

Chemie für Berufsschulen

VOLK UND WISSEN VOLKSEIGENER VERLAG BERLIN



	I. GRUPPE		II. GRUPPE		III. GRUPPE		IV. GRUPPE	
	Haupt- gruppe	Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Neben- gruppe
1. Periode	1 H 1,0080							
2. Periode	3 Li 6,940		4 Be 9,013		5 B 10,82		6 C 12,011	
3. Periode	11 Na 22,991		12 Mg 24,32		13 Al 26,98		14 Si 28,09	
4. Periode	19 K 39,100		20 Ca 40,08			21 Sc 44,96		22 Ti 47,90
		29 Cu 63,54		30 Zn 65,38	31 Ga 69,72		32 Ge 72,60	
5. Periode	37 Rb 85,48		38 Sr 87,63			39 Y 88,92		40 Zr 91,22
		47 Ag 107,880		48 Cd 112,41	49 In 114,82		50 Sn 118,70	
6. Periode	55 Cs 132,91		56 Ba 137,36			57* La 138,92		72 Hf 178,50
		79 Au 197,0		80 Hg 200,61	81 Tl 204,39		82 Pb 207,21	
7. Periode	87 Fr (223)		88 Ra (226)			89** Ac (227)		

* Lanthaniden

58 Ce 140,13	59 Pr 140,92	60 Nd 144,27	61 Pm (147)	62 Sm 150,35	63 Eu 152,0	64 Gd 157,26
--------------------	--------------------	--------------------	-------------------	--------------------	-------------------	--------------------

** Aktiniden

90 Th 232,05	91 Pa (231)	92 U 238,07	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)
--------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------

V. GRUPPE		VI. GRUPPE		VII. GRUPPE		VIII. GRUPPE			
Haupt- gruppe	Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Neben- gruppe	Haupt- gruppe	Nebengruppe		
						2 He 4,003			
7 N 14,008		8 O 16		9 F 19,00		10 Ne 20,183			
15 P 30,975		16 S 32,066		17 Cl 35,457		18 Ar 39,944			
	23 V 50,95		24 Cr 52,01		25 Mn 54,94		26 Fe 55,85	27 Co 58,94	28 Ni 58,71
33 As 74,91		34 Se 78,96		35 Br 79,916		36 Kr 83,80			
	41 Nb 92,91		42 Mo 95,95		43 Tc (99)		44 Ru 101,1	45 Rh 102,91	46 Pd 106,4
51 Sb 121,76		52 Te 127,61		53 J 126,91		54 Xe 131,30			
	73 Ta 180,95		74 W 183,86		75 Re 186,22		76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,09
83 Bi 209,00		84 Po (210)		85 At (210)		86 Rn (222)			

65 Tb 158,93	66 Dy 162,51	67 Ho 164,94	68 Er 167,27	69 Tm 168,94	70 Yb 173,04	71 Lu 174,99
--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

97 Bk (249)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No	103 Lw
-------------------	-------------------	-------------------	--------------------	--------------------	-----------	-----------

Die Zahlen in Klammern
beziehen sich jeweils
auf ein Isotop
dieses Elementes.

Chemie für Berufsschulen

Ausgabe 1962



Volk und Wissen

Volkseigener Verlag Berlin

1965

Manuskripte für dieses Lehrbuch verfaßten:

Wolfgang Dinter, Leipzig; Wolfgang Eisenhuth, Berlin;

Edward Gutmacher, Berlin; Hans Thomassen, Berlin

Bearbeitung: Verlagsabteilung Chemie

**Vom Ministerium für Volksbildung der Deutschen Demokratischen Republik
als Lehrbuch für die Berufsschulen bestätigt**

Siebente, durchgesehene Auflage

Redaktionsschluß: 24. Oktober 1964

Einband: Heinz Helmes

Zeichnungen: Heinrich Linkwitz, Berlin

ES 11 H · Bestell-Nr. 03 1331-7 · 4,80 MDN

Lizenz Nr. 203 · 1000/64 (DN)

Kartengenehmigung Nr. 1205/64

Satz und Druck: VEB Leipziger Druckhaus, Leipzig (III/18/203)

