mit welcher Oxidationszahl das Element in Verbindungen auftritt,
   b) ob das Element ein Metall bildet oder nicht und
   c) welche Erscheinung auftreten muß, wenn Bariumhydroxidlösung auf Lackmusfarbstoff wirkt!
5. Kennzeichne den Bau eines Schwefelatoms und wesentliche Eigenschaften des Elements Schwefel, nachdem du seine Stellung im Periodensystem festgestellt und beschrieben hast!

① In welcher Periode des Periodensystems der Elemente gibt es freie Plätze für noch nicht entdeckte Elemente?

Kohlenstoff und Silicium



Transistoren, Leuchtdioden, Mikrochips, optische Gläser oder synthetische Halbedelsteine sind Produkte, zu deren Herstellung unter anderem Silicium notwendig ist. Silicium kann aus feinem Quarzsand hergestellt werden. Rohbraunkohle dient als Brennstoff in der Energiewirtschaft und als Rohstoff in der chemischen Industrie.

Wie sind die Stoffe, die das Element Kohlenstoff oder das Element Silicium enthalten, aufgebaut?

Wieso besteht eine große Ähnlichkeit zwischen Diamantkristallen in wertvollen Schmucksteinen und Quarzkristallen des Sandes?

Warum leitet eine Graphitelektrode den elektrischen Strom?

Wieso spricht man von Sand als wertvollem Rohstoff?

Überblick über die IV. Hauptgruppe

38

Bau der Atome der Elemente. Die Elemente der IV. Hauptgruppe im Periodensystem der Elemente sind **Kohlenstoff C, Silicium** (Silizium) **Si, Germanium Ge, Zinn Sn** und **Blei Pb**. Ihre Atome haben jeweils vier Außenelektronen. Der Abstand der Außenelektronen zum Atomkern nimmt vom Element Kohlenstoff zum Element Blei hin zu. ① ②

▶ **Die Elemente Kohlenstoff, Silicium, Germanium, Zinn und Blei bilden die IV. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente.**
Ihre Atome haben jeweils vier Außenelektronen.

Eigenschaften und Verwendung der Elementsubstanzen. Der Bau der Elementsubstanzen Kohlenstoff, Silicium, Germanium, Zinn und Blei wird vor allem durch den Bau ihrer Atome bestimmt. Die Atome haben zwar die gleiche Anzahl Außenelektronen, jedoch befinden sich die Außenelektronen in unterschiedlichen Abständen zu den jeweiligen Atomkernen. Dadurch sind sowohl ähnliche als auch unterschiedliche Eigenschaften der Elementsubstanzen bedingt. ③
Aus den Eigenschaften der Stoffe leitet sich deren Verwendung ab (Tabelle 19).

Tabelle 19 Eigenschaften und Verwendung der Elementsubstanzen Kohlenstoff, Silicium, Germanium, Zinn und Blei ④

Elementsubstanz	Eigenschaften	Verwendung
Kohlenstoff als Diamant	farblos, durchsichtig, sehr hart, stark lichtbrechend, leitet den elektrischen Strom nicht	Besatz von Bohr-, Schneid- und Schleifwerkzeugen, Material für Schmuckerzeugnisse,
Kohlenstoff als Graphit	grauschwarz, undurchsichtig, weich, blättrig-schuppig, beständig gegenüber Chemikalien, leitet den elektrischen Strom	Einsatz als Schmiermittel, Herstellung von Bleistiftminen, Bestandteil von Korrosionsschutzmitteln, Herstellung von Tiegeln, Bestandteil von Kernreaktoren, Elektrodenmaterial
Silicium	dunkelgrau, undurchsichtig, stark glänzend, hart, spröde, legierbar, Halbleiter	Herstellung von Spezialstählen, Reduktionsmittel, Herstellung von mikroelektronischen Bauelementen und Sonnenlichtbatterien

Germanium	grauweiß, glänzend, hart, spröde, korrosionsbeständig, Halbleiter	Herstellung von mikroelektronischen Bauelementen und Sonnenlichtbatterien
Zinn	silberweiß, glänzend, geringe Härte, dehn- und walzbar, gegen Luft und Wasser beständig; leitet den elektrischen Strom, legierbar	Herstellung von Folien, Weißblech (z. B. verzinntes Eisenblech für Konservendosen) und Ziergeschirr, Herstellung von Legierungen (z. B. Bronze, Lagermetall, Weichlot)
Blei	bläulich-weiß, sehr weich (schneidbar mit dem Messer, ritzbar mit dem Fingernagel), glänzend (an frischer Schnittfläche), an der Luft schnell mattblaugrau anlaufend, gut dehn- und walzbar, leitet den elektrischen Strom, legierbar, große Dichte, weitgehend undurchlässig für Röntgen- und Gammastrahlen, beständig gegenüber manchen Säurelösungen	Herstellung von Platten für Akkumulatoren, Herstellung von Legierungen (z. B. Weichlot, Lagermetall, Lettern- oder Schriftmetall), Strahlenschutzkleidung bei Röntgenuntersuchungen und für Arbeiten in der Kerntechnik, Auskleidung von Behältern für Säurelösungen, Herstellung von Dichtungen

▶ **Wichtige Eigenschaften der Elementsubstanzen Kohlenstoff, Silicium, Germanium, Zinn und Blei werden technisch genutzt.**

① Gib die Anzahl der Protonen, Elektronen und Außenelektronen für die Atome des Kohlenstoffs und des Siliciums an! Benutze dazu das Periodensystem der Elemente (↗ 3. Umschlagseite)!

② Stelle die Formeln für die Oxide der Elemente der IV. Hauptgruppe zusammen! Nutze dafür die Angaben über die Oxidationszahlen dieser Elemente (↗ S. 81)! Gib die Namen der Stoffe an!

③ Fertige unter Nutzung des Tafelwerks eine Tabelle an, in der für die Elementsubstanzen Kohlenstoff, Silicium, Germanium, Zinn und Blei die molaren Massen, Dichten, Schmelz- und Siedetemperaturen zusammengestellt sind! Vergleiche die Zahlenwerte jeder Größe für die Elementsubstanzen innerhalb der IV. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente!

④ Erläutere anhand von Tabelle 19 den Zusammenhang zwischen den Eigenschaften der Stoffe und ihrer Verwendung!

Vorkommen und Bedeutung von Kohlenstoff

Das Element Kohlenstoff ist Bestandteil vieler in der Natur vorkommender Stoffe, zum Beispiel von Kohle, Erdöl, Erdgas, Kalkstein. Lebende Organismen bestehen aus Stoffen, die das Element Kohlenstoff enthalten. Lebensnotwendige Stoffe wie Zucker, Fett und Eiweiß sind Kohlenstoffverbindungen. Sogar im Trinkwasser ist das Element Kohlenstoff durch gelöstes Kohlendioxid und andere Kohlenstoffverbindungen enthalten. Industrieprodukte wie Plaste, Faserstoffe, Gummi und Kohleelektroden haben dieses Element als Bestandteil.
Das Kohlendioxid als wichtige Kohlenstoffverbindung kommt in der Atmosphäre vor. Es ist Produkt natürlicher Prozesse und bildet sich außerdem durch chemische Reaktionen, die sowohl für die Industrie als auch für das Leben der Menschen von großer Bedeutung sind. ① ②
Reiner Kohlenstoff kommt in der Natur als **Diamant** und **Graphit** vor.

Diamant und Graphit

Erscheinungsformen. Diamant und Graphit haben gleiche chemische Eigenschaften, da sie nur aus Kohlenstoff bestehen. Zum Beispiel verbrennen sie in reinem Sauerstoff und bilden bei dieser chemischen Reaktion Kohlendioxid.



Abb. 67 Diamant im Gestein

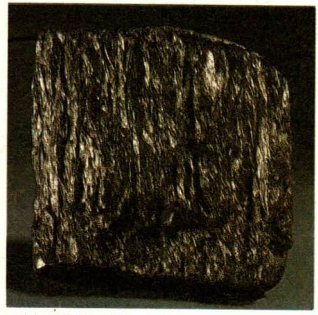


Abb. 68 Graphit

Diamant ist ein farbloser, durchsichtiger, sehr harter Stoff, der das Licht stark bricht und glänzend aussieht (Abb. 67).
Graphit ist ein grauschwarzer, undurchsichtiger, weicher und blättrig-schuppiger Stoff (Abb 68). ③
Diamant und Graphit sind **kristalline Stoffe**.

Bau. Im **Diamant** ist jedes Kohlenstoffatom von vier anderen Kohlenstoffatomen im gleichen Abstand umgeben (Abb. 69). Die Atome sind untereinander durch Atombindungen verbunden. Die vier Außenelektronen jedes Kohlenstoffatoms bilden mit je einem Außenelektron der vier unmittelbar benachbarten Kohlenstoffatome jeweils vier gemeinsame Elektronenpaare. Betrachtet man ausschnittsweise die Anordnung von fünf Atomen, so stellen vier Kohlenstoffatome die Eckpunkte einer Pyramide dar, bei der Grund- und Seitenflächen jeweils gleichseitige Dreiecke sind. Eine solche regelmäßige Pyramide wird **Tetraeder** genannt. Das fünfte Kohlenstoffatom befindet sich im Mittelpunkt dieses Tetraeders. Da eine Vielzahl von Kohlenstoffatomen durch Atombindungen verbunden ist, spricht man bei einer solchen Atomanordnung, wie sie im Diamant vorliegt, von „Riesenmolekülen".

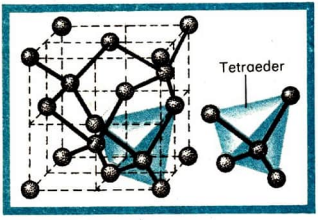


Abb. 69 Modell der Anordnung der Kohlenstoffatome im Diamant

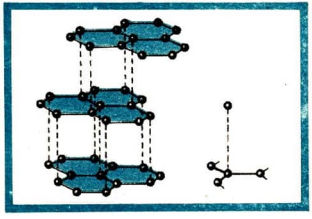


Abb. 70 Modell der Anordnung der Kohlenstoffatome im Graphit

Im **Graphit** liegen die Kohlenstoffatome, zu regelmäßigen Sechsecken geordnet, schichtweise übereinander (Abb. 70). Jedes Atom ist innerhalb der Schicht nur mit drei benachbarten Atomen in gleichem Abstand durch je eine Atombindung verbunden. Der Abstand zwischen Kohlenstoffatomen benachbarter Schichten ist größer. Zwischen den Schichten wirken nur schwache Anziehungskräfte. Die Schichten sind gegeneinander leicht verschiebbar. Es sind nur drei von den vier Außenelektronen jedes Kohlenstoffatoms

① Erläutere die Bedeutung des Kohlenstoffs für das Leben!
② Was weißt du über das Auftreten von Kohlendioxid in der Atmosphäre?
③ Erkläre die gleichartige Reaktion von Diamant und Graphit mit Sauerstoff!

in gemeinsamen Elektronenpaaren angeordnet. Das vierte Außenelektron jedes Kohlenstoffatoms ist im Kristall beweglich. Auch im Graphit liegen „Riesenmoleküle" vor.
Diamant und Graphit sind **polymere Stoffe** (griechisch: poly = viel). Polymere Stoffe bestehen aus „Riesenmolekülen", bei denen eine Vielzahl von Atomen jeweils durch Atombindungen verbunden ist. ① ②

▶ **Diamant und Graphit unterscheiden sich im Bau. Sie sind polymere Stoffe.**
Ein polymerer Stoff ist ein Stoff, bei dem die Atome durch Atombindungen zu Riesenmolekülen verbunden sind.

Eigenschaften und Verwendung. Die Eigenschaften von Diamant und Graphit hängen vom Bau dieser Stoffe, die Verwendungsmöglichkeiten von den Eigenschaften dieser Stoffe ab (Tabelle 20).

Tabelle 20 Bau, Eigenschaften und Verwendung von Diamant und Graphit ③ ④ ⑤

Polymerer Stoff	Bau	Eigenschaften	Verwendung
Diamant	räumliche Anordnung der Atome in Tetraedern, 4 Atombindungen jedes Kohlenstoffatoms mit 4 benachbarten Kohlenstoffatomen	sehr hart, leitet den elektrischen Strom nicht	Bohr-, Schneid- und Schleifwerkzeug, „Superhart-Werkstoff"
Graphit	räumliche Anordnung der Atome in Schichten, 3 Atombindungen jedes Kohlenstoffatoms mit benachbarten Kohlenstoffatomen – ein bewegliches Elektron je Kohlenstoffatom, zwischen den Schichten schwache Anziehungskräfte	weich, leicht spaltbar, blättrig, leitet den elektrischen Strom (↗ Experiment 49)	Schmiermittel, Bleistiftminen, Elektrodenmaterial, Schleifkontakte für Elektromotoren

49 ▼ Ein Graphitstab wird auf elektrische Leitfähigkeit geprüft (↗ Experiment 3 und Abb. 4, S. 11).

▶ **Der unterschiedliche Bau von Diamant und Graphit bedingt die unterschiedlichen Eigenschaften dieser polymeren Stoffe und ihre unterschiedliche Verwendung.**

Holzkohle, Aktivkohle und Ruß

Holzkohle. Stoffe, wie Holz, Zucker, Eiweiße und Fette, die große Massenanteile des Elements Kohlenstoff enthalten, wandeln sich beim Erhitzen in schwarze Produkte um.

50 ▼ Erhitze in einem mit Watte verschlossenen Reagenzglas Sägespäne!

Beim Erhitzen von Holz unter Luftabschluß entsteht ein tiefschwarzes, lockeres Produkt, die **Holzkohle** (Experiment 50). Ähnlich wie Holz verhalten sich unter gleichen Bedingungen Zucker (Bildung von „Zuckerkohle") und tierische Abfälle, wie Knochen (Bildung von „Knochenkohle").
Holzkohle wird in waldreichen Gegenden in Meilern hergestellt. Man verwendet Holzkohle als Brennmaterial, zum Beispiel beim Grillen, und als Zeichenkohle. Früher wurde Holzkohle als Reduktionsmittel in der Metallurgie eingesetzt.

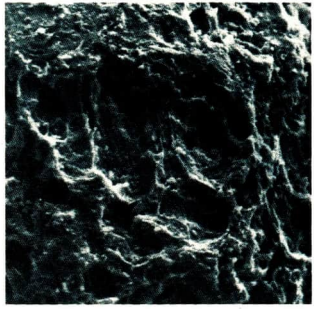


Abb. 71 Poren der Holzkohle

① Beschreibe anhand von Modellen (↗ Abbildungen 69 und 70) den Bau der polymeren Stoffe Diamant und Graphit!

② Vergleiche Art, Zusammenhalt und Anordnung der Teilchen in Diamant, Natriumchlorid und Natrium!

③ Vergleiche Bau und Eigenschaften von Schwefel und Diamant!

④ Erkläre die große Härte von Diamant und die leichte Spaltbarkeit des Graphit!

⑤ Warum leitet Graphit den elektrischen Strom und Diamant nicht?

Holzkohle ist sehr porös und besteht aus reinem Kohlenstoff in Form feinkristallinen Graphits. Das Kohlenstoffgerüst ist von zahlreichen feinen Kanälen durchzogen. Die Wandungen dieser Kanäle bilden eine große Oberfläche (Abb. 71, S. 156). Man nennt eine solche Kohleart auch **Aktivkohle**. ①

■ 1 g Holzkohle hat eine Oberfläche von mehreren Quadratmetern.

Adsorptionswirkung von Aktivkohle. Alle porösen Kohlearten haben eine charakteristische Eigenschaft.

51 ▼ Schüttle die Lösung eines Farbstoffs (z. B. Rotkohlwasser, Heidelbeersaft oder Lackmuslösung) mit Aktivkohle! Die Farbe der Flüssigkeit ist vor und nach dem Einwirken der Aktivkohle festzustellen!

Gelöste Stoffe, zum Beispiel Farbstoffe (Experiment 51), werden an der Oberfläche der Aktivkohle festgehalten (angelagert), ohne dabei chemisch zu reagieren. Die Aktivkohle adsorbiert (lateinisch: sorbere = in sich ziehen, verschlucken) gelöste Stoffe. Der Vorgang wird als **Adsorption** bezeichnet.
Auch gasförmige Stoffe aus Gasgemischen können an Aktivkohle adsorbiert werden (Experiment 52).

52 ▼ **Vorsicht!** In ein verschlossenes Gefäß mit wenig Bromdampf wird Aktivkohle gegeben. Nach sofortigem erneuten Verschließen ist das Gefäß zu schütteln und die Farbe im Gasraum zu beobachten!

Praktische Anwendung findet die Adsorption durch Aktivkohle insbesondere bei der Reinigung von Gasgemischen und Lösungen, zum Beispiel bei der Trinkwasseraufbereitung, in Filteranlagen sowie zum Abtrennen giftiger Gase im Atemschutzfilter einer Schutzmaske, aber auch beim Behandeln bestimmter Magen-Darm-Beschwerden (Durchfall). ② ③

▶ **Aktivkohle ist eine lockere, poröse Form des Kohlenstoffs mit großer Oberfläche. An dieser Oberfläche können Stoffe aus Lösungen und Gasgemischen festgehalten werden.**

Ruß. Beim Verbrennen bestimmter Kohlenstoffverbindungen, zum Beispiel von Kerzenmasse, unter ungenügender Luftzufuhr und gleichzeitiger Abkühlung scheidet sich aus der Flamme **Ruß** ab. Rußabscheidung tritt oft an Brennstellen auf. Ruß ist Kohlenstoff in Form feinkristallinen Graphits. Er ist locker und porös. Man benötigt ihn als schwarzen Farbstoff, zur Farbgebung für Lackleder, Druckerschwärze und Tusche und vor allem als Farb- und Füllstoff für Fahrzeugreifen sowie zur Herstellung von Schallplatten. Ruß wird daher industriell hergestellt.

Kohlenmonoxid und Kohlendioxid

40

Oxide des Kohlenstoffs. Vom Element Kohlenstoff gibt es zwei Oxide, **Kohlenmonoxid CO** und **Kohlendioxid CO_2.**
Kohlendioxid entsteht beim Verbrennen von Kohlenstoff:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2; \quad Q = -393{,}5\ \frac{kJ}{mol} \quad ④$$

Kohlendioxid bildet sich auch bei der Verbrennung fossiler Brennstoffe, wie Kohle, Erdöl und Erdgas, und bei manchen chemisch-technischen Prozessen, zum Beispiel beim Kalkbrennen (↗ S. 182). Es ist Produkt vieler biochemischer Prozesse, beispielsweise der Atmung und der alkoholischen Gärung.

■ Ausgeatmete Luft enthält 140mal mehr Kohlendioxid als die eingeatmete.

Kohlendioxid ist Bestandteil von Mineralquellen. In vulkanischen Gebieten strömt es als Gas aus der Erde. Die Atmosphäre der Erde enthält einen Volumenanteil von 0,03% Kohlendioxid.
Kohlenmonoxid bildet sich bei der chemischen Reaktion von Kohlendioxid mit Kohlenstoff.

$$\overset{+4}{C}O_2 + \overset{\pm 0}{C} \longrightarrow 2\,\overset{+2}{C}O; \quad Q = +172{,}5\ \frac{kJ}{mol} \quad ⑤\ ⑥\ ⑦$$

Kohlenmonoxid entsteht auch bei der unvollständigen Verbrennung durch mangelhafte Luftzufuhr. Es bildet sich beim Hochofenprozeß (↗ S. 114), aber

---

① Erläutere die Wirkung von Kohlenstoff als Reduktionsmittel am Beispiel der Reaktion $2\,CuO + C \longrightarrow 2\,Cu + CO_2$!

② Rotkohlwasser wird mit etwas zerkleinerter Holzkohle in einem Reagenzglas geschüttelt und danach filtriert. Welche Farbe müßte das Filtrat haben?

③ Beschreibe die Wirkungsweise von Aktivkohle als Adsorptionsmittel! Informiere dich über weitere Anwendungsgebiete von Aktivkohle!

④ Interpretiere die Reaktionsgleichung

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2; \quad Q = -393{,}5\ \frac{kJ}{mol}\ !$$

⑤ Warum ist die Reaktion von Kohlendioxid mit Kohlenstoff eine Redoxreaktion?

⑥ Erläutere die Bedeutung der chemischen Reaktionen

$C + O_2 \longrightarrow CO_2$ und $CO_2 + C \longrightarrow 2\,CO$

für den Hochofenprozeß!

⑦ Welche Masse an Kohlenstoff hat mit Kohlendioxid reagiert, wenn 1 l Kohlenmonoxid bei der chemischen Reaktion entstanden ist?

auch beim Anheizen eines Ofens. Um zu vermeiden, daß giftiges Kohlenmonoxid unkontrolliert dem Ofen entströmt, darf man die Luftregulierung nicht zu stark drosseln oder zu zeitig schließen.
Kohlenmonoxid ist Bestandteil des Stadtgases und der Abgase von Kraftfahrzeugmotoren. Wenn der Vergaser eines Kraftfahrzeuges zu „fett" eingestellt ist, erfolgt ein erhöhter Ausstoß von Kohlenmonoxid. Daher muß bei Kraftfahrzeugen jährlich kontrolliert werden, daß der gesetzlich vorgeschriebene maximale Volumenanteil an Kohlenmonoxid in den Abgasen von 4% Kohlenmonoxid nicht überschritten wird.

▶ **Kohlenmonoxid und Kohlendioxid sind technisch wichtige Gase.**

Bau. In den Molekülen von Kohlenmonoxid und Kohlendioxid (Abb. 72 und 73) liegen polare Atombindungen vor.

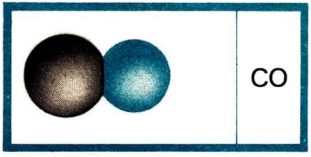


Abb. 72 Modell und Formel eines Kohlenmonoxidmoleküls

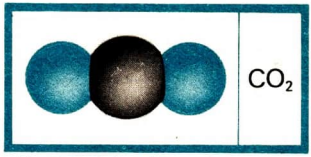


Abb. 73 Modell und Formel eines Kohlendioxidmoleküls

Kohlenmonoxid ist wie Kohlendioxid unter den Bedingungen des Normzustands gasförmig. Kohlendioxid kann durch hohen Druck oder starke Abkühlung leicht in den festen Aggregatzustand überführt werden. Dieses feste, kristalline Kohlendioxid (Abb. 74) nennt man „Trockeneis".

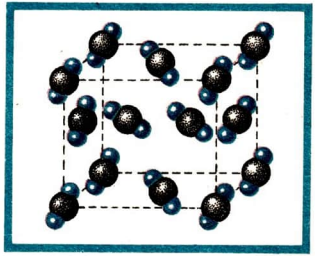


Abb. 74 Modell vom festen, kristallinen Kohlendioxid

▶ **Kohlenmonoxid und Kohlendioxid sind Molekülsubstanzen.**

---

① Gib für die chemische Reaktion von Kohlenmonoxid mit Sauerstoff das Volumenverhältnis an, in dem die Stoffproben der beteiligten Gase stehen!