VORWORT

Die Lösung unserer ökonomischen Aufgaben stellt neue und höhere Anforderungen an die schöpferischen Kräfte der Werktätigen der Deutschen Demokratischen Republik; sie erfordert Facharbeiter mit einer höheren beruflichen Qualifikation und Allgemeinbildung. Deshalb heißt es in den Grundsätzen zur weiteren Entwicklung des Systems der Berufsausbildung unter anderem: „Die Berufsausbildung der Jugendlichen soll breit angelegt sein und umfassend erfolgen.“ Das erfordert auch neue Lehrbücher für die Berufsausbildung, die auf der zehnklassigen allgemeinbildenden polytechnischen Oberschule aufbauen. Das vorliegende Chemielehrbuch hat den Lehrplan für den Unterricht in Chemie an berufsbildenden Schulen für Abgänger der zehnklassigen allgemeinbildenden polytechnischen Oberschule zur Grundlage. Dabei besteht die Schwierigkeit darin, die richtigen Abgrenzungen des Stoffes zur Oberschule und zum Beruf zu finden sowie den allgemeinbildenden Charakter des Chemieunterrichts in der Berufsschule bei höchstmöglicher Berufsbezogenheit zu gewährleisten. Hinzu kommt noch, daß in einer einheitlichen Systematik, die von der Systematik der Chemie bestimmt wird, der Lehrstoff für die Berufsgruppen von sieben Wirtschaftszweigen dargestellt werden muß. Auf Grund der Schwierigkeiten, die sich hieraus für die Entwicklung des Manuskriptes ergeben, kann das vorliegende Lehrbuch nur Übergangscharakter tragen. Einer späteren Auflage wird es vorbehalten sein, im Zusammenhang mit einer breiten Erprobung dieses Lehrbuches in den Berufsschulen bei gleichzeitiger Bearbeitung des Lehrplanes, die noch bestehenden Mängel zu beseitigen. Wir fordern alle Lehrer dazu auf, uns bei dieser Erprobung zu unterstützen und bitten um kritische Beurteilung und um Hinweise, die geeignet sind, dieses Lehrbuch zu verbessern.

Die Redaktion

INHALT

Anorganische Chemie

1. Kapitel

Bedeutung der chemischen Industrie

Zur Entwicklung der chemischen Industrie	13
Standortverteilung der chemischen Industrie	14
Das Chemieprogramm	16
Die chemische Industrie und die anderen Industrie- und Wirtschaftszweige	19
Wiederholungsfragen und Aufgaben.	22

2. Kapitel

Atombau und Periodensystem der Elemente

Zur historischen Entwicklung des Atombegriffes	23
Neuere Vorstellungen vom Bau der Atome.	24
Der Aufbau der Elektronenhülle und das Periodensystem der Elemente . .	29
Gesetzmäßigkeiten des Periodensystems der Elemente	37
Wiederholungsfragen und Aufgaben.	44

3. Kapitel

Arten der chemischen Bindung

Ionenbeziehung (heteropolare Bindung, Ionenbindung)	45
Atombindung (homöopolare Bindung)	48
Vergleich zwischen Atombindung und Ionenbeziehung	50
Metallische Bindung	51
Komplexverbindungen	53
Wiederholungsfragen und Aufgaben.	54

4. Kapitel

Grundlagen der Elektrochemie

Wasser als Lösungsmittel	55
Wesen der elektrolytischen Dissoziation	58
Wäßrige Salzlösungen	67
Elektrochemische Spannungsreihe	73
Erzeugung elektrischer Energie durch chemische Reaktionen	79
Redoxvorgänge	83
Faradaysche Gesetze	88
Galvanotechnik	93
Wiederholungsfragen und Aufgaben.	95

5. Kapitel

Metalle

Begriff, Einteilung	96
Leichtmetalle	97
Schwermetalle	115
Wiederholungsfragen und Aufgaben	137

Organische Chemie

1. Kapitel

Einführung in die organische Chemie

Begriff der organischen Chemie	141
Besonderheiten organischer Verbindungen	141
Einteilung organischer Verbindungen	144
Nomenklatur organischer Verbindungen	145
Wiederholungsfragen und Aufgaben	146