② Warum läßt sich Kohlendioxid von einem Standzylinder in einen anderen gießen?

③ Erkläre die Notwendigkeit, Kraftfahrzeuge jährlich einem Abgastest zu unterziehen!

Eigenschaften und Bedeutung. Weitere Eigenschaften von Kohlenmonoxid und Kohlendioxid werden untersucht.

53 ▼ **Vorsicht!** Ein Standzylinder mit Kohlenmonoxid wird an eine Flamme gebracht.

Kohlenmonoxid verbrennt mit blauer Flamme zu Kohlendioxid (Experiment 53):

$$2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2; \quad Q = -566\,\frac{kJ}{mol}$$

Bei der Verbrennung wird Wärme abgegeben. Deshalb wird Kohlenmonoxid im Gemisch mit anderen Gasen als Heizgas verwendet. Es dient bei technischen Redoxreaktionen, zum Beispiel bei der Herstellung von Roheisen im Hochofen (↗ S. 117), als Reduktionsmittel. ①

54 ▼ Eine brennende Kerze wird in einen Standzylinder mit Kohlendioxid eingeführt.

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

Kohlendioxid ist nicht brennbar und unterhält die Verbrennung nicht (Experiment 54). Seine Dichte ist größer als die der Luft (Experiment 55). Es dient als Feuerlöschmittel.

②

Beide Gase wirken schädigend auf den menschlichen Organismus. Kohlenmonoxid ist sehr giftig. 0,5 l Kohlenmonoxid in einem Kubikmeter Luft wirken für den Menschen tödlich. Die Giftigkeit beruht darauf, daß es vom roten Blutfarbstoff (Hämoglobin) wesentlich fester als Sauerstoff gebunden wird. Dadurch verliert das Blut seine Fähigkeit, in der Lunge Sauerstoff aufzunehmen und diesen zu transportieren. Die Gefahr einer Kohlenmonoxidvergiftung ist vor allem deshalb so groß, weil dieses Gas weder sichtbar noch durch den Geruch wahrnehmbar ist.

③

Kohlendioxid wirkt auf Menschen und Tiere erstickend.

Eigenschaften	Kohlenmonoxid	Kohlendioxid
Aggregatzustand	gasförmig	gasförmig
Farbe	farblos	farblos
Geruch	geruchlos	geruchlos
Dichte im Vergleich zur Dichte der Luft	kleiner	größer
Brennbarkeit	brennbar	nicht brennbar
Wirkung auf den Organismus	sehr giftig	erstickend

Reaktion von Kohlenmonoxid und Kohlendioxid mit Wasser. Kohlenmonoxid ist in Wasser fast nicht löslich; Kohlendioxid löst sich in Wasser. 1 l Wasser nimmt bei 15 °C etwa 1 l Kohlendioxid auf.

■ „Selterswasser" ist zum Beispiel eine Lösung von Kohlendioxid in Wasser.

56 ▼ Prüfe die Lösung von Kohlendioxid in Wasser mit einem Indikator!

Beim Einleiten von Kohlendioxid in Wasser bildet sich **Kohlensäure H_2CO_3**:

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3.$$

Die Kohlensäure reagiert mit dem Wasser unter Bildung von Hydronium-Ionen H_3O^+ und **Carbonat-Ionen** (Karbonat-Ionen) CO_3^{2-}.

Carbonat-Ionen sind zusammengesetzte Ionen, die zweifach negativ elektrisch geladen sind.

$$H_2CO_3 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^+ + CO_3^{2-}$$

Bei dieser Reaktion findet ein Protonenübergang von Kohlensäuremolekülen zu Wassermolekülen statt. Es entsteht eine saure Lösung (↗ Experiment 56).

①

▶ **Kohlenmonoxid ist in Wasser fast nicht löslich.**
Kohlendioxid löst sich in Wasser. Dabei bilden sich durch eine Reaktion mit Protonenübergang Hydronium-Ionen und Carbonat-Ionen. Es entsteht eine saure Lösung.

Carbonate 41

Überblick über wichtige Carbonate

Carbonate (Karbonate) sind **Ionensubstanzen**. Sie enthalten neben den verschiedenen Metall-Ionen immer **Carbonat-Ionen** (Tabelle 21).

②

▶ **Carbonate sind Ionensubstanzen, die aus Metall-Ionen beziehungsweise Ammonium-Ionen und Carbonat-Ionen aufgebaut sind.**

---

① Welche chemischen Reaktionen finden beim Lösen von Kohlendioxid in Wasser statt?

② Welche Art der chemischen Bindung liegt in jeder Ionensubstanz vor, die in Tabelle 21 angegeben ist?

Tabelle 21 Einige wichtige Carbonate und ihre Verwendung

Name	Formel	Name und chemisches Zeichen der Ionen	Verwendung
Natrium-carbonat (Soda)	Na_2CO_3	Natrium-Ion Na^+ Carbonat-Ion CO_3^{2-}	Herstellung von Glas, Waschmitteln und Chemikalien
Kalium-carbonat (Pottasche)	K_2CO_3	Kalium-Ion K^+ Carbonat-Ion CO_3^{2-}	Herstellung von Glas, Schmierseife und Chemikalien
Ammonium-carbonat	$(NH_4)_2CO_3$	Ammonium-Ion NH_4^+ Carbonat-Ion CO_3^{2-}	Herstellung von Farbbeizen
Magnesium-carbonat	$MgCO_3$	Magnesium-Ion Mg^{2+} Carbonat-Ion CO_3^{2-}	Herstellung von Magnesiumoxid und anderen Magnesium-verbindungen
Calcium-carbonat (Kalkstein, Kreide, Marmor)	$CaCO_3$	Calcium-Ion Ca^{2+} Carbonat-Ion CO_3^{2-}	Herstellung von Glas, Zement, Branntkalk, Düngemitteln, Zuschlagstoff in der Metallurgie, Anstrichstoff (Malerfarbe)
Barium-carbonat	$BaCO_3$	Barium-Ion Ba^{2+} Carbonat-Ion CO_3^{2-}	Herstellung von Spezialgläsern, Füllstoff in der Papier- und Gummiindustrie

Vorkommen und Eigenschaften einiger Carbonate

Vorkommen von Calciumcarbonat. Von den Carbonaten ist in der Natur das **Calciumcarbonat** (Kalziumkarbonat) **$CaCO_3$** am weitesten verbreitet (Abb. 75). Es kommt als Kalkstein, Kreide und Marmor vor. Erhärteter Kalkmörtel (↗ S. 186) enthält auch Calciumcarbonat.
Kalkstein ist reines oder mit Ton verunreinigtes Calciumcarbonat. **Kreide** ist Calciumcarbonat, das sich aus den Gehäusen von Schnecken, Muscheln und einzelligen Foraminiferen (Kammerlingen) gebildet hat, die in der Kreidezeit, vor etwa 100 Millionen Jahren, gelebt haben. **Marmor** ist Calciumcar-

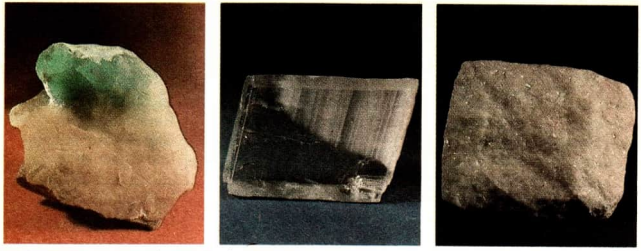


Abb. 75 Calciumcarbonat in der Natur
links: Kalksinter (Eisleben – DDR), Mitte: Calcit (Andreasberg – BRD), rechts: Marmor (Piringebirge – VR Bulgarien)

bonat, das durch Zusammenpressen von Calciumcarbonatsedimenten infolge geologischer Veränderungen in tieferen Schichten der Erde entstanden ist. ① ②

▶ **Calciumcarbonat kommt in der Natur als Kalkstein, Kreide und Marmor vor.**

Löslichkeit einiger Carbonate in Wasser. Diese Eigenschaft der Carbonate wird in einem Experiment untersucht.

57 ▼ Schüttle in einem Reagenzglas jeweils Natrium-, Kalium-, Ammonium-, Magnesium- und Calciumcarbonat mit Wasser!

Natrium-, Kalium- und Ammoniumcarbonat lösen sich gut in Wasser. Sie reagieren mit Wasser und bilden bewegliche Ionen (Experiment 57):

■ $Na_2CO_3 \longrightarrow 2\,Na^+ + CO_3^{2-}$ ③

Magnesium-, Calcium- und Bariumcarbonat sind in Wasser schwer löslich (Experiment 57).
Wasser aus Quellen, Bächen und Flüssen im Gebirge enthält oft Calcium- und Magnesiumverbindungen. Unter bestimmten Bedingungen, zum Beispiel beim Vorhandensein von kohlendioxidhaltigem Wasser, kann auch Calciumcarbonat gelöst werden. Der Gesamtanteil dieser Stoffe im Wasser kennzeichnet die **Härte des Wassers**. Wasser heißt „hartes" Wasser, wenn es einen hohen Massenanteil Calcium- und Magnesiumverbindungen enthält. Regenwasser und destilliertes Wasser sind Beispiele für „weiches" Wasser. Sie enthalten keine solchen Verbindungen. Orte in Gebieten mit Kalksteinvorkommen, zum Beispiel Jena, haben hartes Wasser, Orte in kalkarmer Umgebung wie Ilmenau weiches Wasser. Bei Zugabe von Seifenlösung er-

kennt man hartes Wasser. In hartem Wasser scheidet sich zuerst ein schwerlöslicher Stoff ab, der an einer Trübung erkennbar ist, bevor ein bleibender Schaum entsteht. Erhitzt man hartes Wasser, so setzt sich im Gefäß eine feste Schicht Calciumcarbonat ab, die **Kesselstein** genannt wird. Kesselstein tritt zum Beispiel im Teekessel, am Tauchsieder, im Durchlauferhitzer und in der Waschmaschine auf.
Die Kesselsteinbildung führt zu hohen Wärmeverlusten, weil Kesselstein ein schlechter Wärmeleiter ist. Außerdem kann Kesselsteinbildung in Rohrleitungen zu Verstopfungen führen. Deshalb muß bei Heizungsanlagen und Dampfkesseln darauf geachtet werden, daß kein Kesselstein entsteht. Wegen der möglichen Kesselsteinbildung sollte auch kein Leitungswasser als Kühlwasser im Autokühler verwendet werden. ④

▶ **Carbonate reagieren unterschiedlich gegenüber Wasser.**
Hartes Wasser enthält einen hohen Anteil Calcium- und Magnesiumverbindungen. Beim Erhitzen von hartem Wasser bildet sich eine Ablagerung von festem Calciumcarbonat (Kesselstein).

Bildung von schwerlöslichen Carbonaten

Wie bilden sich schwerlösliche Carbonate?
Das soll experimentell untersucht werden.

58 ▼ Versetze Calciumhydroxid- oder Bariumhydroxidlösung mit einer Lösung, die Carbonat-Ionen enthält (z. B. Lösung eines leichtlöslichen Metallcarbonats oder „Selterswasser")!

59 ▼ Kohlendioxid wird in Calciumhydroxid- beziehungsweise Bariumhydroxidlösung eingeleitet.

Schwerlösliches Calcium- oder Bariumcarbonat bildet sich als Niederschlag durch die chemische Reaktion von Calcium- beziehungsweise Bariumhydroxidlösung mit Lösungen leichtlöslicher Carbonate, wie Natrium-, Kalium- oder Ammoniumcarbonat, oder mit „Selterswasser" (Experiment 58).

■ $Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 + 2\,NaOH$

---

① Welche Bedeutung hat Calciumcarbonat für das Wachstum der Pflanzen?

② Suche auf der Karte der DDR Lagerstätten von Kalkstein, Kreide und Marmor (↗ Atlas)!

③ Beschreibe die chemische Reaktion von Kaliumcarbonat mit Wasser! Gib dafür die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise an!

④ Worauf wirkt sich eine große Wasserhärte nachteilig aus?

In der wäßrigen Lösung reagieren Calcium-Ionen mit den Carbonat-Ionen. Es bildet sich schwerlösliches Calciumcarbonat als Niederschlag in der Lösung.

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3$$

Die Bildung eines Niederschlags von Calciumcarbonat dient dem **Nachweis von Carbonat-Ionen** in Lösungen. ①

Die als Nachweismittel eingesetzte wäßrige Lösung von Calciumhydroxid nennt man **Kalkwasser**, die wäßrige Bariumhydroxidlösung **Barytwasser**.

Nachweis von Carbonat-Ionen		
Nachweismittel	**Erscheinung: Niederschlagsbildung**	**Reaktionsgleichung**
Calciumhydroxidlösung	weißes Calciumcarbonat	$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3$
Bariumhydroxidlösung	weißes Bariumcarbonat	$Ba^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow BaCO_3$

Schwerlösliches Calcium- oder Bariumcarbonat kann sich auch als Niederschlag durch die chemische Reaktion von Calcium- beziehungsweise Bariumhydroxidlösung mit Kohlendioxid bilden (Experiment 59).

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

Kohlendioxid reagiert in der Lösung mit Wasser. Dabei bilden sich unter anderem Carbonat-Ionen (↗ Experiment 56, S. 160). Die so entstandenen Carbonat-Ionen reagieren sofort mit den in der Lösung vorhandenen Calcium-Ionen (↗ S. 20) zu Calciumcarbonat. Die Bildung von festem Calcium- oder Bariumcarbonat dient als **Nachweis für Kohlendioxid.** ②

Nachweis von Kohlendioxid		
Nachweismittel	**Erscheinung: Niederschlagsbildung**	**Reaktionsgleichung**
Calciumhydroxidlösung	weißes Calciumcarbonat	$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$
Bariumhydroxidlösung	weißes Bariumcarbonat	$Ba(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow BaCO_3 + H_2O$

Reaktionen von Carbonaten mit Säurelösung

60

Untersuche die Einwirkung von Säurelösung auf Carbonate!
Prüfe das gasförmige Reaktionsprodukt mit Calciumhydroxid- oder Bariumhydroxidlösung!

Vorüberlegungen

1. Nenne Namen und Formeln einiger Carbonate!
2. Das gasförmige Reaktionsprodukt könnte Kohlendioxid sein. Welche Eigenschaften hat Kohlendioxid? Was geschieht beim Einleiten von Kohlendioxid in Calciumhydroxid- oder Bariumhydroxidlösung?
3. Welche gemeinsame Eigenschaft haben Calcium- und Bariumcarbonat?

Durchführung

Vorsicht! Säurelösungen und Lösungen von Metallhydroxiden sind giftig, wirken auf die Haut ätzend und zerstören die Kleidung. Schutzbrille tragen!
Arbeite mit einer Geräteanordnung entsprechend Abbildung 76!

1. Fülle den Gasentwickler (Gefäß 1) der Küvette mit etwa 2 g (≙ 1 cm^3) zu untersuchendem Carbonat (z. B. Natrium-, Kalium-, Magnesium- oder Calciumcarbonat), den Gaswäscher 1 (Gefäß 2) mit etwa 3 ml Wasser und 2 Tropfen Indikatorlösung und den Gaswäscher 2 (Gefäß 3) mit etwa 3 ml Bariumhydroxidlösung!
2. Verschließe den Gasentwickler mit einem Halbmikro-Tropfer, der 1,5 ml verdünnte Säure (z. B. verdünnte Salzsäure, Schwefelsäure, Essigsäure oder Ameisensäure) enthält!
3. Drücke den Gummisauger zusammen! Beobachte die Erscheinungen in allen drei Gefäßen!

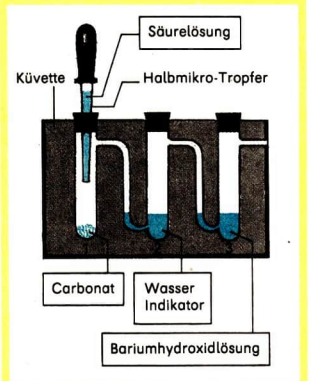


Abb. 76
Geräteanordnung zum Experiment 60

Hinweis: Der Nachweis mit dem Indikator kann entfallen. Die Bariumhydroxidlösung ist dann in Gaswäscher 1 einzufüllen, Gaswäscher 2 bleibt leer.

① Beschreibe die chemische Reaktion beim Zugeben einer Kaliumcarbonatlösung zu einer Bariumhydroxidlösung! Entwickle die Reaktionsgleichung und die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise!

② Beschreibe die chemische Reaktion beim Einleiten von Kohlendioxid in Bariumhydroxidlösung! Entwickle dazu die Reaktionsgleichung und interpretiere sie!

Auswertung

1. Erkläre die beobachteten Erscheinungen in den 3 Gefäßen der Küvette!
2. Wodurch ist zu erkennen,
   a) daß beim Einwirken von Säurelösung auf das Carbonat eine chemische Reaktion stattfindet,
   b) daß es sich bei dem entstehenden Gas um Kohlendioxid handelt?
3. Entwickle die Reaktionsgleichungen für
   a) die chemische Reaktion des Carbonats mit verdünnter Salzsäure,
   b) die chemische Reaktion des entstehenden Gases mit Bariumhydroxidlösung!
4. Welche Reaktionsgleichungen lassen sich für die chemischen Reaktionen im Gaswäscher 1 entwickeln?

Carbonate reagieren mit vielen Säurelösungen, wie verdünnte Salz-, Schwefel- und Salpetersäure, aber auch mit verdünnter Essig- und Ameisensäure. Bei diesen chemischen Reaktionen zersetzen sich die Carbonate. Es entsteht unter anderem Kohlendioxid (Experiment 60).

▶ **Carbonate reagieren mit Säurelösungen unter Bildung von Kohlendioxid.**

■ Calciumcarbonat reagiert mit verdünnter Salzsäure zu Calciumchloridlösung, Kohlendioxid und Wasser.

$$CaCO_3 + 2\,HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

Allgemein formuliert, ohne Angabe der Art des verwendeten Carbonats und der Art der verwendeten Säurelösung ergibt sich:

$$CO_3^{2-} + 2\,H_3O^+ \longrightarrow CO_2 + 3\,H_2O$$

Das entstehende Kohlendioxid (Experiment 60) bildet mit Calciumhydroxidlösung schwerlösliches Calciumcarbonat als Niederschlag:

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

Diese beiden chemischen Reaktionen dienen dem **Nachweis von Carbonaten** in festen Stoffen. ①

▶

Nachweis von Carbonaten in festen Stoffproben		
Nachweismittel	**Erscheinungen: Gasentwicklung, Niederschlagsbildung**	**Reaktionsgleichungen**
Salzsäure, Calciumhydroxidlösung	Kohlendioxid, weißes Calciumcarbonat	$CO_3^{2-} + 2\,H_3O^+ \longrightarrow CO_2 + 3\,H_2O$ $Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$
Salzsäure, Bariumhydroxidlösung	Kohlendioxid, weißes Bariumcarbonat	$CO_3^{2-} + 2\,H_3O^+ \longrightarrow CO_2 + 3\,H_2O$ $Ba(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow BaCO_3 + H_2O$

Die chemische Reaktion von Carbonaten mit verdünnten Säuren wird auch zur Darstellung von Kohlendioxid für Laborzwecke genutzt. Kesselstein kann durch Auskochen von Geräten und Gefäßen mit Essig oder mit dem Entkalker „Kalk-ex", der Ameisensäure enthält, erfolgen. ② ③
Da sich Carbonate beim Einwirken von Säurelösungen zersetzen, kann man gut verstehen, welche zerstörende Wirkung der sogenannte „saure Regen" auf Bauwerke aus Kalkstein hat. Oft bestehen alte, architektonisch wertvolle Gebäude aus Kalkstein oder Marmor. Durch die chemische Reaktion des Calciumcarbonats mit dem „sauren Regen", der sich aus Rauchgasen und Regenwasser bildet, treten erhebliche Schäden an solchen Gebäuden auf.

Nachweis von Kohlendioxid und Carbonaten 42

Nachweis von Kohlendioxid

Beim Arbeiten in Klärgruben, Abwasserkanalschächten und Gärungsfuttersilos müssen Unfälle durch Kohlendioxid vermieden werden. Menschen können ersticken, wenn sie auftretendes Kohlendioxid nicht beachten. Es ist daher notwendig, daß jeder genau weiß, wie Kohlendioxid nachgewiesen werden kann.

61 ▼ Weise das Vorhandensein von Kohlendioxid a) in der Atemluft, b) in den Abgasen beim Verbrennen einer Kerze (oder von Brennspiritus) nach!

Vorüberlegungen

1. Gib ein Nachweismittel für Kohlendioxid an! Entwickle die Reaktionsgleichung für den Nachweis von Kohlendioxid!
2. Plane und entwickle jeweils eine Geräteanordnung für die beiden experimentellen Aufgaben!

---

① * Die chemische Reaktion von Calciumcarbonat mit einer Säurelösung unter Bildung von Kohlendioxid läßt sich durch folgende Reaktionsgleichung ausdrücken:

$$CaCO_3 + 2\,H_3O^+ \longrightarrow Ca^{2+} + CO_2 + 3\,H_2O$$

Begründe, daß diese chemische Reaktion eine Reaktion mit Protonenübergang ist!

② * Die chemische Reaktion von Calciumcarbonat mit verdünnter Salzsäure wird zur Darstellung von Kohlendioxid im Labor genutzt. Plane und skizziere eine Geräteanordnung für die Durchführung dieser Reaktion mit dem Ziel, ein relativ großes Volumen von Kohlendioxid darzustellen und das entstehende Gas aufzufangen!

③ Es sind 100 cm^3 Kohlendioxid durch chemische Reaktion von Calciumcarbonat mit verdünnter Salzsäure im Labor darzustellen. Welche Masse an Calciumcarbonat muß als Ausgangsstoff mindestens vorhanden sein?

Durchführung
Die Geräteanordnungen müssen vom Lehrer bestätigt werden!
Beachte die Gefahren- und die Arbeitsschutzhinweise!
Führe die Experimente aus!

Auswertung
Erkläre die Erscheinungen!

Beim **Nachweis von Kohlendioxid** leitet man das zu prüfende Gas oder Gasgemisch in ein Gefäß mit Calciumhydroxid- oder Bariumhydroxidlösung. ① ②

Nachweis von Carbonaten

Beim **Nachweis von Carbonaten** ist zu unterscheiden, ob eine wäßrige Lösung oder eine feste Stoffprobe vorliegt. ③ ④

62 ▼ Prüfe verschiedene feste Stoffproben (z. B. Marmor, Düngekalk, Bodenproben, Kesselstein, abgebundenen Kalkmörtel, Backpulver, Hirschhornsalz, Natron) auf das Vorhandensein von Carbonat!