2. Kapitel

Kohlenwasserstoffe

Gesättigte Kohlenwasserstoffe (Alkane)	147
Ungesättigte Kohlenwasserstoffe (Alkene und Alkine)	151
Aromatische Kohlenwasserstoffe	155
Technische Kohlenwasserstoffe	160
Wiederholungsfragen und Aufgaben	169

3. Kapitel

Sauerstoffderivate der Kohlenwasserstoffe

Alkohole	171
Phenole	174
Aldehyde	176
Ketone	178
Karbonsäuren	180
Ester	182
Äther	183
Wiederholungsfragen und Aufgaben	185

4. Kapitel

Kohlenhydrate

Monosacharide	186
Disacharide	188
Polysacharide	192
Wiederholungsfragen und Aufgaben	199

5. Kapitel

Fette und Seifen

Fette	200
Seifen	207

Neutralwaschmittel	212
Wiederholungsfragen und Aufgaben.	214
6. Kapitel	
Eiweißstoffe	
Bedeutung	215
Aufbau der Eiweißstoffe	216
Einteilung der Eiweißstoffe	218
Eigenschaften der Eiweißstoffe	219
Eiweißsynthese	225
Wiederholungsfragen und Aufgaben.	226
7. Kapitel	
Alkaloide	
Allgemeines	227
Alkaloide vom Purintyp	228
Alkaloide vom Pyridintyp	230
Alkaloide vom Isochinolintyp	232
Wiederholungsfragen und Aufgaben.	233
8. Kapitel	
Farbstoffe	
Allgemeines	234
Synthetische organische Farbstoffe	236
Färbvorgänge	242
Farbstoffgruppen nach Gesichtspunkten der Färbereitechnik	244
Wiederholungsfragen und Aufgaben.	247
9. Kapitel	
Plaste — Elaste	
Allgemeines	248
Polymerisationsprodukte	249
Polykondensationsprodukte	258
Wiederholungsfragen und Aufgaben	264
10. Kapitel	
Chemiefasern	
Einteilung, Bedeutung	265
PC-Fasern	266
Polyakrylnitrilfasern	267
Polyamidfasern	269
Polyesterfasern	271
Wiederholungsfragen und Aufgaben	272
Sach- und Namenregister	273

Zeichenerklärung:



Unterrichtsversuche



Unterrichtsversuche, die mit besonderer
Vorsicht durchgeführt werden müssen



Merksätze



Fragen und Aufgaben

Anorganische Chemie

1. KAPITEL

Bedeutung der chemischen Industrie

Zur Entwicklung der chemischen Industrie

In allen Industriestaaten der Erde zählt die chemische Industrie zu den wichtigsten Industriezweigen. Ohne die chemische Industrie und ihre Produkte können wir uns unser modernes Leben kaum vorstellen. Das wird bereits deutlich, wenn man einige der wichtigsten Produkte aufzählt. Denken wir an solche Stoffe wie Kraftstoffe, Schmieröle, Farbstoffe, Arzneimittel, synthetische Fasern, Plaste, Seifen, künstliche Düngemittel sowie Filme und Fotochemikalien!

Die chemische Industrie ist ein sehr junger Industriezweig. In Deutschland entstand die chemische Industrie im wesentlichen in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts und in den ersten Jahrzehnten des 20. Jahrhunderts. Damals wurden in Laboratorien zahlreiche neue Stoffe und Verfahren entwickelt. Diese Arbeiten führten stets zu höheren Profiten der Kapitalisten und dienten häufig nicht der friedlichen Entwicklung. So wurde zum Beispiel die Ammoniaksynthese nicht nur entwickelt, damit Düngemittel für die Landwirtschaft hergestellt werden können, sondern sie sollte vor allem Ausgangsstoffe für die Sprengstoffindustrie liefern. Dadurch war es den Militaristen und Imperialisten in Deutschland möglich, im ersten imperialistischen Weltkrieg Sprengstoffe zu erhalten, für die der Chilesalpeter, der eingeführt werden mußte, bisher die ausschließliche Rohstoffgrundlage war.