Vorüberlegungen
1. Welche chemischen Reaktionen werden zum Nachweis von Carbonaten genutzt?
2. Erläutere eine Geräteanordnung für den Nachweis von Carbonaten in festen Stoffproben!

---

① Gib die Arbeitsschritte und die Nachweismittel für die Nachweise von Wasserstoff, Sauerstoff und Kohlendioxid an!

②* Nenne eine Möglichkeit, wie in einem Gasgemisch Kohlenmonoxid nachgewiesen werden könnte!

③ Welcher Unterschied besteht zwischen einer Carbonatlösung und einem Carbonat?

④ Lösungen, die Carbonat-Ionen enthalten, lassen sich durch die Bildung eines Niederschlags nachweisen. Wie gehst du vor? Welches Nachweismittel wird eingesetzt?

⑤ Beschreibe die chemische Reaktion einer Säurelösung mit einem Carbonat!

⑥ Bei verschiedenen Bodenproben ist die Gasentwicklung bei Reaktion mit Säurelösung unterschiedlich stark. Wie ist das zu erklären?

⑦ Vergleiche die Nachweise für Kohlendioxid und für Carbonate hinsichtlich der Arbeitsschritte und der chemischen Reaktionen!

⑧* Welchen Unterschied zwischen dem Nachweis von Carbonat-Ionen und dem Nachweis der Carbonate in festen Stoffproben gibt es?

⑨ Beschreibe den Bau des kristallinen Diamants! Erläutere den Begriff polymerer Stoff!

Durchführung
Vorsicht! Salzsäure und Lösungen von Metallhydroxiden sind giftig, wirken auf die Haut ätzend und zerstören die Kleidung.
Arbeite mit der von dir vorgeschlagenen und vom Lehrer bestätigten Geräteanordnung, oder verwende die Experimentieranordnung entsprechend Abbildung 76 mit der Arbeitsanleitung von Experiment 60 unter Beachtung des Hinweises!

Beim Prüfen von Stoffproben auf das Vorhandensein von Carbonaten wird verdünnte Salzsäure zur festen Stoffprobe gegeben. Ist Carbonat vorhanden, bildet sich Kohlendioxid, das in Bariumhydroxidlösung (oder Calciumhydroxidlösung) zu leiten ist. Als Voruntersuchung von Bodenproben wird verdünnte Salzsäure auf die Bodenprobe getropft. Am Aufbrausen sowie dessen Intensität läßt sich eine erste grobe Einschätzung treffen. ⑤ ⑥ ⑦ ⑧

Silicium, Siliciumdioxid und Silicate 43

Silicium

Bau und Eigenschaften. Das Element Silicium ist am Aufbau der Erdrinde mit einem Massenanteil von etwa 28% beteiligt.
Die Elementsubstanz **Silicium** ist ein polymerer Stoff. Die Atome sind im Silicium tetraedrisch angeordnet, ähnlich der Anordnung der Kohlenstoffatome im Diamant (↗ S. 153). Kristallines Silicium ist dunkelgrau, undurchsichtig, aber stark glänzend. Es ist sehr hart und spröde (↗ S. 150). ⑨

Verwendung. Silicium dient als Grundmaterial für die Herstellung mikroelektronischer Bauelemente (Abb. 77).

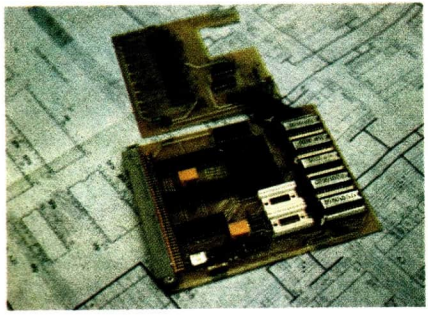


Abb. 77
Mikroelektronisches Bauelement

Jeder Taschenrechner enthält Bauelemente, die aus Silicium bestehen. In Gleichrichtern, Detektoren und Sensoren sowie Schaltern und Verstärkern wird Silicium verwendet. Fotowiderstände, Fotodioden, Leuchtdioden für Belichtungsmesser automatischer Kameras und Helligkeitssensoren bei Lichtschranken und Dämmerungsschaltern werden aus Silicium hergestellt.
Aus hochreinem Silicium bestehen Solarzellen, die zur Energieversorgung vor allem in Weltraumstationen und in steigendem Maße in sonnenreichen Gebieten zur Stromversorgung verschiedener Aggregate, zum Beispiel Pumpen, angewendet werden. ①

Herstellung. Die Mikroelektronikindustrie benötigt hochreines, gut kristallisiertes Silicium. Es werden Kristalle mit „idealer" Atomanordnung benötigt. Solche regelmäßige, störungsfreie Anordnung der Atome ist nur bei Einhaltung besonderer Bedingungen der Herstellung möglich. Daher ist die Herstellung von hochreinem Silicium mit idealer Atomanordnung sehr aufwendig und teuer. Zunächst wird Rohsilicium durch die chemische Reaktion von Siliciumdioxid (in Form von reinem Quarzsand) mit Kohlenstoff (Koks) hergestellt.

$$\overset{+4}{Si}O_2 + 2\,\overset{\pm 0}{C} \longrightarrow \overset{\pm 0}{Si} + 2\,\overset{+2}{C}O \quad ②$$

Spezielle Reinigungsverfahren unter Ausschluß jeglicher Verunreinigungen führen zu „superreinem" Silicium, von dem durch besondere „Kristallzüch-

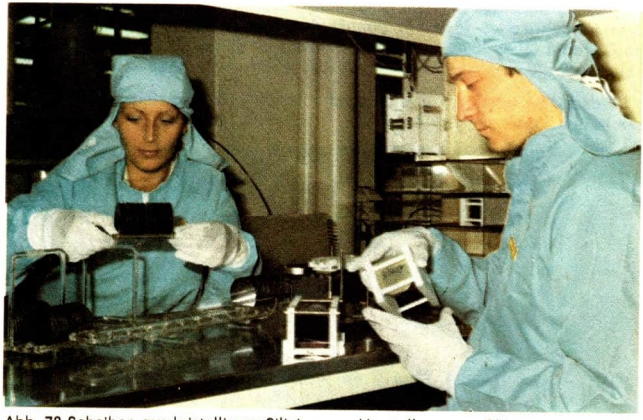


Abb. 78 Scheiben aus kristallinem Silicium zur Herstellung von Chips für Leistungsschalttransistoren im VEB Gleichrichterwerk Stahnsdorf

tung" große Kristalle der gewünschten Qualität hergestellt werden (Abb. 78).

Die Elementsubstanz Silicium ist ein polymerer Stoff. Sie besitzt große Bedeutung für die Herstellung mikroelektronischer Bauelemente.

Siliciumdioxid

Bau und Eigenschaften. Eine wichtige Siliciumverbindung ist das **Siliciumdioxid SiO_2.** In der Natur kommt es in Form schöner farbloser Kristalle als Quarz vor, zum Beispiel als Bergkristall (Abb. 79) oder als Sand, Kies und als Bestandteil von Gesteinen.



Abb. 79 Kristallines Siliciumdioxid (Bergkristall)
Fundorte: links – Minas Gerais (Brasilien), Mitte – Uri (Schweiz), rechts – St. Gotthard (Schweiz)

Siliciumdioxid ist ein harter, fester Stoff mit einer sehr hohen Schmelztemperatur von 1713°C. Gegenüber sauren und basischen Lösungen ist es sehr beständig. Siliciumdioxid ist ein polymerer Stoff. Sein Bau ist diamantartig. In den Riesenmolekülen liegt eine Vielzahl von Atomgruppierungen der Zusammensetzung SiO_4 regelmäßig angeordnet vor. Ein Siliciumatom ist jeweils von vier Sauerstoffatomen tetraedrisch umgeben (Abb. 80b). Die Siliciumatome sind nicht direkt miteinander verbunden. Sauerstoffatome bilden

① Nenne und erläutere Einsatzgebiete mikroelektronischer Bauelemente! Informiere dich in der Tagespresse und in Zeitschriften wie „Technikus", „Jugend und Technik" und „Urania"!

② Erläutere die chemische Reaktion zur Herstellung von Rohsilicium aus Quarzsand und Koks als Redoxreaktion!

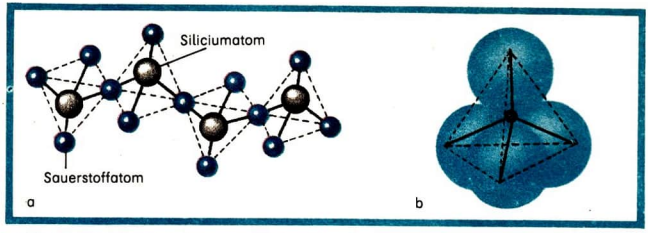


Abb. 80 Modell des polymeren Siliciumdioxids
a) Ausschnitt aus einem Riesenmolekül, b) SiO_4-Tetraeder
(Der schwarze Punkt kennzeichnet den Mittelpunkt eines Siliciumatoms.)

Brücken zwischen den Siliciumatomen. Alle Atome sind durch Atombindungen miteinander verbunden (Abb. 80a). ①

Verwendung. Siliciumdioxid in Form von Quarzsand ist ein wertvoller einheimischer Rohstoff. Er ist Ausgangsstoff für die Herstellung von Silicium sowie für die Glasherstellung. Wegen seiner großen Härte kann Quarzsand auch als Schleifmittel zum Glätten bei der Oberflächenbearbeitung (Schleif- oder Sandpapier) genutzt werden. Bedeutsam ist der Einsatz von Sand zur Mörtelherstellung und Betonproduktion in der Baustoffindustrie.

▸ **Siliciumdioxid ist ein polymerer Stoff. Es dient als Ausgangsstoff für die Herstellung von Silicium, Glas und Baustoffen.**

Silicate

Bau und Zusammensetzung. Stoffe, die die Elemente Silicium und Sauerstoff sowie mindestens ein weiteres Element, wie Natrium, Kalium, Calcium und Aluminium, enthalten, heißen **Silicate** (Silikate). Ihr Bau ist sehr kompliziert.
Die Silicate sind polymere Stoffe, die ähnlich aufgebaut sind wie die Riesenmoleküle des Siliciumdioxids. Ihre Zusammensetzung wird oft mit einfachen Formeln angegeben, zum Beispiel **Natriumsilicat Na_4SiO_4** und **Calciumsilicat Ca_2SiO_4.**

① * Wie kann man die besonders große Härte und die hohe Schmelztemperatur von Siliciumdioxid erklären?

② Erläutere die Bedeutung von Zement und Beton für die Baustoffindustrie der DDR!

③ Nenne technische Einsatzmöglichkeiten von Ton und Lehm (↗ S. 130)!

Vorkommen und Verwendung. Der Massenanteil der Silicate am Aufbau der Erdrinde beträgt mehr als 90%. Silicate sind die Hauptbestandteile von Gesteinen, zum Beispiel von Granit, von Feldspäten (Abb. 81), Tonen und von Lehm. Große volkswirtschaftliche Bedeutung haben die Silicate als wichtige Baustoffe wie Zement, Beton, Ziegelsteine und Glas. Auch zur Produktion keramischer Erzeugnisse, beispielsweise von Rohren, Behältern, Isolierkörpern für Hochspannungsleitungen und Zündkerzen, werden Silicate verwendet. Auch Porzellane sind Silicate. ② ③



Abb. 81 Kalium-Aluminium-Silicat (Orthoklas-Kalifeldspat)
Fundorte: links – Fichtelgebirge (BRD), Mitte – Limbach/Sa. (DDR), rechts – Strzegom (VR Polen)

Silicate sind polymere Stoffe. Sie enthalten die Elemente Silicium und Sauerstoff sowie mindestens ein weiteres Element, wie Natrium, Kalium, Calcium und Aluminium. Silicate sind Hauptbestandteil von Gesteinen, Lehm, Ton, Zement, Glas, Keramik und Porzellan.

Glas 44

Bedeutung und Verwendung. Glas ist einer der ältesten Werkstoffe. Es wird vielfältig verwendet (Abb. 82, S. 174).
Glas dient als Baumaterial (z. B. Glasbausteine, Glasziegel, Drahtglas und Fensterglas), als Isoliermaterial (z. B. Glaswolle und Glasfasern als Wärmedämmstoff für Ummantelungen bei Fernheizungsrohrleitungen oder Kühlschrankauskleidungen), zur Herstellung von Gebrauchsgegenständen (z. B. Flaschen, Gläser und Haushaltgeschirr), Laborgeräten sowie von optischen Erzeugnissen (z. B. Kameraobjektive, Mikroskoplinsen und Ferngläser). Neuere Einsatzgebiete von Glas sind die Produktion von Fernsehbildröhren,



Abb. 82 Verwendung von Glas

von Lichtwellenleiterkabeln, von Glasfasergewebe und glasfaserverstärkten Plasten sowie von Spezialglas als Material für Warmwassersteigrohrleitungen im Wohnungsbau. Eine Neuentwicklung ist das Bioglas. Dieses Spezialglas verwächst mit dem Gewebe des menschlichen Körpers, ohne daß es vom Körper abgestoßen wird. Knochenersatz in Schultern und Beinen sowie Wirbel oder Zahnwurzeln aus Bioglas sind Patienten mit Erfolg eingesetzt worden.

▶ **Glas ist ein vielseitig verwendbarer Werkstoff, der im Haushalt, in der Technik, im Bauwesen und in der Medizin eingesetzt wird.**

Eigenschaften und Bau. Glas besteht hauptsächlich aus **Natrium-Calcium-Silicat**. Glas ist ein **nichtkristalliner Stoff**. Deshalb besitzt Glas keine feste Schmelztemperatur. Es geht beim Erhitzen allmählich vom festen in den flüssigen Aggregatzustand über. Dabei wird es vorübergehend zäh und dickflüssig. Im festen Aggregatzustand ist Glas durchsichtig und spröde. Gegenüber vielen Chemikalien ist es sehr beständig.

Der Bau des Stoffes Glas ist gekennzeichnet durch die unregelmäßige Vernetzung der Bausteine. Man spricht vom **glasartigen Zustand** im Gegensatz zum **kristallinen Zustand**.

Im **Quarzkristall** sind die SiO_4-Atomgruppierungen räumlich regelmäßig angeordnet (Abb. 83a). Beim **Quarzglas** liegen dieselben Gruppierungen räumlich unregelmäßig angeordnet vor (Abb. 83b). Man erhält diesen glasartigen

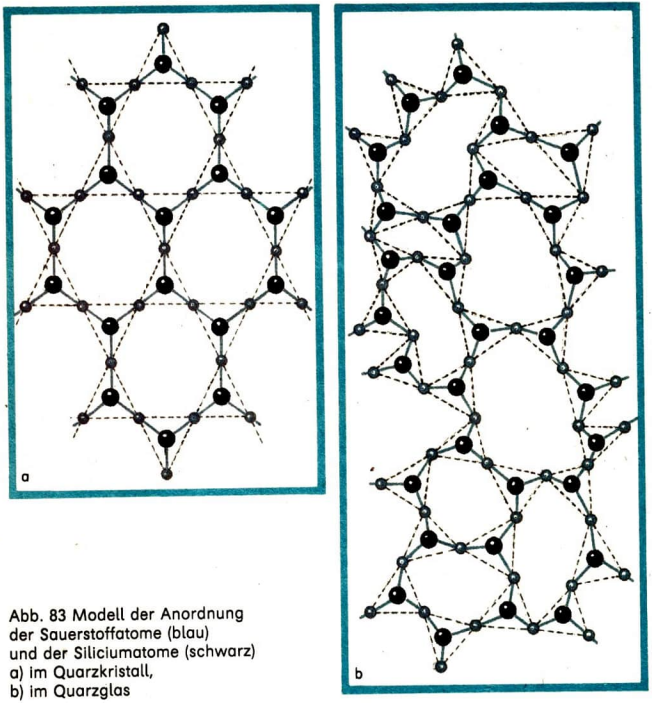


Abb. 83 Modell der Anordnung der Sauerstoffatome (blau) und der Siliciumatome (schwarz)
a) im Quarzkristall,
b) im Quarzglas

Zustand durch schnelles Abkühlen zum Beispiel einer Quarzschmelze. Beim Unterkühlen der gasfreien Schmelze entsteht als erstarrte Schmelze das klar durchsichtige Quarzglas, das durchlässig für ultraviolette Strahlung ist.
In der Natur vorkommende glasartige Formen des Quarzes sind zum Beispiel Achat (Abb. 84, S. 176), Opal, Jaspis und Onyx, die als Material für Schmuckgegenstände dienen. ① ②

① Beschreibe die unterschiedlichen Vorgänge beim Erwärmen von Eis und von Glas!

② Vergleiche Bau und Eigenschaften der Stoffe Quarz (Bergkristall) und Quarzglas!

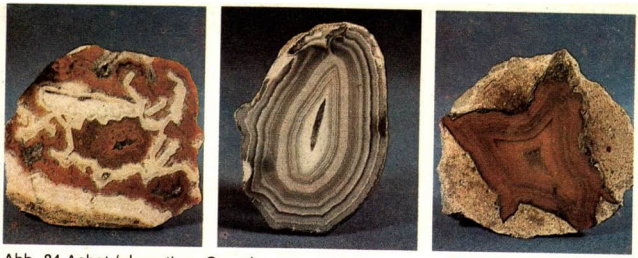


Abb. 84 Achat (glasartiger Quarz)
Fundorte: links – Lauta (DDR), Mitte – Roszy (VR Polen),
rechts – St. Egidien (DDR)

Siliciumdioxid und viele Silicate sind Stoffe, die leicht in den glasartigen Zustand überführt werden können. Bei Metallen hingegen ist das sehr schwierig. Die meisten technisch hergestellten Gläser sind Silicate in glasartigem Zustand.

Glas ist ein fester, durchsichtiger, nichtkristalliner Stoff ohne feste Schmelztemperatur. Gläser sind meist Silicate, wobei der Hauptbestandteil oftmals Natrium-Calcium-Silicat ist.

Die Eigenschaften des Glases ermöglichen eine vielfältige Bearbeitung.

63

Vorsicht! Es besteht Bruch- und Splittergefahr! Schütze Augen und Hände! Erwärme in der Brennerflamme ein Stück Glasrohr, und biege es!

Glas läßt sich schleifen, polieren, einfärben und beschichten sowie nach Erweichen durch Erhitzen biegen (↗ Experiment 63), ziehen, blasen, walzen und pressen. Es kann wieder eingeschmolzen werden. ①

Herstellung. In meist gasbeheizten Schmelzöfen finden bei der Herstellung von Glas komplizierte chemische Reaktionen statt. Dabei bilden sich in der Schmelze aus feinem **Quarzsand SiO_2, Kalkstein $CaCO_3$, Soda Na_2CO_3** oder **Pottasche K_2CO_3** sowie **Scherbenglas** verschiedene Silicate. Scherbenglas als Sekundärrohstoff dient der Einsparung von Rohstoffen und Energie. Die Schmelze wird schnell abgekühlt, so daß eine Kristallisation nicht stattfinden kann.
Prozesse der technischen Glasherstellung sind das Mischen der zerkleinerten Rohstoffe, das allmähliche Erhitzen auf etwa 1400°C bis zur Glasschmelze, das Abkühlen auf 1200...900°C und die Formgebung mit Hilfe verschiedener Bearbeitungstechniken sowie das Auskühlen der Fertigerzeugnisse. ②

Die DDR verfügt über eine leistungsstarke Glasindustrie. Besonders bedeutsam sind die Glaswerke in Jena, Ilmenau, Weißwasser und Torgau.

Glassorten. Für Spezialgläser mit spezifischen Eigenschaften verwendet man bei der Herstellung bestimmte Zusätze, meist Oxide oder Carbonate.

■ Zusätze von Bariumverbindungen verwendet man zur Herstellung leicht schmelzender und stark lichtbrechender Gläser. Verbindungen von Beryllium, Lanthan, Niobium, Tantal und Cerium verändern als Zusätze die optischen Eigenschaften der Gläser. Borverbindungen erhöhen die mechanische Festigkeit und die Beständigkeit der Gläser gegen Temperaturveränderungen und Einwirkung von Metallhydroxidlösungen. Germaniumdioxid bedingt die Verwendbarkeit bestimmter Glassorten als Lichtwellenleiter und in der Infrarot-Optik. Wärmeschutzgläser für Schweißer- und Sonnenschutzbrillen sind Gläser mit Anteilen von Eisen(II)-oxid, die die leicht blaugrüne Farbe und die Absorption von ultraroter Strahlung bewirken.

▸ **Bei der Glasherstellung wird in der Schmelze aus Sand, Kalkstein, Soda oder Pottasche sowie Scherbenglas Natrium-Calcium-Silicat gebildet. Durch Zusätze werden spezifische Eigenschaften der Gläser und damit verschiedenartige Verwendungsmöglichkeiten einzelner Glasarten bewirkt.**

Verwendung. Einige Hauptbestandteile und einige wesentliche Verwendungszwecke wichtiger Glassorten sind in Tabelle 22 angegeben.

Tabelle 22 Wichtige Glassorten und ihre Verwendung

Glassorte	Formeln der Hauptbestandteile	Verwendung
Natrium-Calcium-Glas	SiO_2, Na_2O, CaO	Fensterglas, Behälterglas
Kalium-Calcium-Glas	SiO_2, K_2O, CaO	Laborgeräte, Schmuck, optisches Glas
Kalium-Blei-Glas	SiO_2, K_2O, PbO	optisches Glas (Linsen, Prismen), Bleikristallglas (Zierglas)
Jenaer Glas	SiO_2, Na_2O, CaO, Al_2O_3, B_2O_3	Laborgeräte, Haushaltgeschirr, Rohrleitungen
Quarzglas	SiO_2	schwerschmelzbare, chemikalienbeständige Labor- und Spezialgeräte

① Nenne Beispiele für verschiedene Bearbeitungsmöglichkeiten von Glas!

② Welche Bedeutung hat Glas als Sekundärrohstoff?

Aufgaben zur Festigung

1. Begründe die Zugehörigkeit der Elemente Kohlenstoff, Silicium, Germanium, Zinn und Blei zur IV. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente!
2. Gib für die Elementsubstanzen der IV. Hauptgruppe einen Überblick über wichtige Eigenschaften und deren Nutzung!
3. Fertige eine Übersicht über den Bau der Stoffe Diamant, Blei, festes Kohlendioxid, Siliciumdioxid und Calciumcarbonat an, die Angaben zur Art, zum Zusammenhalt und zur Anordnung der Teilchen enthält! Vergleiche den Bau dieser Stoffe!
4. Erläutere am Beispiel des Graphits Zusammenhänge zwischen Bau und Eigenschaften sowie zwischen Eigenschaften und Verwendung eines Stoffes!
5. Vergleiche wesentliche Eigenschaften von Kohlenmonoxid und Kohlendioxid! Erläutere die Bedeutung dieser beiden Gase!
6. Erkläre die leichte Verdampfbarkeit von „Trockeneis" und dessen praktische Nutzung! Nutze Aussagen über den Bau dieses Stoffes!
7. Beschreibe die Adsorptionswirkung von Aktivkohle und deren Anwendung in der Praxis!
8. Für die chemische Reaktion von Kalkwasser mit Selterswasser läßt sich folgende Reaktionsgleichung angeben:

   $Ca(OH)_2 + H_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 + 2\,H_2O.$

   Begründe, daß diese chemische Reaktion a) eine Neutralisation und b) eine Reaktion mit Protonenübergang ist!
9. Gib für drei chemische Reaktionen, die im Hochofen ablaufen, die Reaktionsgleichungen an! Kennzeichne sie als Redoxreaktionen! Gib an, ob es sich um exotherme oder endotherme Reaktionen handelt!
10. Nenne die volkswirtschaftliche Bedeutung von a) Kalkstein und b) Sand!
11. Erläutere den Unterschied zwischen kristallinem und glasartigem Zustand!
12. Beschreibe den Bau von Glas!
13. Ordne nachfolgende Stoffe den Metallen, den Molekülsubstanzen, den Ionensubstanzen und den polymeren Stoffen zu: Natriumcarbonat, Zinn, Silicium, Siliciumdioxid, Kohlendioxid, Blei und Calciumcarbonat! Begründe die Zuordnung!
14. Unter zwei Stoffproben von Ionensubstanzen soll festgestellt werden, welche Probe Sulfat-Ionen und welche Carbonat-Ionen enthält. Wie gehst du dabei vor? Plane dazu Experimente!
15. Ermittle das Masse-Volumen-Verhältnis, in dem die Stoffproben von Kohlenstoff und Sauerstoff bei der chemischen Reaktion zur Bildung von Kohlendioxid miteinander stehen! Welches Volumen an Sauerstoff wird benötigt, damit 1 t Kohlenstoff zu Kohlendioxid reagieren kann?
16. Es sind 200 cm^3 Kohlendioxid durch chemische Reaktion von Calciumcarbonat mit verdünnter Salzsäure darzustellen. Berechne die Masse an Calciumcarbonat, die mindestens einzusetzen ist!
17. Ermittle durch Überschlagsrechnung, welches Volumen an Kohlendioxid entsteht, wenn 1 g Kaliumcarbonat mit verdünnter Schwefelsäure reagiert!
18. Welche Masse an Calciumcarbonat hat mit verdünnter Salzsäure reagiert, wenn 1 l Kohlendioxid bei der chemischen Reaktion entstanden ist?



Kalkstein und Kohle

Ein Haus wird modernisiert. Vielfältige Materialien, Werkzeuge, Geräte, Gegenstände für die Innenausstattung werden benötigt. Die Herstellung und der Einsatz dieser Materialien sind ohne die Rohstoffe Kalkstein und Kohle nicht denkbar.

Aus gebranntem Kalkstein wird zum Beispiel Kalkmörtel zum Verbinden der Ziegel hergestellt.

Wie entsteht aus Kalkstein Kalkmörtel?

Warum wird Kalkmörtel an der Luft fest?

Aus Kohle werden elektrischer Strom, Stadtgas, Synthesegas und Briketts hergestellt.

Wie kann aus Kohle Stadtgas hergestellt werden?

Kalkstein

46

Vorkommen. Gebirge, zum Beispiel die Weiße Tatra in der ČSSR, aber auch Korallenriffe auf dem Meeresboden bestehen aus **Kalkstein**. Kalkstein ist im Boden enthalten und für das Wachstum der Pflanzen bedeutsam (↗ S. 185). ①
In der DDR gibt es große Kalksteinvorkommen im Thüringer Becken, bei Rübeland im Harz und bei Rüdersdorf im Bezirk Frankfurt/Oder. ②
Kalkstein besteht aus **Calciumcarbonat $CaCO_3$** (Experiment 64). Außerdem können noch Anteile von Magnesiumcarbonat, Aluminiumsilicaten, Eisensilicaten und Siliciumdioxid enthalten sein.

64 ▼ Weise im natürlich vorkommenden Kalkstein Carbonat nach!

Vorüberlegung
1. Wie können Carbonate in festen Stoffproben nachgewiesen werden?
2. Skizziere eine einfache Geräteanordnung für den Nachweis von Carbonat im Kalkstein!

Durchführung
Vorsicht! Lösungen von Säuren und Metallhydroxiden wirken ätzend!
1. Laß dir deinen Plan für das Experiment und die Geräteanordnung vom Lehrer bestätigen!
2. Führe das Experiment mit deiner Geräteanordnung aus!
3. Notiere deine Beobachtungen!

Auswertung
Entwickle und interpretiere die Reaktionsgleichungen für die beim Experiment ablaufenden chemischen Reaktionen!

Verwendung. Kalkstein ist vielseitig verwendbar (Abb. 85). Etwa die Hälfte des geförderten Kalksteins wird in der chemischen Industrie zur Herstellung von **Branntkalk** verwendet (↗ S. 182). Außerdem nutzt man Kalkstein in verschiedenen Industriezweigen und in der Landwirtschaft. ③ ④

---

① Informiere dich über die Entstehung von kalkhaltigen Gesteinen!

② Suche Kalksteinlagerstätten der DDR im Atlas auf!

③ Welche Bedeutung hat Kalkstein für die Volkswirtschaft (↗ Abb. 85)?

④ Warum wird bei der Herstellung von Roheisen im Hochofen Kalkstein als Zuschlagstoff verwendet?

⑤ Gib weitere Verwendungsmöglichkeiten von Branntkalk an (↗ Abb. 86)!

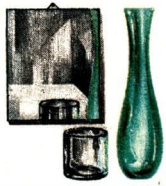
Zement	Zuschlagstoffe für Metallurgie	Glasherstellung
		

Abb. 85 Verwendung von Kalkstein

Branntkalk 47

Verwendung von Branntkalk

Branntkalk ist die technische Bezeichnung für **Calciumoxid CaO.** Er ist Ausgangsstoff für die Herstellung vielfältiger Produkte (Abb. 86). ⑤

Düngemittel	Herstellung von Calciumcarbid	Baustoffe
		

Abb. 86 Verwendung von Branntkalk

■ Ein wichtiges Zwischenprodukt der chemischen Industrie ist Calciumcarbid (CaC_2). Man verwendet es zur Herstellung von Plaste, Gummi, Chemiefaserstoffen, Klebstoffen, Farben, Lacken und Düngemitteln. Calciumcarbid wird aus Branntkalk und Koks bei Temperaturen von 1800...2200°C hergestellt. Diese chemische Reaktion ist stark endotherm.

Herstellung von Branntkalk

Chemische Reaktion. Beim Erhitzen werden einige Carbonate zersetzt. Es entstehen ein fester und ein gasförmiger Stoff.

65 ▼

Vorsicht! Magnesiumcarbonat wird erhitzt. Das entstehende Gas wird durch eine Küvette geleitet, in der sich zum Nachweis des Gases Unitestlösung und Calciumhydroxidlösung befinden (Abb. 87).

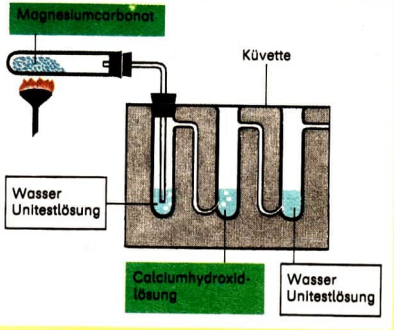


Abb. 87
Geräteanordnung zum Experiment 65

Beim Erhitzen von Magnesiumcarbonat entsteht ein Gas, das beim Lösen im Gefäß 1 der Küvette eine Farbänderung der Unitestlösung von Gelbgrün nach Rot bewirkt und im Gefäß 2 mit Calciumhydroxidlösung einen weißen Niederschlag von Calciumcarbonat bildet. Das entstandene Gas ist Kohlendioxid.
Magnesiumcarbonat zersetzt sich beim Erhitzen in Magnesiumoxid und Kohlendioxid (Experiment 65).

$$MgCO_3 \longrightarrow MgO + CO_2\,; \quad Q = +115\ \frac{kJ}{mol}$$

Ebenso wird Calciumcarbonat bei einer Temperatur von etwa 900°C zersetzt. Es entstehen Calciumoxid und Kohlendioxid.

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2\,; \quad Q = +178{,}4\ \frac{kJ}{mol}$$

Die notwendige Temperatur für die Zersetzung muß durch ständige Wärmezufuhr aufrechterhalten werden. Man bezeichnet diese Zersetzung durch Wärme als **thermische Zersetzung.** Die thermische Zersetzung von Kalkstein ist die Grundlage für die Herstellung von Branntkalk. Die erforderliche Wärme für die Herstellung von Branntkalk wird durch die Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff gewonnen.
① ② ③

Calciumcarbonat wird beim Erhitzen thermisch zersetzt. Dabei bilden sich Calciumoxid und Kohlendioxid.

Technische Durchführung. Das chemisch-technische Verfahren zur Herstellung von Branntkalk ist das **Kalkbrennen.** Dabei wird Kalkstein bei etwa 1000 °C thermisch in Branntkalk und Kohlendioxid zersetzt. Die benötigte Wärme wird durch die Verbrennung von Koks gewonnen.



Der Reaktionsapparat für das Kalkbrennen ist der **Kalkschachtofen** (Abb. 88). Er besteht aus einem zylinderförmigen Schacht, der eine Länge von etwa 20 m und einen Durchmesser von 2...3 m hat. Das Kalkbrennen er-

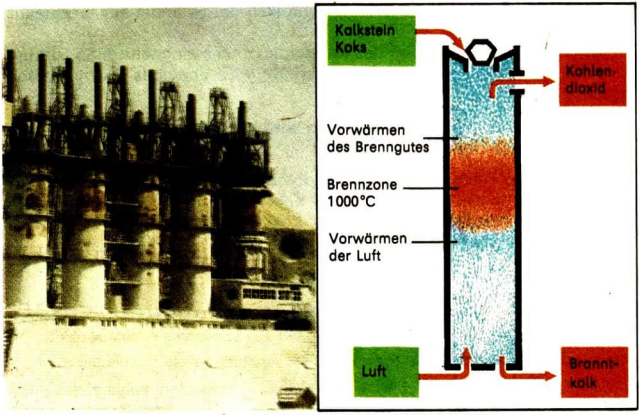


Abb. 88 Kalkschachtofen, links: Ansicht, rechts: Schematische Darstellung

① Interpretiere die Reaktionsgleichung mit Angabe der Reaktionswärme für die thermische Zersetzung von Calciumcarbonat!

② Entwickle die Reaktionsgleichung für die chemische Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff mit Angabe der Reaktionswärme!

③ Warum kann die chemische Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff zur Bereitstellung von Wärme genutzt werden?

folgt in der Brennzone bei Temperaturen von 1000...1200°C. Der Ofen besteht aus einem Eisen- oder Stahlmantel, der innen mit hitzebeständigem Material (Schamotte) ausgekleidet ist. Im Kalkschachtofen werden täglich etwa 100...150 t Branntkalk hergestellt. ①

▶ **Der Reaktionsapparat zur Herstellung von Branntkalk ist der Kalkschachtofen.**

Der Kalkschachtofen arbeitet wie der Hochofen kontinuierlich. Die Ausgangsstoffe Kalkstein, Koks und Luft werden ständig zugeführt, die Reaktionsprodukte Branntkalk und Kohlendioxid ständig abgeführt.

▶ **Das Kalkbrennen im Kalkschachtofen erfolgt kontinuierlich.**

Ein Gemisch von zerkleinertem Kalkstein und Koks wird oben in den Kalkschachtofen eingefüllt. Dieses Gemisch rutscht langsam abwärts und wird dabei von heißem Kohlendioxid durchströmt. Auf diese Weise wärmt man das Gemisch vor. Das Kohlendioxid kühlt sich ab. Es findet ein Wärmeaustausch statt.
Zwischen der im unteren Teil des Kalkschachtofens eingeblasenen Luft und dem Branntkalk, der die Brennzone verläßt, wird ebenfalls Wärme ausgetauscht. ②

▶ **Beim Kalkbrennen im Kalkschachtofen wird im Gegenstromprinzip Wärme ausgetauscht.**

Die notwendige Temperatur für die endotherme Reaktion des Kalkbrennens wird durch die exotherme Reaktion der Koksverbrennung aufgebracht. Etwa 80% der abgegebenen Wärme bei der Koksverbrennung nutzt man für die thermische Zersetzung des Kalksteins. ③

---

① Welche Masse an Kalkstein ist erforderlich, um 150 t Branntkalk herzustellen?

② Bei welchen chemischen Reaktionen im Kalkschachtofen entsteht Kohlendioxid?

③ a) Vergleiche den Bau von Kalkschachtofen und Hochofen anhand der Abbildung 88, Seite 183, und Abbildung 49, Seite 116!
b) Vergleiche die Arbeitsweise von Kalkschachtofen und Hochofen!

④ Interpretiere die Reaktionsgleichung mit Angabe der Reaktionswärme für die Reaktion von Calciumoxid mit Wasser!

⑤* Weshalb ist es vorteilhaft, zum Löschen von Branntkalk warmes Wasser oder Wasserdampf zu verwenden?

⑥ Warum müssen beim Umgang mit Kalkhydrat besonders die Augen geschützt werden?

⑦ Warum werden Kalkstein und Kalkhydrat als Düngemittel verwendet?

Ein wichtiger Betrieb zur Herstellung von Branntkalk ist der VEB Harzer Kalk- und Zementwerke Rübeland. Er liefert den gesamten Branntkalk für die Carbidproduktion der DDR.

▶ **Beim Kalkbrennen wird die notwendige Temperatur durch Kopplung von exothermen Reaktionen und endothermen Reaktionen aufrechterhalten.**

Kalkhydrat 48

Herstellung von Kalkhydrat

Chemische Reaktion. Kalkhydrat ist die technische Bezeichnung für Calciumhydroxid $Ca(OH)_2$ (↗ S. 16). Calciumhydroxid bildet sich bei der Reaktion von Calciumoxid mit Wasser. Diese chemische Reaktion ist exotherm.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2\,; \quad Q = -63{,}6\,\frac{kJ}{mol} \quad ④$$

Technische Durchführung. Kalkhydrat wird in Silos, Kammern oder Trommeln hergestellt. Die chemische Reaktion von Branntkalk mit Wasser bezeichnet man als **Löschen von Branntkalk.** Kalkhydrat heißt deshalb auch **Löschkalk.** Der Löschkalk wird getrocknet und als weißes oder graues Pulver in Säcke abgefüllt.
⑤ ⑥

▶ **Kalkhydrat wird durch das Löschen von Branntkalk hergestellt. Dabei reagieren Calciumoxid und Wasser zu Calciumhydroxid.**

Verwendung von Kalkhydrat

Kalkhydrat als Düngemittel. Die Verwendung von Kalkhydrat als Düngemittel dient der Verbesserung des Bodens. Für die Pflanzen sind Calcium-Ionen unentbehrlich. Sie werden von den Pflanzen aus dem Boden aufgenommen. Die Düngung mit Kalkhydrat sichert, daß die Pflanzen ausreichend mit Calcium-Ionen versorgt werden. Außerdem beeinflußt Kalkhydrat den *p*H-Wert des Bodens. Vor allem landwirtschaftlich genutzter Boden wird mit der Zeit zu saurem Boden. Er enthält als Bodenwasser eine saure Lösung, die sich auf das Wachstum einiger Pflanzenarten ungünstig auswirkt. ⑦

66 ▼ Untersuche, wie der *p*H-Wert eines wäßrigen Auszugs von saurem Boden bei Einwirkung von Calciumhydroxidlösung beeinflußt wird!

Vorüberlegungen

1. Welche Farbänderungen bei Indikatoren bewirken basische und saure Lösungen?
2. Durch welche Ionen werden diese Farbänderungen hervorgerufen?
3. Entwirf einen Plan zur Durchführung des Experiments! Worauf mußt du deine Beobachtung lenken?

Durchführung

Vorsicht! Kalkwasser wirkt ätzend!

1. Laß dir deinen Plan zur Durchführung vom Lehrer bestätigen!
2. Führe das Experiment durch, und notiere deine Beobachtungen!

Auswertung

1. Worauf sind auftretende Farbänderungen zurückzuführen?
2. Wie wurde der *p*H-Wert des wäßrigen Bodenauszugs durch Calciumhydroxidlösung beeinflußt? ①

▶ **Kalkhydrat verwendet man als Düngemittel. Dabei wird gleichzeitig der *p*H-Wert des Bodens beeinflußt.**

Herstellung von Kalkmörtel. Kalkhydrat verwendet man zur Herstellung von **Kalkmörtel.** Kalkhydrat wird dabei mit Sand und Wasser zu einem streichbaren Brei vermischt. Kalkmörtel dient zum Mauern und Putzen von Wänden.

▶ **Kalkhydrat wird zur Herstellung von Kalkmörtel verwendet.**

Abbinden von Kalkmörtel. Kalkmörtelbrei wird an der Luft langsam fest. Man spricht vom **Abbinden des Kalkmörtels.** Das Abbinden ist eine chemische Reaktion. Calciumhydroxid nimmt aus der Luft Kohlendioxid auf und reagiert unter Bildung von Wasser zu Calciumcarbonat (Experiment 67). Der Sand ist an der chemischen Reaktion nicht beteiligt.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O\,; \quad Q = -69{,}1\ \frac{kJ}{mol}$$

67 ▼ **Vorsicht!** Salzsäure und Lösungen von Metallhydroxiden wirken ätzend!
Weise nach, daß im abgebundenen Kalkmörtel Carbonat vorhanden ist (↗ S. 166)!

Das Calciumcarbonat im abgebundenen Kalkmörtel verkittet Sand und Bausteine fest miteinander. Durch den Sand wird die Festigkeit des Kalkmörtels erhöht und das Eindringen von Kohlendioxid aus der Luft in das Innere des Mörtels erleichtert. ② ③ ④

▶ **Beim Abbinden von Kalkmörtel reagiert Calciumhydroxid mit dem Kohlendioxid der Luft zu Calciumcarbonat und Wasser.**

Zementmörtel und Beton. In der Bauindustrie verwendet man neben Kalkmörtel vor allem **Zementmörtel** und **Beton.** Zementmörtel wird durch Mi-

schen von Zement, Sand und Wasser hergestellt. Beton ist ein Gemisch aus Zement, Wasser und grobem Material wie Steinsplitt und Kies. Zementmörtel und Beton binden beim Vorhandensein von Wasser ab und besitzen eine hohe mechanische Festigkeit. Sie können auch unter Wasser als Baustoff verwendet werden.

Zusammenhang zwischen Kalkstein, Branntkalk und Kalkhydrat

Zur Gewinnung volkswirtschaftlich wertvoller Stoffe wie Baustoffe, Roheisen, Glas, Calciumcarbid und Düngemittel werden Kalkstein, Branntkalk und Kalkhydrat benötigt. Branntkalk wird aus Kalkstein, Kalkhydrat aus Branntkalk hergestellt. Kalkhydrat wird für die Herstellung von Kalkmörtel verwendet. Aus Kalkmörtel bildet sich beim Abbinden wieder Calciumcarbonat (Kalkstein). ⑤ ⑥

Kohle als Rohstoff und Energieträger 49

Vorkommen. Kohle ist ein wichtiger Rohstoff. Es gibt verschiedene Arten von Kohle, zum Beispiel Torf, Braunkohle, Steinkohle.
In der DDR kommt überwiegend Braunkohle vor. Braunkohlenlagerstätten gibt es in den Bezirken Cottbus, Halle, Leipzig und Dresden. Der Abbau dieser Lagerstätten erfolgt im Tagebau. ⑦

■ Etwa 300 Mill. t Braunkohle je Jahr werden in der DDR gefördert.

Die DDR gehört im Abbau von Braunkohle zu den führenden Ländern in der Welt. ⑧

---

① Kann durch Düngung mit Kalkhydrat saurer Boden neutralisiert werden?

② Beschreibe das Abbinden von Kalkmörtelbrei an der Luft! Entwickle die Reaktionsgleichung!

③ Warum sind frisch verputzte Räume feucht?

④* Warum bindet Kalkmörtel im Frühjahr und Herbst am besten ab?

⑤ Nenne die chemischen Bezeichnungen für Kalkstein, Branntkalk und Kalkhydrat!

⑥* Warum besitzen Kalkstein und abgebundener Kalkmörtel ähnliche Härte und Festigkeit?

⑦ Wie sind Braunkohle und Steinkohle entstanden?

⑧ Wie wird Braunkohle abgebaut? Welche Maßnahmen werden zur Kultivierung abgebauter Lagerstätten getroffen?

Zusammensetzung und Heizwert. Die verschiedenen Kohlearten haben eine unterschiedliche Zusammensetzung. Hauptbestandteile sind Kohlenstoff und Wasser. Daneben können Elemente wie Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Schwefel vorhanden sein (Abb. 89).

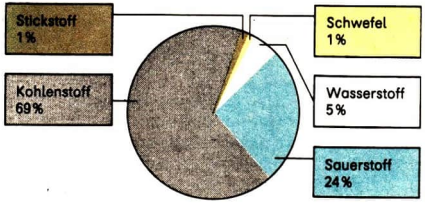


Abb. 89 Durchschnittliche Massenanteile verschiedener Elemente in der Braunkohle

Die Kohlearten unterscheiden sich in den Anteilen an Kohlenstoff, Wasser und anderen Bestandteilen. Unterschiede im Anteil an Kohlenstoff ergeben Unterschiede im Heizwert der Kohlearten (Tabelle 23). ①

Tabelle 23 Zusammensetzung und Heizwert verschiedener Kohlearten ② ③ ④

Kohleart	Durchschnittlicher Massenanteil (bezogen auf wasser- und aschefreie Kohle) an			Massenanteil an	Heizwert in $\frac{kJ}{kg}$ (Mittelwert)
	Kohlenstoff in %	Wasserstoff in %	Sauerstoff in %	Wasser in %	
Torf	55...60	6	35	25 (luftgetrocknet)	15000
Braunkohle	60...70	5...6	17...34	50...60	8500
Steinkohle	70...90	4...6	4...17	1...4	29000

▶ **Kohle besteht hauptsächlich aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff. Der Heizwert der Kohle ist vom Anteil an Kohlenstoff abhängig.**

Verwendung als Energieträger. Braunkohle wird zum Beispiel als Brennstoff zur *Wärmeversorgung* in den Haushalten und in der Industrie verwendet. Da **Rohbraunkohle** viel Wasser enthält, ist es günstiger, die Rohbraunkohle zu zermahlen, zu trocknen und zu Briketts zu verarbeiten. Der Wasseranteil der Rohbraunkohle wird dabei von 50...60% auf etwa 13...15% vermindert.