- *Nennen Sie weitere Beispiele dafür, daß die chemische Industrie in Deutschland vor 1945 den Zielen der Imperialisten und Militaristen diente!*

Zu Beginn dieses Jahrhunderts wurde die chemische Industrie bereits völlig von großen Konzernen beherrscht, die ihre Macht immer weiter ausdehnten. Da die chemische Industrie zur Kriegsvorbereitung und -führung benutzt wurde, ergaben sich für die Aktionäre außerordentlich hohe Profite. Als Beispiel dafür sei der Reingewinn des IG-Farben-Konzerns genannt, der 1943 843 Millionen Mark betrug; dieser Betrag ist größer als das Gründungskapital, über das dieser Konzern 1925 verfügte. Die Kriegsrüstung und Kriegführung hatten nicht nur derartig hohe Profite zur Folge, sondern auch, daß Millionen Menschen auf den Schlachtfeldern starben, in Gaskammern vergiftet wurden, unter unmenschlichen Bedingungen in Chemiebetrieben arbeiteten und die geschaffenen Werte im Krieg innerhalb kürzester Zeit vernichtet wurden.

Nach der Zerschlagung des Hitlerfaschismus im Jahre 1945 wurde im Potsdamer Abkommen von allen vier Besatzungsmächten festgelegt, die Kriegsverbrecher zu ent-

eigenen und die Konzernherren zu entmachten. Diese Maßnahmen wurden auf dem Gebiet der damaligen Sowjetischen Besatzungszone Deutschlands mit aller Konsequenz durchgeführt. In den Westzonen dagegen blieben die Konzernherren an der Macht. Die Regierung, die sie sich in Westdeutschland geschaffen haben, führt eine Politik der Kriegsvorbereitung und Expansion. Aus dieser Politik versprechen sich auch die Aktionäre der IG-Farben, wenn auch heute unter anderem Firmenschild, wiederum größte Gewinne.

- *Wie kann diesem auf die Vernichtung von Menschen und Werten gerichteten Bestreben der westdeutschen Imperialisten Einhalt geboten werden?*

In unserer Republik ist die chemische Industrie Eigentum des Volkes. Auf dieser Grundlage entwickelt sich bei uns die chemische Industrie besonders rasch. Sie ist mit rund 15% an der Gesamtbruttoproduktion unserer Republik beteiligt und gehört damit zu den Industriezweigen, die eine führende Stellung beim umfassenden Aufbau des Sozialismus einnehmen.

Standortverteilung der chemischen Industrie

Der Aufbau unserer chemischen Industrie nach 1945 war anfangs mit großen Schwierigkeiten verbunden. Nur etwa ein Drittel der gesamtdeutschen Produktion dieses Industriezweiges wurde auf unserem Gebiet erzeugt (Abb. 1). Viele Großbetriebe, die wichtige Grundchemikalien, Arzneimittel, Plaste und andere wichtige Erzeugnisse herstellten, lagen auf dem Gebiet Westdeutschlands. Da die Westmächte das Potsdamer Abkommen fortgesetzt verletzten und die wirtschaftliche und politische Spaltung Deutschlands herbeiführten, war der Aufbau unserer chemischen Industrie sehr erschwert. Hinzu kam, daß die meisten Betriebe der chemischen Industrie auf dem heutigen Gebiet unserer Republik stark zerstört waren.

In der ersten Aufbauperiode gelang es unseren Arbeitern, Technikern, Ingenieuren und Wissen-

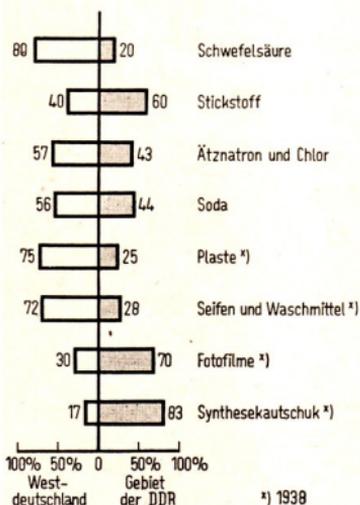


Abb. 1 Verteilung der Produktion einiger Produkte der chemischen Industrie auf Westdeutschland und die Deutsche Demokratische Republik (Stand nach Ende des zweiten Weltkrieges)