Die Briketts formt man aus den getrockneten Kohlestücken unter Druck. Dieser Vorgang wird als *Brikettierung* bezeichnet. ⑤
Durch die Verbrennung von Braunkohlebriketts in Wärmekraftwerken werden in der DDR etwa 83% der benötigten *Elektroenergie* bereitgestellt. ⑥

▶ **Braunkohle ist für die Volkswirtschaft unserer Republik ein wichtiger Energieträger.**

Die Verbrennung der Braunkohle führt zur Verunreinigung der Luft, vor allem mit Staub, Schwefeldioxid und Stickstoffoxiden. Solche Stoffe werden als **Luftschadstoffe** bezeichnet. Durch Luftschadstoffe kann die Gesundheit der Menschen und Tiere sowie das Wachstum der Pflanzen beeinträchtigt werden. Gebäude können geschädigt und der *p*H-Wert des Bodens ungünstig beeinflußt werden. ⑦
Zur Vermeidung oder Verringerung von Luftverunreinigungen werden in Heiz- und Wärmekraftwerken weitere Entstaubungsanlagen eingebaut und vorhandene Anlagen erneuert. Der Anteil an Schwefeldioxid in der Luft wird durch „Auswaschen" von Schwefeldioxid aus den Rauchgasen gesenkt. Neben der verbesserten Entstaubung und Entschwefelung von Rauchgasen können dabei wertvolle Stoffe wie Schwefel, Schwefelsäure, Gips und andere Stoffe gewonnen werden.
Die schrittweise Senkung des Energieverbrauchs in der Volkswirtschaft und die damit verbundene verringerte Braunkohlenverbrennung tragen ebenfalls zur Reinhaltung der Luft bei.

---

① Was versteht man unter dem Heizwert eines Brennstoffs (↗ LB Ph 8)?

② Vergleiche die Zusammensetzung und den Heizwert von Torf, Braunkohle und Steinkohle! (↗ Tabelle 23)

③ a) Welcher Zusammenhang besteht zwischen dem Heizwert und dem Anteil an Kohlenstoff bei Braunkohle und Steinkohle? Benutze für die Beantwortung dieser Frage die Tabelle 23!
b) Warum ist der Heizwert von Rohbraunkohle niedriger als der von luftgetrocknetem Torf?

④* Welcher Zusammenhang besteht zwischen dem Alter der Kohle und ihrem Heizwert?

⑤ Eine Anlage zur Warmwasserversorgung muß täglich eine Wärmemenge von $Q = 12600$ MJ bereitstellen. Dafür müssen 1,5 t Braunkohle verbrannt werden. Welche Masse an Briketts entspricht dieser Masse an Braunkohle?

⑥ Welche Energieformen werden bei der Verbrennung von Kohle zur Wärmeversorgung und zur Bereitstellung von Elektroenergie ineinander umgewandelt?

⑦ Nenne Maßnahmen zur Verminderung der Luftverunreinigungen, die durch Verbrennung von Kohle in Haushalt und Industrie entstehen!

Kohleveredlung. Braunkohle wird neben Erdöl zunehmend als Rohstoff in der chemischen Industrie verwendet. Dazu muß man die Rohbraunkohle durch chemisch-technische Verfahren aufbereiten. Dabei werden aus Rohbraunkohle wertvolle Produkte hergestellt. Chemisch-technische Verfahren zur Aufbereitung der Rohbraunkohle sind zum Beispiel die **Entgasung** und die **Vergasung.** Sie gehören zu den Verfahren der **Kohleveredlung.** Diese Verfahren werden ständig weiterentwickelt. Die Braunkohle soll möglichst vollständig verarbeitet werden. Dabei muß man immer die Entlastung der Umwelt von Schadstoffen berücksichtigen.

▶ **Chemisch-technische Verfahren, bei denen aus Rohbraunkohle wertvolle Produkte hergestellt werden, bezeichnet man als Kohleveredlung.**

Entgasung von Kohle 50

Chemische Grundlagen

Kohle kann durch Erhitzen unter Luftabschluß entgast werden (Experiment 68).

68 ▼ **Vorsicht!** Braunkohle wird unter Luftabschluß erhitzt. Die kondensierten Stoffe werden aufgefangen und die gasförmigen Reaktionsprodukte auf Brennbarkeit geprüft.

Bei der **Entgasung** wird die Kohle thermisch zersetzt. Es entstehen Koks, Teer und brennbare Gase (Experiment 68).
Koks wird als fester Rückstand gebildet. Er besteht zu 86...90% aus Kohlenstoff.
Teer ist gelblichbraun bis dunkelbraun und hat einen charakteristischen Geruch. Teer enthält vor allem die Elemente Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff.

---

① Vergleiche die Zusammensetzung der Kohle (Tabelle 23, S. 188) mit der Zusammensetzung der Produkte der Entgasung von Kohle!

② Vergleiche die thermische Zersetzung beim Kalkbrennen mit der bei der Entgasung von Kohle!

③ Warum ist es günstig, Braunkohlenschwelkoks zur Energiegewinnung in Großkraftwerken einzusetzen?

④ Suche auf der Karte der DDR die genannten Orte mit Schwelanlagen auf (↗ Atlas)!

Die brennbaren **Gase** enthalten Wasserstoff, Kohlenmonoxid und Methan, eine Verbindung aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff. ①
Die Entgasung kann bei niedrigen oder höheren Temperaturen (↗ S. 193) erfolgen. Je nach Wahl der Temperatur erhält man unterschiedliche Produkte. Durch Temperaturveränderung können gezielt bestimmte Produkte hergestellt werden. ②



Technische Durchführung und Verwendung der Produkte

Verschwelung von Braunkohle. Die Entgasung der Braunkohle bei 500...700°C bezeichnet man als **Verschwelung.** Sie wird in Schwelöfen durchgeführt. Als Produkte entstehen **Schwelteer, Schwelgas** und **Schwelkoks.** Das Hauptprodukt ist Schwelteer, der weiterverarbeitet wird. Die Produkte der Verschwelung sind vielseitig verwendbar (Tabelle 24).

Tabelle 24 Produkte der Verschwelung von Braunkohle und ihre Verwendung ③

Produkte	Schwelteer	Schwelkoks	Schwelgas
Verwendung	zur Herstellung von Vergaserkraftstoff, Dieselkraftstoff, Heizöl, Pech, Paraffin, Elektrodenkoks	Brennstoff, zur Vergasung	Heizgas

Schwelanlagen befinden sich in der DDR in Schwarze Pumpe, Rositz, Espenhain, Böhlen und Deuben. ④

■ Im VEB Gaskombinat „Fritz Selbmann" in Schwarze Pumpe werden jährlich etwa 1 Mill. t flüssige Produkte aus Braunkohle hergestellt.

▶ **Die Entgasung der Kohle bei 500...700°C wird als Verschwelung bezeichnet. Das Verfahren dient vor allem der Herstellung von Schwelteer.**

BHT-Verkokung. Braunkohlenkoks ist nicht sehr fest und spröde. Er eignet sich nicht für die Verhüttung von Erzen oder für die Carbidproduktion.
Da die DDR über keine Steinkohlenvorkommen verfügt, steht für die Verhüttung kein Steinkohlenkoks zur Verfügung. Es mußte ein Verfahren entwickelt werden, das die Herstellung von verhüttungsfähigem Koks aus Braunkohle ermöglichte.

Die Forscher *Erich Rammler* und *Georg Bilkenroth* (Abb. 90 und 91) entwickelten ein solches Verfahren, das als **B**raunkohlen-**H**och-**T**emperatur-**V**erkokung (BHT-Verkokung) bezeichnet wird. Sie stützten sich dabei auf Untersuchungsergebnisse, die 1940 bis 1943 zur Braunkohlenentgasung unter Laborbedingungen gewonnen wurden. Ziel war es, einen verhüttungsfähigen Koks aus Braunkohle herzustellen. Im Frühjahr 1950 war die Entwicklung des Verfahrens so weit fortgeschritten, daß mit industriellen Großversuchen begonnen werden konnte. Im Oktober 1951 begann man mit dem Bau einer großtechnischen Anlage. Am 14. Juni 1952 wurde in dieser Anlage, der Braunkohlenkokerei Lauchhammer, erstmalig in der Welt Braunkohlen-Hoch-Temperatur-Koks (BHT-Koks) gewonnen. ①
E. Rammler und *G. Bilkenroth* erhielten für die Entwicklung dieses Verfahrens am 7. Oktober 1951 den Nationalpreis der DDR.



Abb. 90 *Erich Rammler* (1901 bis 1986)



Abb. 91 *Georg Bilkenroth* (1898 bis 1982)

Für die BHT-Verkokung verarbeitet man die Rohbraunkohle zu Briketts. Die Briketts werden in Verkokungskammern bei 900...1200°C entgast. Produkte der Entgasung sind **BHT-Koks, BHT-Gas** und **BHT-Teer.** Die Produkte sind vielseitig verwendbar (Tabelle 25).

Tabelle 25 Produkte der BHT-Verkokung und ihre Verwendung ②

Produkte	**BHT-Koks**	**BHT-Gas**	**BHT-Teer**
Verwendung	Brennstoff, zur Verhüttung von Eisenerzen, zur Herstellung von Calciumcarbid, zum Kalkbrennen	zur Herstellung von Stadtgas und Synthesegas	zur Herstellung von Stadtgas und Elektrodenkoks

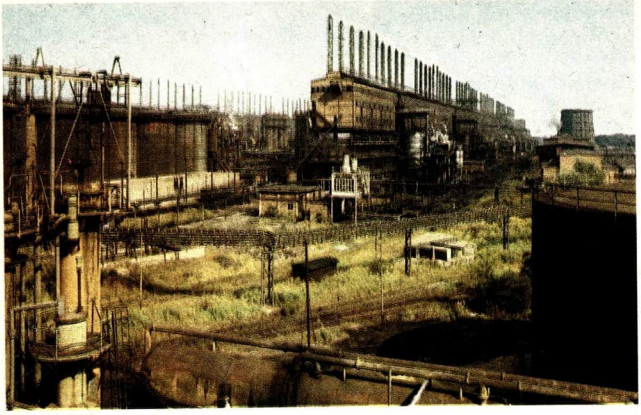


Abb. 92 Verkokungsanlage im VEB Gaskombinat „Fritz Selbmann" Schwarze Pumpe

Anlagen zur Verkokung von Braunkohle befinden sich im VEB Gaskombinat „Fritz Selbmann" in Schwarze Pumpe (Abb. 92).

■ Im VEB Gaskombinat „Fritz Selbmann" werden jährlich etwa 2,5 Mill. t BHT-Koks und etwa 90% des in der DDR benötigtesn Stadtgases hergestellt. ③

▶ **Bei der Braunkohlen-Hoch-Temperatur-Verkokung erfolgt die Entgasung der Kohle bei 900...1200°C. Das Verfahren dient vor allem der Herstellung von BHT-Koks und BHT-Gas.**

① Welche Bedeutung hatte die Entwicklung des Verfahrens zur BHT-Verkokung durch *Erich Rammler* und *Georg Bilkenroth* für die Volkswirtschaft der DDR?

② Kennzeichne die Verkokung von Kohle als Kohleveredlungsverfahren! (↗ Tabelle 25, S. 192)

③ Vergleiche die Verschwelung von Braunkohle mit der BHT-Verkokung hinsichtlich der Ausgangsstoffe, der Reaktionsprodukte und der Reaktionsbedingung Temperatur!

Chemische Grundlagen

69

Vorsicht! Mit Wasserdampf angereicherte Luft wird über erhitzte Aktivkohle geleitet. Die gasförmigen Reaktionsprodukte werden auf Brennbarkeit geprüft (Abb. 93).

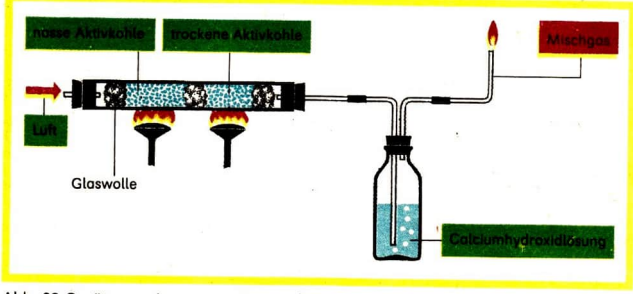


Abb. 93 Geräteanordnung zum Experiment 69

Bei der **Vergasung** von Kohle entsteht ein brennbares Gemisch verschiedener Gase (Experiment 69), das als **Mischgas** bezeichnet wird. Dabei laufen folgende chemische Reaktionen ab.
Kohlenstoff reagiert mit dem Sauerstoff der Luft zu Kohlendioxid.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2; \quad Q = -393{,}5 \frac{kJ}{mol}$$

① Sind die chemischen Reaktionen zur Herstellung von Mischgas Redoxreaktionen? Begründe!

② Erläutere die Bezeichnung Mischgas! Vergleiche die Zusammensetzung der Kohle mit der Zusammensetzung von Mischgas!

③ Welche Bestandteile des Mischgases sind brennbar? Entwickle die Reaktionsgleichungen für die Verbrennung dieser Bestandteile!

④ Warum gehört zur Geräteanordnung des Experiments 69, Seite 194, Abbildung 93, eine Gaswaschflasche mit Calciumhydroxidlösung?

Das entstandene Kohlendioxid reagiert bei hoher Temperatur mit überschüssigem Kohlenstoff zu Kohlenmonoxid.

$$C + CO_2 \longrightarrow 2\,CO; \quad Q = +172{,}5\ \frac{kJ}{mol}$$

Außerdem reagiert Kohlenstoff bei hoher Temperatur mit Wasserdampf zu Kohlenmonoxid und Wasserstoff.

$$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2; \quad Q = +131{,}1\ \frac{kJ}{mol}$$

Der Stickstoff der Luft bleibt bei diesen Reaktionen unverändert.
Die Mischgasbildung ist insgesamt exotherm, da bei der Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff mehr Wärme abgegeben wird, als bei den anderen Reaktionen verbraucht wird. ①



Zusammensetzung und Verwendung von Mischgas

Zusammensetzung. Bei der Vergasung von Kohle entsteht ein Mischgas, das aus den Gasen Kohlenmonoxid, Wasserstoff, Kohlendioxid und Stickstoff zusammengesetzt ist (Tabelle 26). Der Anteil der einzelnen Gase hängt von den Bedingungen der Mischgasherstellung ab.

Tabelle 26 Zusammensetzung von Mischgas ② ③ ④

Gase	Kohlenmonoxid	Wasserstoff	Kohlendioxid	Stickstoff
Volumenanteil in %	30	15	5	50

Verwendung. Mischgas wird als **Heizgas** sowie zur Bereitstellung von **Stadtgas** verwendet. Zur Herstellung von Kraftstoffen, Lösungsmitteln, Plasten, Futtereiweißen und Düngemitteln benötigt man Mischgas als **Synthesegas**.

Mischgas ist ein brennbares Gasgemisch aus Kohlenmonoxid, Kohlendioxid, Wasserstoff und Stickstoff. Es wird als Heizgas, Stadtgas und als Synthesegas verwendet.

Technische Durchführung

Vergasung im Winkler-Generator. Der Reaktionsapparat zur Herstellung von Mischgas aus Braunkohle ist der **Winkler-Generator** (Abb. 94). Der Winkler-Generator ist zylinderförmig, hat eine Höhe von etwa 20...25 m und einen Durchmesser von etwa 3 m. Er wird kontinuierlich mit feingemahlener Rohbraunkohle oder feinkörnigem Braunkohlenschwelkoks beschickt. Von unten bläst man ein Gemisch aus Luft oder Sauerstoff und Wasserdampf ein. Die eingeblasenen Gase wirbeln die Kohle auf und halten sie in der Schwebe. Das bezeichnet man als **Wirbelschicht**. In dieser etwa 2 m starken Wirbelschicht finden bei etwa 800...950°C die Reaktionen der Vergasung von Kohle statt. Der Aufrechterhaltung der notwendigen Reaktionstemperatur dient die Kopplung exothermer und endothermer Reaktionen.

■ In einem Winkler-Generator werden in einer Stunde etwa 30000...40000 m^3 Mischgas hergestellt.

Winkler-Generatoren befinden sich zum Beispiel im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht". ① ② ③

▶ **Der Winkler-Generator ist ein kontinuierlich arbeitender Reaktionsapparat zur Herstellung von Mischgas. Die Vergasung von Kohle zu Mischgas erfolgt in der Wirbelschicht. Durch die Kopplung exothermer und endothermer Reaktionen wird die Reaktionstemperatur eingehalten.**

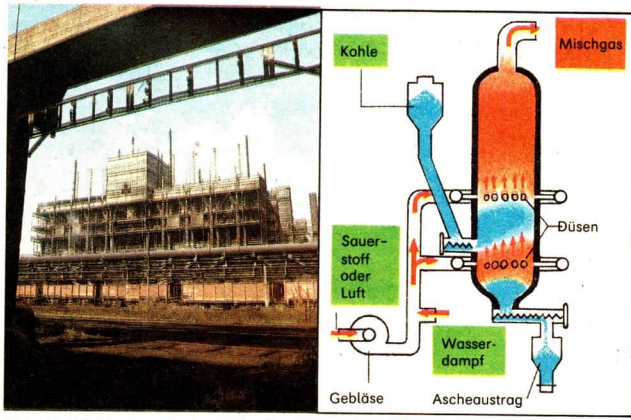


Abb. 94 Winkler-Generator, links: Ansicht, rechts: Schematische Darstellung

Weitere Vergasungsverfahren. Die Verfahren zur Vergasung von Braunkohle werden ständig weiterentwickelt. Ein weiteres Verfahren zur Heizgasherstellung ist die **Sauerstoff-Druckvergasung.** Bei diesem Verfahren reagieren Braunkohlenbriketts unter einem Druck von 2,5...3,0 MPa mit einem Sauerstoff-Wasserdampf-Gemisch.

■ Mit einem Druckgaserzeuger können je Stunde etwa 30000 m^3 Stadtgas hergestellt werden.

Zur Herstellung von Synthesegas kann man auch die **Kohlenstaub-Druckvergasung** anwenden. Dabei reagieren zu feinstem Staub zermahlene Braunkohle und Wasserdampf bei etwa 2000°C unter einem Druck von 3,0...4,0 MPa.

■ In einem Reaktionsapparat können aus 15...30 t Kohlenstaub je Stunde etwa 30000...50000 m^3 Synthesegas hergestellt werden.

▶ **Weitere Verfahren zur Vergasung von Braunkohle sind die Sauerstoff-Druckvergasung und die Kohlenstaub-Druckvergasung.**

Aufgaben zur Festigung 52

1. Nenne Kohleveredlungsverfahren! Begründe die Notwendigkeit einer immer höheren Veredlung von Braunkohle!
2. Vergleiche das Kalkbrennen und die Vergasung von Braunkohle unter normalem Druck hinsichtlich a) der Ausgangsstoffe, b) der Reaktionsprodukte, c) des Reaktionsapparats, d) der chemischen Reaktionen und e) der technologischen Prinzipien!
3. Wozu können die Reaktionsprodukte beim Kalkbrennen, bei der Entgasung und der Vergasung von Braunkohle verwendet werden?
4. Bereite einen Vortrag über die Bedeutung der Braunkohle für die Volkswirtschaft der DDR vor!
   Gehe in dem Vortrag auf Vorkommen an Braunkohle, ihren Einsatz als Energieträger und Rohstoff der chemischen Industrie, auf Kohleveredlungsverfahren und die Vermeidung von Umweltbelastungen durch die Verarbeitung der Braunkohle ein!

---

① Wie wird die Temperatur im Winkler-Generator reguliert?

② Beschreibe die Arbeitsweise des Winkler-Generators anhand der Abbildung 94, Seite 196! Vergleiche sie mit der Arbeitsweise des Kalkschachtofens!

③ Welche Zusammensetzung hat Mischgas, wenn Kohle
   a) mit Luft und Wasserdampf und
   b) mit Sauerstoff und Wasserdampf vergast wird?

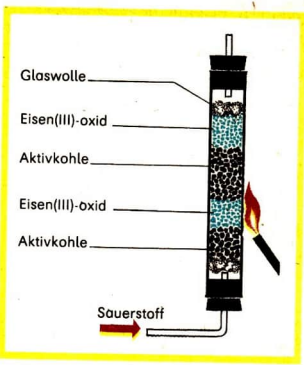


Abb. 95 Geräteanordnung für ein Experiment zum Hochofenprozeß

5. Mit der Geräteanordnung nach Abbildung 95 kann ein Experiment zum Hochofenprozeß durchgeführt werden.
   Vergleiche die Geräteanordnung mit der schematischen Schnittzeichnung des Hochofens (↗ Abb. 49, S. 116)!
   a) Nenne Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte!
   b) Erläutere die Anwendung technischer Arbeitsprinzipien!
6. Skizziere eine Geräteanordnung für ein Experiment zur Herstellung von Branntkalk!
7. Branntkalk und BHT-Koks sind die Ausgangsstoffe für die Herstellung von Calciumcarbid. Der technischen Herstellung liegt folgende chemische Reaktion zugrunde:

   $CaO + 3C \longrightarrow CaC_2 + CO$.

   Erläutere die chemisch-technischen Verfahren zur Bereitstellung der Ausgangsstoffe!
   Berechne die Masse an Branntkalk, die zur Produktion von 180 t Calciumcarbid notwendig ist!

Systematisierung



Viele Stoffe und ihre Eigenschaften wurden behandelt.
Welche Zusammenhänge gibt es zwischen Bau, Eigenschaften und Verwendung von Stoffen?
Können Bau und Eigenschaften der Stoffe beeinflußt werden?
Lassen sich alle Stoffe den bekannten vier Stoffklassen zuordnen?
Neben den physikalischen Eigenschaften wurden auch die chemischen Reaktionen der Stoffe betrachtet.
Haben alle chemischen Reaktionen die gleichen Merkmale?
Lassen sich alle chemischen Reaktionen den Redoxreaktionen und den Reaktionen mit Protonenübergang zuordnen?
Welche chemischen Reaktionen haben in der Produktion Bedeutung?

Erkennen von Stoffen an ihren Eigenschaften. Stoffe kann man an ihren Eigenschaften, wie Aggregatzustand, Geruch, Farbe, Festigkeit, Löslichkeit, elektrische Leitfähigkeit und Brennbarkeit, voneinander unterscheiden. Eine Eigenschaft reicht meist nicht aus, um einen Stoff eindeutig zu erkennen.

■ Es gibt viele verschiedene Flüssigkeiten, die farblos und geruchlos sind.

1. Nenne farb- und geruchlose Flüssigkeiten!

Um Stoffe unterscheiden und bestimmen zu können, muß man charakteristische Eigenschaften, wie Siedetemperatur und Schmelztemperatur, Dichte und Löslichkeit in Wasser, ermitteln.

▶ **Zum Erkennen von Stoffen muß man meist mehrere Eigenschaften ermitteln.**

Physikalische Eigenschaften. Eigenschaften der Stoffe wie Dichte, Aggregatzustand, Leitfähigkeit, Schmelz- und Siedetemperaturen, molare Massen sowie weitere physikalische Größen oder Zustände bezeichnet man als **physikalische Eigenschaften**. Physikalische Eigenschaften können direkt mit den Sinnesorganen oder mit Meßgeräten und anderen Hilfsmitteln ermittelt werden.

Chemische Eigenschaften. Zum Erkennen von Stoffen kann auch ihre Eigenschaft, chemische Reaktionen einzugehen, genutzt werden. Brennbarkeit, das Bilden einer sauren oder basischen Lösung oder eines Niederschlages, das Zersetzen eines Stoffes beim Erhitzen sind **chemische Eigenschaften**. ①
Chemische Eigenschaften können nur bei der chemischen Reaktion der Stoffe erkannt werden.

■ Wasserstoff kann bei Vorhandensein von Sauerstoff entzündet werden. Wasserstoff ist brennbar. Dabei bildet sich aus Wasserstoff und Sauerstoff Wasser.

Durch die Ermittlung nur einer chemischen Eigenschaft kann man einen Stoff meist noch nicht eindeutig erkennen.

■ Die Beobachtung, daß ein farbloses Gas brennbar ist, reicht nicht aus, um festzustellen, daß Wasserstoff vorliegt. Viele farblose Gase sind brennbar. ②

Zum genauen Erkennen von Stoffen sind besonders ihre typischen chemischen Reaktionen geeignet. Zum Beispiel dient die Bildung von Niederschlägen (↗ S. 23) und die Veränderung der Farbe eines Indikators (↗ S. 22) zum **Nachweis von Ionen**. ③

■ Die rote Farbe von Unitest-Indikator zeigt mit Sicherheit die Anwesenheit von Hydronium-Ionen an.

70

Entscheide, welche von drei farblosen Flüssigkeiten eine Chloridlösung und welche eine Sulfatlösung ist! Nutze die bekannten Nachweise für Ionen!

Typische chemische Reaktionen dienen zum Nachweis von Ionen und von Stoffen. ④ ⑤

Bau und Klassen von Stoffen 54

Art der Teilchen. Alle Stoffe sind aus Teilchen aufgebaut. Teilchen sind **Atome, Ionen** und **Moleküle**. Diese Teilchen können durch chemische Zeichen angegeben werden (Tabelle 27). ⑥

Tabelle 27 Chemische Zeichen für Teilchen

Art der Teilchen	Atome	Ionen	Moleküle
■ Chemische Zeichen	H, N, Si, C, Al, S	H^+, Cl^-, Na^+, OH^-, SO_4^{2-}	H_2, Cl_2, S_8, H_2O, HNO_3

Zusammenhalt der Teilchen. Die Teilchen werden durch **chemische Bindungen** zusammengehalten. Man unterscheidet zwischen **Ionenbeziehung** (↗ S. 9), **Atombindung** (↗ S. 32) und **Metallbindung** (↗ S. 69).

1. Nenne die Merkmale der drei Bindungsarten!
2. Erläutere die chemische Bindung im Wassermolekül, im Kaliumchlorid und im Aluminium!

① Gib chemische Reaktionen von Wasserstoff, Sauerstoff, Natriumhydroxid, Salzsäure, Kupfer und Siliciumdioxid an!

② Nenne Eigenschaften, an denen die folgenden Stoffe erkannt werden können: a) Sauerstoff, b) Aluminium, c) Schwefelsäure, d) Salzsäure, e) Kohlendioxid!

③ Wie kannst du mit Hilfe von Experimenten a) verdünnte Salzsäure, b) eine Metallchloridlösung, c) Bleinitratlösung und d) Natriumcarbonatlösung erkennen? Gib die Formeln der gelösten Stoffe an!

④ Wie könnte man bei vier Gasen experimentell ermitteln, bei welchem Gas es sich um a) Wasserstoff, b) Kohlendioxid, c) Stickstoff und d) Sauerstoff handelt?

⑤ Wie lassen sich Carbonate in einer Bodenprobe nachweisen?

⑥ Nenne die Art der Teilchen, die durch folgende chemische Zeichen gekennzeichnet werden: Ca^{2+}, OH^-, S, CO_2, H_2SO_4, Cu, CO_3^{2-}, NH_4^+! – Gib die Namen dieser Teilchen an!

In bestimmten Verbindungen können chemische Bindungen mehr oder weniger polar sein. Die Polarität der chemischen Bindungen zwischen zwei Atomen läßt sich mit Hilfe der Elektronegativitätswerte erkennen. Zwischen den Arten der chemischen Bindung gibt es Übergänge. ①

▶ **Atombindung, Ionenbeziehung und Metallbindung sind Arten chemischer Bindungen, zwischen denen es Übergänge gibt.**

Anordnung der Teilchen. In den verschiedenen Stoffen sind unterschiedliche Teilchen verschieden angeordnet.

1. Beschreibe die Anordnung der Teilchen am Beispiel des Wasserstoffmoleküls, des Wassermoleküls, des Kaliumchlorids und des Natriums! ②

Gleiche Teilchen von Stoffen können auch unterschiedlich angeordnet sein. Der unterschiedliche Bau solcher Stoffe hat unterschiedliche Eigenschaften zur Folge.

2. Beschreibe die chemische Bindung und die Anordnung der Kohlenstoffatome im Diamant und Graphit! ③ ④

▶ **Der Bau der Stoffe ist gekennzeichnet durch die Art und Anzahl der Teilchen, die chemische Bindung zwischen den Teilchen und die Anordnung der Teilchen. Unterschiede im Bau bedingen unterschiedliche Eigenschaften der Stoffe.**

Klassen von Stoffen. Nach dem Bau der Stoffe unterscheidet man **Metalle** (↗ S. 68), **Molekülsubstanzen** (↗ S. 30), **Ionensubstanzen** (↗ S. 8) und **polymere Stoffe** (↗S. 154) als Stoffklassen (Tabelle 28). ⑤

Tabelle 28 Einteilung der Stoffe nach dem Bau

Stoffklassen	Teilchen der Stoffe	Chemische Bindung	■ Stoffe
Ionensubstanzen	Ionen	Ionenbeziehung	Natriumchlorid, Natriumhydroxid
Molekülsubstanzen	Moleküle	Atombindung in Molekülen und schwache Anziehungskräfte zwischen den Molekülen	Chlor, Wasser, Schwefel
Metalle	Ionen, Elektronen	Metallbindung	Aluminium, Eisen
Polymere Stoffe	Atome	Atombindung	Diamant, Siliciumdioxid

Die Stoffe kann man auch nach der Zusammensetzung aus den Elementen ordnen (Tabelle 29).

Tabelle 29 Einteilung der Stoffe nach der Zusammensetzung ⑥ ⑦ ⑧

Zusammensetzung der Stoffe aus			
einem Element **Elementsubstanzen**		mehreren Elementen **Verbindungen**	
Metalle	■ Fe, Al, Mg, Na	Oxide	■ MgO, H_2O, CaO, ZnO
Molekülsubstanzen	■ H_2, O_2, S_8, N_2, Cl_2, Br_2	Metallchloride	■ $NaCl$, $CaCl_2$, KCl, $MgCl_2$
Polymere Stoffe	■ C, Si	Metallbromide	■ $ZnBr_2$, $AlBr_3$, $NaBr$, KBr
		Metalliodide	■ NaI, PbI_2, KI, AgI
		Metallhydroxide	■ $NaOH$, $Ca(OH)_2$, KOH, $Ba(OH)_2$
		Sulfate	■ Na_2SO_4, $MgSO_4$, $CaSO_4$, $BaSO_4$
		Nitrate	■ KNO_3, $Ba(NO_3)_2$, $NaNO_3$, $Mg(NO_3)_2$
		Phosphate	■ K_3PO_4, $Ca_3(PO_4)_2$, Na_3PO_4, $Mg_3(PO_4)_2$
		Carbonate	■ $CaCO_3$, $MgCO_3$, $(NH_4)_2CO_3$, $BaCO_3$

① Bei welchen Molekülen treten unpolare Atombindungen auf?

② Erläutere den Zusammenhang zwischen Bau und Eigenschaften bei Ionensubstanzen, Molekülsubstanzen, polymeren Stoffen und Metallen an je einem Beispiel!

③ Warum haben Diamant und Graphit unterschiedliche Eigenschaften?

④ Wodurch unterscheiden sich Quarz und Quarzglas?

⑤ Gib Elemente im Periodensystem an, die a) Metalle, b) Molekülsubstanzen oder c) polymere Stoffe bilden!

⑥ Gib die Namen der Stoffe an, die in Tabelle 29, durch chemische Zeichen gekennzeichnet sind!

⑦ Erläutere den Unterschied zwischen dem Element Chlor und dem Stoff Chlor!

⑧ Gib das Zahlenverhältnis der Ionen in a) Calciumbromid, b) Aluminiumchlorid, c) Calciumhydroxid, d) Aluminiumoxid, e) Natriumnitrat und f) Kaliumsulfat an!

Eigenschaften und Verwendung von Stoffen

55

Zusammenhang von Eigenschaften und Verwendung. Die Verwendung von Stoffen hängt von ihren Eigenschaften ab.

1. Warum werden Aluminiumlegierungen beim Bau von Flugzeugen verwendet? ① ②

2. Warum kann man
a) Kalkhydrat als Baustoff und Düngemittel,
b) Unitest als Indikator,
c) Aktivkohle zur Reinigung von Flüssigkeiten und Gasen und
d) Siliciumdioxid zur Herstellung von Silicium verwenden? ③

Beeinflussung der Eigenschaften fester Stoffe durch unterschiedliche Bedingungen bei der Herstellung. Die Verwendung einiger fester Stoffe ist abhängig von bestimmten Bedingungen bei ihrer Herstellung.

3. Vergleiche die Eigenschaften von Quarz und Quarzglas! Nenne die Bedingungen, bei denen sich der Bau von Quarz so verändert, daß Quarzglas entsteht!

Beeinflussung der Eigenschaften fester Stoffe durch Nachbehandlung. Thermische Nachbehandlungen fester Stoffe wirken sich auf den Bau und die Eigenschaften dieser Stoffe aus.

■ Stahl kann durch starkes Erhitzen seine Elastizität verlieren und biegsam werden. Wird der erhitzte Stahl durch Eintauchen in kaltes Wasser abgeschreckt, so wird er spröde und hart. Durch verschiedene Geschwindigkeit des Abkühlens kann zwischen Härte und Elastizität variiert werden. Beim erneuten Erhitzen ohne Abschrecken wird der Stahl wieder elastisch.

Auch andere Legierungen (z. B. Duraluminium) sind durch thermische Nachbehandlung härtbar.

▶ **Durch verschiedene Bedingungen bei der Herstellung oder Nachbehandlung können feste Stoffe bei gleicher chemischer Zusammensetzung unterschiedliche Eigenschaften aufweisen. Diese Unterschiede sind im Bau der Stoffe begründet.**

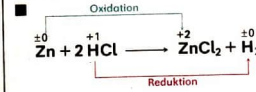
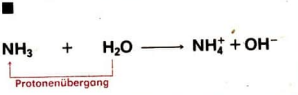
Klassen chemischer Reaktionen

56

Reaktionsarten. Bei allen chemischen Reaktionen wandeln sich Stoffe um, treten Energieumwandlungen auf, findet eine Umordnung und Veränderung von Teilchen statt und werden chemische Bindungen umgebaut. Die Vielzahl chemischer Reaktionen ordnet man bestimmten **Arten chemischer Reaktio-**

nen zu, die jeweils charakteristische Kennzeichen haben. Solche Arten chemischer Reaktionen sind die **Redoxreaktion** und die **Reaktion mit Protonenübergang** (Tabelle 30). ④

Tabelle 30 Arten chemischer Reaktionen

Redoxreaktion	**Reaktion mit Protonenübergang**
Oxidationszahlen von Elementen ändern sich	Protonen werden von Teilchen abgegeben und von anderen Teilchen aufgenommen
■ 	■ 

1. Erläutere die charakteristischen Kennzeichen von Redoxreaktion und Reaktion mit Protonenübergang am Beispiel in Tabelle 30!

Es gibt auch chemische Reaktionen, die den Redoxreaktionen oder Reaktionen mit Protonenübergang nicht zugeordnet werden können.

---

① Gib Verwendungsmöglichkeiten von Kupfer an! Erläutere den Zusammenhang zwischen Eigenschaften und Verwendung von Kupfer!

② Nenne chemisch-technische Verfahren, bei denen viel Wasser als Kühlmittel verwendet wird! Welche Eigenschaften des Wassers ermöglichen den Einsatz als Kühlmittel?

③ Wozu verwendet man a) Chlor, b) Kaliumchlorid, c) Wasser, d) Kohle, e) Kalkstein und f) Branntkalk? Begründe diese Verwendung!

④ Erläutere die Stoffumwandlung, die Energieumwandlung, die Umordnung und Veränderung der Teilchen sowie den Umbau chemischer Bindungen bei folgenden chemischen Reaktionen:

a) $CO + H_2O_{Dampf} \longrightarrow CO_2 + H_2$; $Q = -41 \frac{kJ}{mol}$

b) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$; $Q = +178{,}4 \frac{kJ}{mol}$

c) $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\,H_2O$; $Q = -114{,}8 \frac{kJ}{mol}$

d) $C + O_2 \longrightarrow CO_2$; $Q = -393{,}5 \frac{kJ}{mol}$

e) $CO_2 + C \longrightarrow 2\,CO$; $Q = +172{,}5 \frac{kJ}{mol}$!

2. Ordne folgende chemische Reaktionen den Redoxreaktionen oder den Reaktionen mit Protonenübergang zu:
a) Eisen mit Chlor, b) Natriumhydroxidlösung mit Schwefelsäure, c) Wasserstoff mit Sauerstoff, d) Natriumchloridlösung mit Silbernitratlösung, e) Ammoniak mit Wasser, f) Natriumbromid mit Wasser, g) Eisen(II)-oxid mit Kohlenstoff!
Entwickle die Reaktionsgleichungen! Lassen sich alle chemischen Reaktionen zuordnen?

Reaktionsgleichungen. Chemische Reaktionen werden durch **Reaktionsgleichungen** unter Verwendung chemischer Zeichen gekennzeichnet. Die Reaktionsgleichungen geben die an der Reaktion beteiligten Stoffe sowie das **Teilchenanzahlverhältnis** an.

■ $Fe_2O_3 + 3\,CO \longrightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$
$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$
$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl$

3. Formuliere die Wortgleichungen für diese chemischen Reaktionen! Gib für jede Reaktion das Teilchenanzahlverhältnis an!

Aus dem Teilchenanzahlverhältnis einer Reaktionsgleichung kann man das Stoffmengenverhältnis der reagierenden Stoffe ableiten. Auf dieser Grundlage können Massen- und Volumenverhältnisse sowie Massen und Volumen von Reaktionspartnern berechnet werden. ①

4. Berechne das Massenverhältnis von Kupfer(II)-chlorid und Kupfer bei der Elektrolyse von Kupfer(II)-chlorid!
5. Berechne die Masse des Eisens, das aus einer t Eisen(III)-oxid hergestellt werden kann! Welches Volumen an Kohlenmonoxid (bei Normbedingungen) wird dabei mindestens benötigt? ②

Die **Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise** kennzeichnet die Veränderung von Teilchen bei chemischen Reaktionen (Tabelle 31). ③

Tabelle 31 Reaktionsgleichungen für die chemische Reaktion von Magnesium mit Schwefelsäure

Reaktionsgleichung	$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$
Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise	$Mg + 2\,H^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow Mg^{2+} + SO_4^{2-} + H_2$ $Mg + 2\,H^+ \longrightarrow Mg^{2+} + H_2$

6. Entwickle und interpretiere die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise für die Bildung von Calciumcarbonat!
7. Ermittle das Stoffmengen-, das Massen- und das Volumenverhältnis aus der Reaktionsgleichung

$CaCO_3 + 2\,HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$!

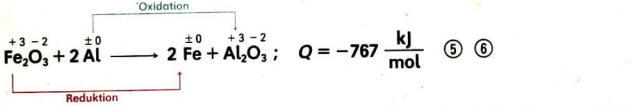
Herstellung von Metallen

Reduktion von Metalloxiden mit Kohlenstoff oder Kohlenmonoxid. Metalle können aus Metalloxiden durch chemische Reaktionen mit Kohlenstoff oder Kohlenmonoxid hergestellt werden. ④

1. Entwickle Reaktionsgleichungen für die dabei stattfindenden Redoxreaktionen! Kennzeichne an den Reaktionsgleichungen die Oxidation und die Reduktion!

Reaktion von Metalloxiden mit Metallen. Bei der Herstellung von Metallen können auch andere Metalle als Reduktionsmittel eingesetzt werden.

■ Beim Verschweißen größerer Eisenteile, wie Schienen, ist es günstig, flüssiges Eisen direkt an der Montagestelle herzustellen und zwischen die zu verbindenden Teile fließen zu lassen. Eisenoxide werden dabei durch Aluminium reduziert.



Das Verfahren wird als **aluminothermisches Schweißen** (Abb. 96, S. 208) bezeichnet.

---

① Entwickle die Reaktionsgleichungen für die a) thermische Zersetzung von Calciumcarbonat, b) Elektrolyse einer Kupfer(II)-chloridlösung, c) Reaktion von Aluminium mit Sauerstoff, d) Neutralisation von Salpetersäure mit Calciumhydroxid!
Leite aus dem jeweiligen Teilchenanzahlverhältnis das Stoffmengenverhältnis der reagierenden Stoffe ab!

② Berechne die Masse des Branntkalks, die zur Herstellung von 1 dt Kalkhydrat benötigt wird! Welche Masse an Kalkstein muß dafür gebrannt werden?
Welches Volumen an Kohlendioxid entsteht dabei durch die thermische Zersetzung?

③ Entwickle die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise für die Bildung von a) Silberiodid, b) Blei(II)-chlorid, c) Bariumsulfat!

④ Nenne Ausgangsstoffe, aus denen mit Hilfe chemisch-technischer Verfahren Metalle hergestellt werden!

⑤ Berechne, in welchem Massenverhältnis Eisen(III)-oxid und Aluminium gemischt werden müssen, damit die Stoffe entsprechend der Reaktionsgleichung vollständig reagieren können!

⑥ Berechne die Masse des entstandenen Eisens entsprechend der Reaktionsgleichung, wenn von der Stoffmenge $n_{Fe_2O_3} = 1$ mol ausgegangen wird!



Abb. 96 Aluminothermisches Schweißen einer Straßenbahnschiene
links: Reaktion des Thermitgemisches,
Mitte: Abkühlen der Form,
rechts: Schweißnaht ①

Reaktion von Metalloxiden mit Wasserstoff. Auch Wasserstoff kann als Reduktionsmittel für einige Metalloxide eingesetzt werden. Zum Beispiel kann Kupfer(II)-oxid durch Wasserstoff zu Kupfer reduziert werden (↗ Experiment 36, S. 85).

71

Leite über erhitztes Kupfer(II)-oxid Wasserstoff!

Vorüberlegungen

1. Beschreibe die beim Experiment 36 beobachteten Erscheinungen aus dem Gedächtnis!
2. Gib Eigenschaften von Wasserstoff an!
3. Was versteht man unter „Knallgas"?
4. Entwickle die Experimentieranordnung für die Reaktion von Zink mit Salzsäure zu Wasserstoff und das Überleiten des Wasserstoffs über erhitztes Kupfer(II)-oxid! Nutze Abbildung 36, Seite 85!

Durchführung

Vorsicht! Salzsäure ist giftig und stark ätzend! Wasserstoff bildet mit Luft ein explosives Gemisch!

1. Laß dir deine Experimentieranordnung vom Lehrer bestätigen!
2. Führe erst nach negativem Ausfall der Knallgasprobe das Experiment durch!

Auswertung

1. Entwickle die Reaktionsgleichung!
2. Gib die Oxidationszahlen an der Reaktionsgleichung an und kennzeichne die Teilreaktionen! ②

▶ **Für die Herstellung von Metallen aus Metalloxiden können Kohlenstoff, Metalle oder Wasserstoff als Reduktionsmittel eingesetzt werden.**

Rückgewinnung von Metallen

Metalle aus Schrott. Metallische Werkstoffe werden in großem Umfang verwendet. Produkte aus Metallen korrodieren und nutzen sich beim Gebrauch ab. Zahlreiche Abprodukte der Industrie enthalten Metallverbindungen. Es gibt Möglichkeiten, Metalle aus diesen Sekundärrohstoffen zurückzugewinnen. Dabei werden Redoxreaktionen genutzt. ③

■ In der DDR wird der größte Teil des Stahls nach dem Roheisen-Schrott-Verfahren hergestellt.

1. Entwickle Reaktionsgleichungen für Redoxreaktionen, die beim Roheisen-Schrott-Verfahren ablaufen!
Kennzeichne jeweils die Teilreaktionen sowie Oxidations- und Reduktionsmittel!
Erläutere das Roheisen-Schrott-Verfahren als kombinierte Verwertung von Primär- und Sekundärrohstoffen!

Einige Metalle liegen im Schrott noch vorwiegend in metallischer Form vor. In diesem Fall brauchen die eingeschmolzenen Metalle nur noch gereinigt werden. Dabei spart man nicht nur Erze, sondern auch andere Ausgangsstoffe, wie Reduktionsmittel und Zuschläge, sowie Energie ein. ④

Metalle aus Lösungen. Metalle können auch aus Lösungen zurückgewonnen werden. In Betrieben fallen als Abprodukte Lösungen an, die Metall-Ionen enthalten. Zur Rückgewinnung der Metalle müssen die positiv elektrisch geladenen Metall-Ionen reduziert werden. Bei einigen Metall-Ionen kann dies durch Elektrolyse der Lösungen erreicht werden. ⑤
Wie bei der Herstellung von Metallen müßten auch bei deren Rückgewinnung aus Lösungen verschiedene Stoffe als Reduktionsmittel eingesetzt werden können. ⑥

---

① Begründe, daß Kohlenmonoxid als Reduktionsmittel beim Schweißen ungeeignet ist! Schlage dafür geeignete Reduktionsmittel vor!

② Entwickle die Reaktionsgleichungen für die Reaktion von Blei(II)-oxid mit Wasserstoff und von Kupfer(II)-oxid mit Kohlenstoff!
Schreibe die Oxidationszahlen der Elemente über die chemischen Zeichen der Reaktionsgleichung! Kennzeichne die Teilreaktionen!

③ Erläutere die volkswirtschaftliche Bedeutung der Rückgewinnung von Metallen aus Sekundärrohstoffen!

④ Unterbreite einen Vorschlag, wie man aus Kupferschrott reines Kupfer zurückgewinnen kann! Begründe deinen Vorschlag!

⑤ Erläutere, wie man aus einer wäßrigen Lösung, die Kupfer(II)-Ionen enthält, Kupfer elektrolytisch zurückgewinnen kann!

⑥ Unterbreite Vorschläge, welche Stoffe bei der Rückgewinnung von Metallen aus Lösungen als Reduktionsmittel eingesetzt werden könnten!

2. Kann zur Rückgewinnung von Kupfer aus Kupfer(II)-sulfatlösung Eisen als Reduktionsmittel eingesetzt werden?

72

Prüfe, ob ein Eisennagel mit Kupfer(II)-sulfatlösung reagiert!

Durchführung

1. Tauche in ein Reagenzglas mit 2 cm^3 einer 10%igen Kupfer(II)-sulfatlösung einen blanken Eisennagel von etwa 4 cm Länge ein!
2. Gieße nach 5 min die Lösung ab und fülle das Reagenzglas mit Wasser auf!
3. Vergleiche den unteren mit dem oberen Teil des Nagels!

Auswertung

1. Erläutere deine Beobachtungen!
2. Beantworte die Ausgangsfrage!
3. Entwickle die Reaktionsgleichung! Kennzeichne die Teilreaktionen, das Oxidationsmittel und das Reduktionsmittel!

Aus Lösungen, die Kupfer-Ionen enthalten, kann Kupfer durch Eisen als Reduktionsmittel zurückgewonnen werden. ① ②

■ Ein weiteres Beispiel für die Rückgewinnung von Metallen aus Lösungen ist die Rückgewinnung von Silber aus photographischen Entwicklerlösungen.
Bei photographischen Materialien werden nach der Entwicklung die unbelichteten Silberverbindungen im Fixierbad herausgelöst und damit die Filme und Bilder lichtunempfindlich gemacht. Die verbrauchten Fixiersalzlösungen enthalten Silber-Ionen, die durch Zugabe von Zinkpulver zu Silber reduziert werden, das aus den Lösungen ausfällt.

3. Entwickle die Reaktionsgleichungen für die Rückgewinnung von Silber aus Lösungen durch Zugabe von Zinkpulver! Kennzeichne die Teilreaktionen sowie Oxidations- und Reduktionsmittel! Berechne das Massenverhältnis von Silber und Zink bei dieser Redoxreaktion!

▸ **Metalle können aus Lösungen durch die Reaktion mit unedleren Metallen als Reduktionsmittel zurückgewonnen werden.**

Zusammenstellung bekannter Redoxreaktionen

Redoxreaktionen gibt es nicht nur bei der Herstellung oder bei den Reaktionen von Metallen, sondern auch bei der Herstellung und bei Reaktionen von Molekülsubstanzen, polymeren Stoffen und Ionensubstanzen (Tabelle 32).

4. Entwickle für die folgenden Redoxreaktionen die Reaktionsgleichungen: a) Magnesium und Chlor, b) Wasserstoff und Sauerstoff, c) Eisen(II)-oxid und Kohlenmonoxid, d) Zink und verdünnte Salzsäure!
Schreibe die Oxidationszahlen der Elemente über die chemischen Zeichen der Reaktionsgleichungen!
Kennzeichne jeweils die Oxidation und die Reduktion!
Bestimme die Reduktionsmittel und die Oxidationsmittel! ③

Tabelle 32 Einige Redoxreaktionen

Reaktion	Reduktionsmittel	Oxidationsmittel	■ Reaktionsgleichungen
Bildung von Oxiden	Metalle	Sauerstoff	$\overset{\pm0}{2\,Mg} + \overset{\pm0}{O_2} \longrightarrow \overset{+2\ -2}{2\,MgO}$; $Q = -1202\,\frac{kJ}{mol}$
	Molekülsubstanzen	Sauerstoff	$\overset{\pm0}{S} + \overset{\pm0}{O_2} \longrightarrow \overset{+4-2}{SO_2}$; $Q = -270\,\frac{kJ}{mol}$
	polymere Stoffe	Sauerstoff	$\overset{\pm0}{C} + \overset{\pm0}{O_2} \longrightarrow \overset{+4-2}{CO_2}$; $Q = -393{,}5\,\frac{kJ}{mol}$
Bildung von Chlorwasserstoff	Wasserstoff	Chlor	$\overset{\pm0}{H_2} + \overset{\pm0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{+1-1}{2\,HCl}$; $Q = -184{,}6\,\frac{kJ}{mol}$

① Die Rückgewinnung von Kupfer aus Kupfer(II)-sulfatlösung verläuft schneller und vollständiger, wenn man in die Lösung Eisenpulver gibt, statt einen Eisennagel einzutauchen. Begründe diese Feststellung mit Hilfe deiner Kenntnisse über die Abhängigkeit des zeitlichen Verlaufs chemischer Reaktionen!

② Berechne die Masse an Eisenpulver, die zur vollständigen Rückgewinnung des Kupfers aus 5 l Kupfer(II)-sulfatlösung notwendig ist, wenn 1 l dieser Lösung die Stoffmenge $n_{CuSO_4} = 2$ mol enthält!

③ Schreibe die Oxidationszahlen der Elemente über die chemischen Zeichen folgender Reaktionsgleichungen:

a) $Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$,

b) $S + O_2 \longrightarrow SO_2$,

c) $2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$,

d) $CO_2 + C \longrightarrow 2\,CO$,

e) $PbO + H_2 \longrightarrow Pb + H_2O$!

Kennzeichne an folgenden Reaktionsgleichungen die Teilreaktionen Oxidation und Reduktion! Bestimme die Reduktionsmittel und die Oxidationsmittel!

Fortsetzung Tabelle 32

Reaktion	Reduktionsmittel	Oxidationsmittel	■ Reaktionsgleichungen
Bildung von Metallchloriden	Metall	Chlor	$\overset{\pm0}{2\,Na} + \overset{\pm0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{+1\ -1}{2\,NaCl};$ $Q = -822\ \frac{kJ}{mol}$
Bildung von Metallbromiden	Metall	Brom	$\overset{\pm0}{Zn} + \overset{\pm0}{Br_2} \longrightarrow \overset{+2\ -1}{ZnBr_2};$ $Q = -330\ \frac{kJ}{mol}$
Metall und Säurelösung	unedles Metall	Hydroniumionen	$\overset{\pm0}{Zn} + 2\overset{+1}{H^+} \longrightarrow \overset{+2}{Zn^{2+}} + \overset{\pm0}{H_2}$
Herstellung von Metallen aus Metalloxiden	Kohlenstoff, Kohlenmonoxid	Metalloxid	$\overset{+2\ -2}{FeO} + \overset{\pm0}{C} \longrightarrow \overset{\pm0}{Fe} + \overset{+2-2}{CO};$ $Q = +156{,}4\ \frac{kJ}{mol}$
	unedles Metall	Metalloxid	$\overset{+3\ -2}{Fe_2O_3} + 2\overset{\pm0}{Al} \longrightarrow 2\,\overset{\pm0}{Fe} + \overset{+3\ -2}{Al_2O_3};$ $Q = -767\ \frac{kJ}{mol}$
	Wasserstoff	Metalloxid	$\overset{+2\ -2}{CuO} + \overset{\pm0}{H_2} \longrightarrow \overset{\pm0}{Cu} + \overset{+1\ -2}{H_2O};$ $Q = -121\ \frac{kJ}{mol}$
Herstellung von Silicium	unedles Metall, Kohlenstoff	Siliciumdioxid	$\overset{+4\ -2}{SiO_2} + 2\overset{\pm0}{C} \longrightarrow \overset{\pm0}{Si} + 2\overset{+2-2}{CO};$ $Q = +658\ \frac{kJ}{mol}$
Gewinnung von Metallen aus Lösungen	unedles Metall	Metallionen	$2\overset{+1}{Ag^+} + \overset{\pm0}{Zn} \longrightarrow 2\overset{\pm0}{Ag} + \overset{+2}{Zn^{2+}}$

Zusammenstellung von Reaktionen mit Protonenübergang

Reaktionen von einigen Molekülsubstanzen mit Wasser. Molekülsubstanzen, wie Ammoniak, Chlorwasserstoff und Schwefelsäure, reagieren mit Wasser.

■ $NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$

$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

$H_2SO_4 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^+ + SO_4^{2-}$

1. Interpretiere diese Reaktionsgleichungen!
Entwickle für diese chemischen Reaktionen die Reaktionsgleichungen für die Protonenaufnahme und die Protonenabgabe! Begründe das Vorliegen von Reaktionen mit Protonenübergang! ①

Reaktionen von Säurelösungen mit Metallhydroxidlösungen. Saure Lösungen kann man mit basischen Lösungen neutralisieren.

■ $Ca^{2+} + 2\,OH^- + 2\,H_3O^+ + 2\,NO_3^- \longrightarrow 4\,H_2O + Ca^{2+} + 2\,NO_3^-$

2. Interpretiere diese Reaktionsgleichung!
Kennzeichne den Protonenübergang an der Reaktionsgleichung! ②

Reaktion von Säurelösungen mit Carbonaten und deren Lösungen. Beim Nachweis von Carbonaten und zur Darstellung von Kohlendioxid werden Carbonate mit Säurelösungen versetzt. ③ ④ ⑤

3. Entwickle die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen von
a) Natriumcarbonatlösung mit verdünnter Schwefelsäure und
b) Calciumcarbonat mit verdünnter Salzsäure!

---

① Entwickle für die Reaktionen von a) Salpetersäure mit Wasser und b) Phosphorsäure mit Wasser die Reaktionsgleichungen! Kennzeichne den Protonenübergang an der Reaktionsgleichung!

② Entwickle die Reaktionsgleichungen für die Neutralisation von a) verdünnter Salzsäure mit Natriumhydroxidlösung, b) Kaliumhydroxidlösung mit verdünnter Schwefelsäure! Kennzeichne den Protonenübergang an der Reaktionsgleichung!

③ Beschreibe den Nachweis von Carbonaten und die Darstellung von Kohlendioxid durch Reaktion von Carbonaten mit Säurelösungen!

④ Nenne chemische Reaktionen, bei denen aus Metallhydroxidlösungen und Kohlendioxid Carbonate entstehen! Womit reagiert dabei das Kohlendioxid?

⑤ Entwickle die Reaktionsgleichungen für a) die Reaktion von Natriumhydroxidlösung mit Kohlendioxid, b) das Abbinden von Kalkmörtel!

Bei der Reaktion von Säurelösungen mit Carbonaten findet ein Protonenübergang zu den negativ elektrisch geladenen Carbonat-Ionen statt. Es bilden sich Kohlendioxidmoleküle und Wassermoleküle.

$$2\,H_3O^+ + CO_3^{2-} \longrightarrow CO_2 + 3\,H_2O$$

Protonenübergang

Auch die Bildung von Carbonaten aus Metallhydroxidlösungen und Kohlendioxid ist eine Reaktion mit Protonenübergang.

▸ **Chemische Reaktionen von Säurelösungen mit Carbonaten und die Bildung von Carbonaten aus Metallhydroxidlösungen und Kohlendioxid sind Reaktionen mit Protonenübergang.**

Reaktion von Säurelösungen mit Metalloxiden. Wird Magnesiumoxid bei der Herstellung nicht hoch geglüht, so reagiert es mit Säurelösungen. Kupfer und Aluminium überziehen sich an der Luft mit schützenden Oxidschichten, die gegenüber Säurelösungen nicht beständig sind (↗ S. 130). Wird Kupfer(II)-oxid mit verdünnter Salzsäure versetzt, so färbt sich die Lösung blau. Diese Blaufärbung der Lösung deutet auf Kupfer(II)-Ionen hin. Kupfer(II)-oxid reagiert mit verdünnter Salzsäure zu Kupferchlorid und Wasser.

$$\overset{+2\ -2}{CuO} + 2\,\overset{+1-1}{HCl} \longrightarrow \overset{+2\ -1}{CuCl_2} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$$

$$CuO + 2\,H_3O^+ + 2\,Cl^- \longrightarrow Cu^{2+} + 2\,Cl^- + 3\,H_2O$$

Protonenübergang

① Beim Beizen von Stahloberflächen reagiert unter anderem auch Eisen(III)-oxid mit
a) verdünnter Salzsäure,
b) verdünnter Schwefelsäure.
Entwickle die Reaktionsgleichungen für diese Reaktionen!
Welche Reaktionsprodukte sind entstanden?
Begründe die Zuordnung dieser chemischen Reaktionen zu den Reaktionen mit Protonenübergang!

② Suche aus folgenden Stoffen die Stoffe heraus, deren Reaktion mit Wasser eine Reaktion mit Protonenübergang ist:
a) Kaliumchlorid, b) Salzsäure, c) Natriumbromid, d) Ammoniak, e) Schwefelsäure; f) Natriumsulfat, g) Bromwasserstoff, h) Natriumhydroxid!
Entwickle die Reaktionsgleichungen für die chemischen Reaktionen!
Kennzeichne den Protonenübergang an den Reaktionsgleichungen!

③ Berechne die Masse an Kupfer(II)-oxid, die durch 0,5 g im Lötwasser enthaltenen Chlorwasserstoff von einem Kupferblech entfernt wird!

④ Welche Masse an Calciumcarbonat wird zur Darstellung von 250 ml Kohlendioxid (unter Normbedingungen) benötigt?

Die Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit verdünnter Salzsäure ist eine Reaktion mit Protonenübergang.

Vor dem Löten von Kupfer wird die Kupfer(II)-oxidschicht mit Lötwasser entfernt, das unter anderem verdünnte Salzsäure enthält. Auch bei anderen Metallen werden Oxidschichten mit Säurelösungen behandelt. Bei Stahloberflächen wird durch Beizen mit Säurelösungen der Rost entfernt. ①

4. Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von
a) Blei(II)-oxid mit verdünnter Salpetersäure und
b) Magnesiumoxid mit verdünnter Schwefelsäure!
Kennzeichne den Protonenübergang an der Reaktionsgleichung!

Chemische Reaktionen von Metalloxiden mit Säurelösungen sind Reaktionen mit Protonenübergang.

Einige Reaktionen mit Protonenübergang sind in der Tabelle 33 zusammengestellt.
② ③ ④

Tabelle 33 Einige Reaktionen mit Protonenübergang

Chemische Reaktion	Teilchen, die Protonen abgeben	Teilchen, die Protonen aufnehmen	Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise
Reaktion von einigen Molekülsubstanzen mit Wasser	Säuremoleküle	Wassermoleküle	$H_2SO_4 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^+ + SO_4^{2-}$
	Wassermoleküle	Ammoniakmoleküle	$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$
Reaktion von Säurelösungen mit Metallhydroxidlösungen	Hydroniumionen	Hydroxidionen	$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\,H_2O$
Reaktion von Säurelösungen mit Carbonaten	Hydroniumionen	Carbonationen	$2\,H_3O^+ + CO_3^{2-} \longrightarrow 3\,H_2O + CO_2$
Reaktion von Säurelösungen mit Metalloxiden	Hydroniumionen	Oxidionen	$CuO + 2\,H_3O^+ \longrightarrow Cu + 3\,H_2O$

Reaktionen von Säurelösungen mit Metallen und mit Metalloxiden. Zum Vergleich wird folgendes Experiment durchgeführt.

73 ▼ Versetze Magnesium und Magnesiumoxid mit verdünnter Salzsäure!

Durchführung

Vorsicht! Verdünnte Salzsäure ist stark ätzend! Trage beim Erhitzen der Säurelösungen eine Schutzbrille!

1. Versetze 2 Magnesiumspäne in einem Reagenzglas so tropfenweise mit etwa 3 ml verdünnter Salzsäure, daß die Flüssigkeit nicht herausspritzt!
2. Nähere die Reagenzglasöffnung der Flamme des Brenners und wiederhole diesen Schritt nach etwa 20 Sekunden!
3. Dampfe 2 Tropfen der Flüssigkeit vorsichtig ein!
4. Gib in ein Reagenzglas etwa 2 mm hoch Magnesiumoxid! Versetze es mit etwa 3 ml verdünnter Salzsäure und erhitze das Gemisch vorsichtig!
5. Nähere die Reagenzglasöffnung der Flamme des Brenners! Warte, bis sich restlicher Feststoff abgesetzt hat!
6. Entnimm dieser Flüssigkeit 2 Tropfen und dampfe sie vorsichtig ein!

Auswertung

1. Erkläre die beim Experimentieren beobachteten Erscheinungen!
2. Vergleiche die chemischen Reaktionen miteinander!
3. Entwickle die Reaktionsgleichungen für diese chemischen Reaktionen!
4. Ordne diese chemischen Reaktionen den Arten chemischer Reaktionen zu!
5. Begründe die Zuordnung dieser chemischen Reaktionen!

Beeinflussung des *p*H-Wertes von Böden

Erhöhung des *p*H-Wertes von Böden. Für ein gutes Wachstum der Pflanzen ist es notwendig, daß der *p*H-Wert des Bodens in einem bestimmten Bereich liegt. ①

■ Kulturheidelbeeren gedeihen nur auf saurem Boden (*p*H = 4,4 ... 5,0). Andere Beeren wachsen auf Böden mit einem *p*H-Wert von 6,0 ... 8,0. Durch Wurzelsäuren, manche Dünger, Verrottung organischer Materialien und Regen wird der Boden sauer. Der *p*H-Wert muß regelmäßig je nach Art der anzubauenden Pflanzen gezielt erhöht werden.

① Informiere dich, welche *p*H-Werte des Bodens ausgewählte Nutzpflanzen benötigen! Begründe, daß bestimmte Unkräuter einen bestimmten *p*H-Wert-Bereich des Bodens anzeigen!

② Durch Düngen mit flüssigem Ammoniak steigt der *p*H-Wert des Bodens. Erkläre diese Erscheinung!

③ Warum ist eine wäßrige Ammoniumnitratlösung sauer? Entwickle die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise für die Reaktion von Ammoniumnitrat mit Wasser! Kennzeichne den Protonenübergang an der Reaktionsgleichung!

▶ **Der *p*H-Wert des Bodens kann durch Neutralisation mit Kalkhydrat oder Zugabe von Ammoniak erhöht werden.**

1. Charakterisiere diese Reaktionen als Reaktionen mit Protonenübergang! ②

Erniedrigung des *p*H-Wertes von Böden. Für den Anbau von Heidelbeeren und anderen Kulturpflanzen, die schwach saure bis saure Böden bevorzugen, ist es im Zusammenhang mit der Fruchtfolge mitunter auch notwendig, den *p*H-Wert zu erniedrigen. Das kann durch Düngung mit Ammoniumsulfat erfolgen.

Wie ist das möglich?

74 ▼ Löse eine Spatelspitze Ammoniumsulfat $(NH_4)_2SO_4$ in Wasser! Prüfe die wäßrige Lösung mit Unitestlösung!

Die Unitestlösung färbt sich in der wäßrigen Ammoniumsulfatlösung rot. Beim Lösen der Ionensubstanz Ammoniumsulfat in Wasser bilden sich bewegliche Ammonium-Ionen und Sulfat-Ionen.

$$(NH_4)_2SO_4 \longrightarrow 2\,NH_4^+ + SO_4^{2-}$$

Die Ammonium-Ionen reagieren mit den Wassermolekülen. Dabei entstehen Hydronium-Ionen. Die wäßrige Ammoniumsulfatlösung ist deshalb sauer.

$$NH_4^+ + H_2O \longrightarrow NH_3 + H_3O^+ \quad ③$$

Die chemische Reaktion der Ionensubstanz Ammoniumsulfat mit Wasser ist eine Reaktion mit Protonenübergang.

■ Aziplex ist ein Mineraldünger, der verwendet wird, wenn der Boden saurer werden soll. Auch andere Düngemittel erniedrigen den *p*H-Wert des Bodens, zum Beispiel Ammoniumsulfat und Ammoniumnitrat (Ammonsalpeter).

▶ **Der *p*H-Wert des Bodens kann durch Zugabe von bestimmten Mineraldüngern erniedrigt werden.**

Reaktionsapparate und technologische Prinzipien bei chemisch-technischen Verfahren 59

Reaktionsapparate. Die Stoffumwandlungen werden bei chemisch-technischen Verfahren in Reaktionsapparaten durchgeführt. In ihnen werden die notwendigen Reaktionsbedingungen geschaffen und aufrechterhalten. Die Reaktionsapparate sind für die einzelnen chemisch-technischen Verfahren sehr unterschiedlich gebaut. Dennoch ähneln sich einige Reaktionsapparate.

■ Roheisen und Branntkalk werden in Schachtöfen hergestellt.

1. Vergleiche die Reaktionsapparate und die technologischen Prinzipien bei der Herstellung von Roheisen und Branntkalk!

■ Die Reaktionsapparate für die verschiedenen Möglichkeiten des Windfrischens bei der Stahlherstellung sind Konverter. ①

Reaktionsbedingungen. Zu den Reaktionsbedingungen, die in einem Reaktionsapparat gewährleistet werden müssen, gehören Temperatur, Druck, Anteil der Ausgangsstoffe und ihre Durchmischung. Weiterhin muß der Reaktionsapparat einen optimalen Stofftransport ermöglichen. ② ③

2. Begründe mit deinen Kenntnissen über die Bedingungen für den Verlauf chemischer Reaktionen den Einsatz eines gasförmigen Reduktionsmittels im Hochofen!

▶ **Der zeitliche Verlauf chemischer Reaktionen bei chemisch-technischen Verfahren ist abhängig von der Temperatur, dem Druck, dem Anteil der reagierenden Stoffe und ihrer Durchmischung.**

Technologische Prinzipien. Die Schaffung und Aufrechterhaltung günstiger Reaktionsbedingungen wird durch die Anwendung technologischer Prinzipien erreicht. Die kontinuierliche oder periodische Arbeitsweise, das Gegenstromprinzip oder die Wirbelschicht sowie die Kopplung von exothermen und endothermen Reaktionen sind wichtige technologische Prinzipien. ④

3. Erläutere die Realisierung dieser technologischen Prinzipien an einem Beispiel!
4. Vergleiche die Wirbelschicht mit dem Gegenstromprinzip!

In der Tabelle 34 sind typische Reaktionsapparate und die technologischen Prinzipien für einige chemisch-technische Verfahren zusammengestellt. ⑤ ⑥

---

① Vergleiche Arbeitsweise und typische Reaktionsapparate beim Windfrischen und beim Herdfrischen!

② Warum werden die meisten chemisch-technischen Verfahren bei hoher Temperatur durchgeführt?

③ Erläutere die Aufrechterhaltung günstiger Bedingungen für den Verlauf chemischer Reaktionen a) im Winkler-Generator und b) im Kalkschachtofen!

④ Beim Kalkbrennen dient die Abwärme der gasförmigen Reaktionsprodukte zum Vorwärmen der Ausgangsstoffe.
Erläutere das dabei angewendete technologische Prinzip!

⑤ Wodurch unterscheiden sich Entgasung und Vergasung von Braunkohle?

⑥ Vergleiche typische Reaktionsapparate und Arbeitsweisen beim Elektrostahlverfahren und bei der Elektrolyse von Aluminiumoxid!

Tabelle 34 Reaktionsapparate und technologische Prinzipien bei einigen chemisch-technischen Verfahren

Chemisch-technisches Verfahren	Reaktions-apparat	Technologische Prinzipien	Reaktions-temperatur
Roheisen-herstellung	Hochofen	kontinuierliche Arbeits-weise, Gegenstromprinzip, Kopplung exothermer und endothermer Reaktionen	bis 1900°C
Stahl-herstellung (Windfrischen)	Konverter	periodische Arbeitsweise, Kopplung exothermer und endothermer Reaktionen	bis 1700°C
Stahl-herstellung (Herdfrischen)	Siemens-Martin-Ofen	periodische Arbeitsweise, Kopplung exothermer und endothermer Reaktionen	bis 1800°C
	Elektrostahl-ofen	periodische Arbeitsweise	bis 1700°C
Aluminium-herstellung	Aluminium-Elektrolyse-zelle	kontinuierliche Arbeits-weise	etwa 950°C
Kalkbrennen	Kalkschacht-ofen	kontinuierliche Arbeits-weise, Gegenstromprinzip, Kopplung exothermer und endothermer Reaktionen	1000°C bis 1200°C
Vergasung von Braunkohle	Winkler-Generator	kontinuierliche Arbeits-weise, Wirbelschicht, Kopplung exothermer und endothermer Reaktionen	850°C bis 900°C

5. Unterscheide die in der Tabelle 34 stehenden Reaktionsapparate nach kontinuierlicher oder periodischer Arbeitsweise!
6. Gib Besonderheiten im Bau der Reaktionsapparate an, die auf die jeweilige Arbeitsweise schließen lassen!
7. Vergleiche die kontinuierliche und die periodische Arbeitsweise im Hinblick auf den zeitlichen Verlauf eines chemisch-technischen Verfahrens!

Die Anwendung technologischer Prinzipien bei chemisch-technischen Verfahren ermöglicht günstige Bedingungen für die Herstellung von Stoffen.

Aufgaben zur Festigung

60

1. Nenne Möglichkeiten der experimentellen Unterscheidung folgender Stoffe: a) Natriumhydroxidlösung und verdünnte Salzsäure, b) Natriumchlorid und Natriumiodid, c) Kaliumhydroxidlösung und Kaliumsulfatlösung, d) Kohlenmonoxid und Wasserstoff, e) Chlor und Chlorwasserstoff!
2. Es sind folgende Stoffe gegeben: a) Salpetersäure, b) Chlor, c) Schwefeldioxid, d) Natriumchlorid, e) Aluminium, f) Calciumhydroxid, g) Siliciumdioxid, h) Kohlenstoff.
   Gib die chemischen Zeichen für die Stoffe an! Ordne die Stoffe den Stoffklassen zu! Wozu werden diese Stoffe verwendet und warum?
3. Entwickle die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen von a) Kohlenstoff mit Eisen(III)-oxid, b) Calciumhydroxid mit Kohlendioxid, c) Natriumsulfatlösung mit Bariumchloridlösung, d) Silbernitratlösung mit Zink, e) Eisen(III)-oxid mit verdünnter Salzsäure!
   Ordne die chemischen Reaktionen den Reaktionsarten zu!
   Welche praktische Bedeutung haben diese chemischen Reaktionen?
4. Es soll die Voraussage experimentell geprüft werden, daß sich durch die Wirkung des elektrischen Stroms nicht nur Stoffe an den Elektroden abscheiden, sondern auch Atome des Elektrodenmaterials in Ionen umgewandelt werden können.
   Leite mehrere experimentell überprüfbare Folgerungen aus dieser Voraussage ab!
   Entwickle Experimentieranordnungen zur Überprüfung deiner Folgerungen!

Lösungen zu Aufgaben

S. 9 ③ $m_{H_2} = 2\ g$
$m_{NaCl} = 117\ g$
$m_{Mg} = 12\ g$
④ a) $n_{MgO} = 0{,}5\ mol$; 1 mol; 2 mol
b) $n_{BaCl_2} = 2\ mol$; 10 mol

S. 10 ③ a) 1 : 1; b) 1 : 3; c) 1 : 2; d) 1 : 2

S. 17 ② $m_{KOH} = 20\ g$

S. 21 ③ a) $N_{Na^+} : N_{Cl^-} = 1:1$
b) $N_{Ba^{2+}} : N_{OH^-} = 1 : 2$

S. 37 ④ $n_{NH_3} = 30{,}6\ mol$

S. 41 ⑦ $n_{HCl} = 10\ mol$

S. 51 ① $m_{H_2SO_4} = 25\ g$
② $n_{HCl} = 0{,}48\ mol$
③ $m_{H_2SO_4} = 196\ g$, $m_{HNO_3} = 63\ g$, $m_{H_3PO_4} = 490\ g$

S. 52 ② $n_{H_2SO_4} = 3{,}78\ mol$

S. 60 ② $m_{CuO} = 79{,}5\ g$;
$m_{Mg(NO_3)_2} = 148\ g$;
$m_{HCl} = 36{,}5\ g$;
$m_{Na_3PO_4} = 164\ g$;
$m_{N_2} = 28\ g$; $m_{NH_3} = 17\ g$;
$m_{KBr} = 119\ g$;
$m_{Ba(OH)_2} = 171\ g$;
$m_{Mg_3(PO_4)_2} = 263\ g$

S. 66 8. $m_{NH_3} = 6{,}8\ g$

9. b) $n_{HNO_3} = 0{,}016\ mol$;
$n_{Ca(OH)_2} = 0{,}019\ mol$;
$n_{PbCl_2} = 0{,}004\ mol$;
$n_{MgO} = 0{,}025\ mol$;
$n_{CuO} = 0{,}012\ mol$;
$n_{Ca_3(PO_4)_2} = 0{,}003\ mol$;

S. 66 9. b) $n_{NH_3} = 0{,}059\ mol$;
$n_{H_3PO_4} = 0{,}010\ mol$;
$n_{H_2SO_4} = 0{,}010\ mol$
c) $m_{HNO_3} = 6{,}3\ g$;
$m_{Ca(OH)_2} = 5{,}6\ g$;
$m_{PbCl_2} = 27{,}8\ g$;
$m_{MgO} = 4\ g$;
$m_{CuO} = 7{,}9\ g$;
$m_{Ca_3(PO_4)_2} = 31\ g$;
$m_{NH_3} = 1{,}7\ g$;
$m_{H_3PO_4} = 9{,}8\ g$;
$m_{H_2SO_4} = 9{,}8\ g$

12. $n_{HCl} \approx 8\ mol$

S. 91 ⑤ $m_{Mg} = 24\ g$; $m_{H_2SO_4} = 98\ g$
⑥ $\frac{n_{Mg}}{n_{MgSO_4}} = \frac{1}{5}$

S. 94 ① $m_{Zn} = 65\ g$;
$m_{H_2SO_4} = 98\ g$
⑥ c) $N_{H_2} : N_{Cl_2} : N_{HCl} = 1 : 1 : 2$

S. 101 ① $M_{Mg} = 24\ \frac{g}{mol}$;
$M_{H_2O} = 18\ \frac{g}{mol}$;
$M_{Na_2SO_4} = 140\ \frac{g}{mol}$
② Magnesiumoxid
③ $n_{HNO_3} = 2\ mol$
④ $N_{H_2} : N_{O_2} : N_{H_2O} = 2 : 1 : 2$
$n_{H_2} : n_{O_2} : n_{H_2O} = 2 : 1 : 2$
⑤ $m_{Mg} = 9\ g$

S. 103 ① $m_{H_2SO_4} = 2{,}0\ g$
② $m_{Fe} = 5{,}6\ kg$
③ $m_{Fe} = 17{,}5\ g$

S. 105 ③ $M_{O_2} = 32\ \frac{g}{mol}$; $M_{H_2} = 2\ \frac{g}{mol}$; $M_{N_2} = 28\ \frac{g}{mol}$

④ $V_{N_2} = 44{,}8\ l$; $V_{CO_2} = 44{,}8\ l$

⑤ $n_{CO} = 2\ mol$; $n_{H_2} = 0{,}5\ mol$; $n_{O_2} = 1\ mol$

⑥ $V_{O_2} = 44{,}8\ l$; $V_{O_2} = 2{,}24\ l$

⑦ a) $N_{H_2} = 6 \cdot 10^{23}$; $V_{H_2} = 22{,}4\ l$

b) $N_{H_2} = 3 \cdot 10^{23}$; $V_{H_2} = 11{,}2\ l$

c) $N_{H_2} = 12 \cdot 10^{23}$; $V_{H_2} = 44{,}8\ l$

S. 106 ② $m_{CO_2} = 88\ g$; $V_{CO_2} = 44{,}8\ l$

③ $V_{H_2} : V_{Cl_2} : V_{HCl} = 1 : 1 : 2$

④ $\frac{V_{H_2}}{V_{O_2}} = \frac{2}{1}$

⑥ $V_{H_2} = 40\ ml$

S. 109 ① $\frac{m_{Zn}}{V_{H_2}} = \frac{n_{Zn} \cdot M_{Zn}}{n_{H_2} \cdot V_m}$

② a) $\frac{V_{O_2}}{m_{Mg}} = \frac{n_{O_2} \cdot V_m}{n_{Mg} \cdot M_{Mg}}$

b) $V_{O_2} \approx 2{,}3\ l$

③ $m_{Zn} \approx 0{,}3\ g$

④ $m_{Mg} \approx 1{,}1\ g$

S. 110 4. $\frac{m_{Zn}}{m_{ZnO}} = \frac{n_{Zn} \cdot M_{Zn}}{n_{ZnO} \cdot M_{ZnO}} = \frac{65}{81}$

$m_{Zn} : m_{ZnO} \approx 4 : 5$

S. 110 5.a)

m_{HNO_3}	63 g	11,25 g
m_{KOH}	56 g	10 g

S. 119 ② $V_{CO} = 420\ m^3$

S. 121 ⑤ 12340 t je Tag

S. 123 ③ $V_{CO} = 19{,}68\ m^3$

S. 127 ③ $m_{Cu} = 50{,}8\ g$

S. 131 ⑤ $m_{Al} = 286\ kg$

S. 132 5. $m_{Al} = 529\ kg$

S. 157 ⑦ $m_C = 0{,}3\ g$

S. 167 ③ $m_{CaCO_3} = 0{,}45\ g$

S. 178 15. $\frac{m_C}{V_{O_2}} = \frac{3\ g}{5{,}6\ l}$

$V_{O_2} = 1867\ m^3$

16. $m_{CaCO_3} = 0{,}9\ g$

17. $V_{CO_2} = 162\ cm^3$

18. $m_{CaCO_3} = 4{,}5\ g$

S. 184 ① $m_{CaCO_3} = 267{,}8\ t$

S. 189 ⑤ $m_{Briketts} = 630\ kg = 0{,}63\ t$

S. 198 7. $m_{CaO} = 157{,}5\ t$

S. 207 ② $m_{CaO} = 75{,}7\ kg$; $m_{CaCO_3} = 135{,}2\ kg$; $V_{CO_2} = 30{,}3\ m^3$

⑤ $m_{Al} : m_{Fe_2O_3} = 1 : 3$

⑥ $m_{Fe} = 112\ g$

S. 211 ② $m_{Fe} = 560\ g$

S. 214 ③ $m_{CuO} = 0{,}54\ g$

④ $m_{CaCO_3} = 1{,}12\ g$

Abbildungsnachweis

ADN-ZB: Eicke (Abb. 28), Haseloff (Abb. 78), Junge (Abb. 29), Kasper (Abb. 40), Link (S. 89), Müller (Abb. 48, S. 111), Settnick (S. 149), Schulz (Abb. 77), Weißflog (S. 29), Zimoutkowski (Abb. 91); G. Eckelt/Berlin (Abb. 8, 9, 21, 22, 26), V. Ettelt/Berlin (Abb. 16), Prof. Dr. Dr. H. Keune/Mühlhausen (Abb. 1, 2, 10, 11), M. Knopfe/Freiberg (Abb. 45, 46, 67, 68, 75, 79, 81, 84, S. 7, S. 67), U. Lange/Leipzig (Abb. 32), ND-Bildarchiv (Abb. 71), W. Peitz/Berlin (S. 199), P. Rauchfuß/Berlin (Abb. 24, 96), TASS (S. 133), A. Tietze/Berlin (S. 179), VEB Gaskombinat „Fritz Selbmann"/Schwarze Pumpe (Abb. 94), VEB Mansfeld Kombinat „Wilhelm Pieck" (Abb. 56), VWV Bildstelle (Abb. 64, 65, 66, 88, 92), ZB/Wehse; Hesse (Abb. 90)

Register

Adsorption 156
Aktivkohle 156
Aluminium 73 129ff.
Ammoniak 36ff.
–, Lösung von 38f.
Ammonium-Ion 39
Atombau 135f.
Atombindung 32 96 201
–, polare 32
Außenelektronen 134f.
Avogadro, Satz von 103

Basische Lösung 22 39 53ff.
–, Nachweis 22f.
BHT-Verkokung 191f.
Bilkenroth, Georg 192
Branntkalk 181f.
Braunkohle 189ff.
Bromid-Ion 10 23 25f.

Calciumcarbonat 161f. 180ff.
Carbonat-Ion 160
Carbonate 160ff.
–, Nachweis 164ff. 168f.
chemische Bindung 9
–, Arten 9 32 69 96 202
–, Polarität 33f.
chemische Reaktion 89ff.
–, Arten 204ff.
–, Massenverhältnisse 101 110
–, Merkmale 90 95f. 97
–, Stoffmengenverhältnisse 101 110
–, Volumenverhältnisse 106f. 110
Chlorid-Ion 9 23 25
Chlorwasserstoff 41

Diamant 152ff.

Edelstahl 73 123f.
Eisenerze 113
Elektrolyse 125 127ff.
Elektronegativitätswerte 34
Elektronenanordnung 136
Elektronenpaar 30
Elektronenschale 136
Elektronenschreibweise 31
Elektronenübergang 76ff.
Elektrostahlverfahren 122
Elementsubstanz 36
Energieumwandlung 90f. 97
Entgasung der Kohle 190ff.

Gegenstromprinzip 118
Gesetz der Periodizität 141
Glas 173ff.
Graphit 152ff.

Hauptgruppenelemente 134
Hochofen 116ff.
Hydronium-Ion 42 57
–, Nachweis 46
Hydroxid-Ion 19 39
–, Nachweis 23

Indikator 21ff. 42 63
Iodid-Ion 10 23 25ff.
Ionenbeziehung 9 33 96 201
Ionenkristall 9 12
Ionensubstanzen 7ff. 202

Kalkbrennen 184
Kalkhydrat 16 22 185ff.
Kalkschachtofen 183f.
Kalkstein 161 180
Kalkwasser 16 164
Kohlendioxid 114 157ff.
–, Nachweis 164 167f.
Kohlenmonoxid 113 157ff.
Kohlenstaub-Druckvergasung 197
Kohlenstoff 150ff.
Kohleveredlung 190ff.
kontinuierliche Arbeitsweise 118 218
Kopplung exothermer und endothermer Reaktionen 118 218
Kristall 8 14
Kupfer 73f. 85 124ff.

Marmor 161
Masse, molare 100
–, von Stoffproben 91 100
Masseberechnung zu chemischen Reaktionen 102
–, allgemeine Größengleichung 102
Massenanteil in Lösungen 17 49
Mendelejew, Dmitri Iwanowitsch 141 145
Metallbindung 69 96 201
Metallbromide 8 10
Metallchloride 8 10
Metalle 67ff. 202
–, Herstellung 111ff. 209f.
Metallegierungen 72f. 123f. 130
Metallhydroxide 15ff.
–, Umgang mit 17f. 20
–, wäßrige Lösungen 16ff.
Metalliodide 8 10
Meyer, Lothar 145
Mischgas 195
Molekülsubstanzen 29ff. 202

Nachweis von Ionen 26f. 63 164 200f.
Natronlauge 16ff.
Nebengruppenelemente 138
neutrale Lösung 53f. 56
Neutralisation 57f.
Niederschlag 23ff.
Nitrat-Ion 47

Oxidation 82
Oxidationsmittel 86 120
Oxidationszahlen 80ff. 140

Pauling, Linus 34
periodische Arbeitsweise 121
Periodensystem der Elemente 133ff.
Phosphat-Ion 47
Phosphorsäure 46
*p*H-Wert 54 216f.
polymere Stoffe 154 202
Protonenübergang 40 44f. 47 57

Quarz 170ff.

Rammler, Erich 192
Reaktionen, endotherme 91f.
–, exotherme 91f.
Reaktionen mit Protonenübergang 44ff. 47 58 213ff.
Reaktionsapparat 118 121 184 196 217
Reaktionsbedingungen 218
Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise 13
Reaktionswärme 94
Redoxreaktion 79 82ff. 205ff. 210f.
Reduktion 82 114
Reduktionsmittel 86 113
Roheisenherstellung 115ff.

Säuren 48
Salpetersäure 46
Sauerstoff-Druckvergasung 197
saure Lösung 42 45f. 53f.
–, Nachweis 46
–, Umgang 48
Schwefelsäure 46
Siemens-Martin-Ofen 122
Silicate 172f.
Silicium 150 169
Siliciumdioxid 171f.
Stahl 80 119ff.
Stoffe, Bau 201f.
–, Eigenschaften 200
–, Einteilung 36 202f.
Stoffklassen 202
Stoffmenge 100 103f.
Stoffprobe 99f. 103f.
Stoffumwandlung 90 97
Sulfat-Ion 47
–, Nachweis 62f.

Technologisches Prinzip 118 218
thermische Zersetzung 182

Umbau chemischer Bindungen 96f.

Veränderung von Teilchen 95 97
Verbindungen, chemische 36
Vergasung von Kohle 194ff.
Verschwelung von Braunkohle 191
Volumen, molares 104f.
–, von Stoffproben 103ff.
Volumenberechnung zu chemischen Reaktionen 107f.

Wasserhärte 162
Wasserstoff-Ion 40
Winkler, Clemens 146
Winkler-Generator 196
Wirbelschicht 196

Zement 173

Periodensystem der Elemente (Langperiodensystem)

Periode	I. Hauptgruppe	II. Hauptgruppe	III. Hauptgruppe	IV. Hauptgruppe	V. Hauptgruppe	VI. Hauptgruppe	VII. Hauptgruppe	VIII. Hauptgruppe
1	1 1,008 2,1 H Wasserstoff							2 4,003 He Helium
2	3 6,94 1,0 Li Lithium	4 9,01 1,5 Be Beryllium	5 10,81 2,0 B Bor	6 12,01 2,5* C Kohlenstoff	7 14,007 3,0 N Stickstoff	8 15,999 3,5 O Sauerstoff	9 18,998 4,0 F Fluor	10 20,18 Ne Neon
3	11 22,99 0,9 Na Natrium	12 24,31 1,2 Mg Magnesium	13 26,98 1,5 Al Aluminium	14 28,09 1,8 Si Silicium	15 30,97 2,1 P Phosphor	16 32,06 2,5 S Schwefel	17 35,45 3,0 Cl Chlor	18 39,95 Ar Argon
4	19 39,10 0,8 K Kalium	20 40,08 1,0 Ca Calcium	31 69,72 1,6 Ga Gallium	32 72,59 1,8 Ge Germanium	33 74,92 2,0 As Arsen	34 78,96 2,4 Se Selen	35 79,90 2,8 Br Brom	36 83,80 Kr Krypton
5	37 85,47 0,8 Rb Rubidium	38 87,62 1,0 Sr Strontium	49 114,82 1,7 In Indium	50 118,69 1,8 Sn Zinn	51 121,75 1,9 Sb Antimon	52 127,60 2,1 Te Tellur	53 126,90 2,5 I Iod	54 131,30 Xe Xenon
6	55 132,91 0,7 Cs Caesium	56 137,34 0,9 Ba Barium	81 204,37 1,8 Tl Thallium	82 207,2 1,8 Pb Blei	83 208,98 1,9 Bi Bismut	84 [209] 2,0 Po Polonium	85 [210] 2,2 At Astat	86 [222] Rn Radon
7	87 [223] 0,7 Fr Francium	88 226,02 0,9 Ra Radium						

Periode	III. Nebengruppe	IV. Nebengruppe	V. Nebengruppe	VI. Nebengruppe	VII. Nebengruppe	VIII. Nebengruppe			I. Nebengruppe	II. Nebengruppe
4	21 44,96 1,3 Sc Scandium	22 47,90 1,5 Ti Titanium	23 50,94 1,6 V Vanadium	24 51,996 1,6 Cr Chromium	25 54,94 1,5 Mn Mangan	26 55,85 1,8 Fe Eisen	27 58,93 1,8 Co Cobalt	28 58,70 1,8 Ni Nickel	29 63,55 1,9 Cu Kupfer	30 65,38 1,6 Zn Zink
5	39 88,91 1,3 Y Yttrium	40 91,22 1,4 Zr Zirconium	41 92,91 1,6 Nb Niobium	42 95,94 1,8 Mo Molybdän	43 [97] 1,9 Tc Technetium	44 101,07 2,2 Ru Ruthenium	45 102,91 2,2 Rh Rhodium	46 106,44 2,2 Pd Palladium	47 107,87 1,9 Ag Silber	48 112,40 1,7 Cd Cadmium
6	57* 138,91 1,1 La Lanthan	72 178,49 1,3 Hf Hafnium	73 180,95 1,5 Ta Tantal	74 183,85 1,7 W Wolfram	75 186,21 1,9 Re Rhenium	76 190,2 2,2 Os Osmium	77 192,22 2,2 Ir Iridium	78 195,09 2,2 Pt Platin	79 196,97 2,4 Au Gold	80 200,59 1,9 Hg Quecksilber
7	89** [227] 1,1 Ac Actinium	104 [261] (Ku) Kurtschatovium	105 [262] (Ns) Nielsbohrium							

Schlüssel

Eigenschaften der Oxide:

basisch | basisch/ sauer | sauer | Edelgase

Farbe

Ordnungszahl — 7 14,007 — relative Atommasse

Elektronegativitätswert — 3,0 N — Symbol

Name — Stickstoff

* Lanthanide

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

** Actinide

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

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

Kurzwort: 030807 Lehrb. Chemie Kl. 8
Schulpreis DDR: 2,65
ISBN 3-06-030807-1