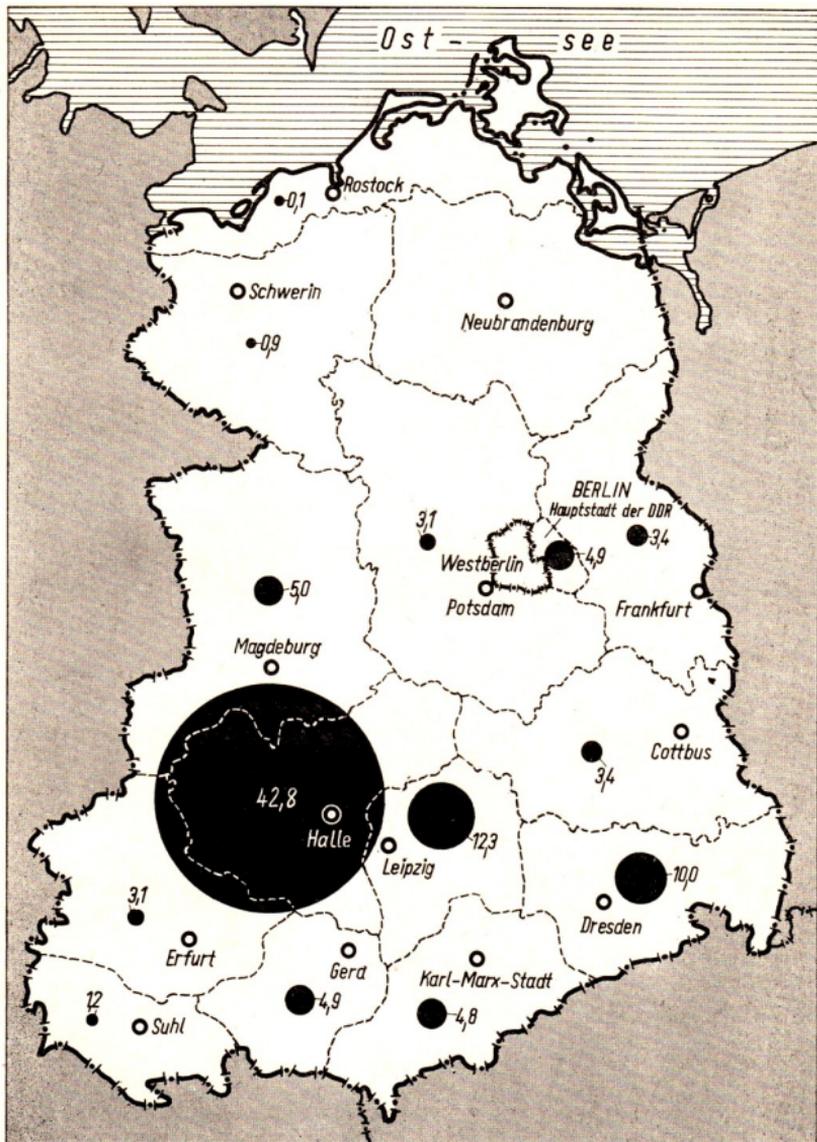


Abb. 2 Anteil der Bezirke an der Produktion chemischer Erzeugnisse in der DDR (1958)

schaftlern, mit Unterstützung der damaligen Sowjetischen Militärverwaltung die vorhandenen Produktionsstätten wieder aufzubauen und bereits 1948 den Stand der Vorkriegsproduktion der chemischen Industrie von 1936 zu erreichen. Mit dem ersten Volkswirtschaftsplan, dem Zweijahrplan, begannen auch der systematische Wiederaufbau und die Weiterentwicklung unserer chemischen Industrie. In den sich anschließenden Fünfjahrplänen wurde diese Entwicklung fortgesetzt. Es galt dabei, alle Anstrengungen zu unternehmen, die bestehenden Disproportionen zu überwinden. Es entstanden neue Produktionskapazitäten für die wichtigsten Grundchemikalien, wie Schwefelsäure, Chlor und Natriumkarbonat. Auch die Produktion von Düngemitteln, Chemiefasern, synthetischem Kautschuk und Kraftstoffen wurde wesentlich erhöht. Zu den Neubauten dieser Zeit gehören zum Beispiel die erste Braunkohlengroßkokerei der Welt im VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer und die Schwefelsäurefabrik im VEB Farbenfabrik Wolfen. Die Produktion unserer chemischen Industrie hatte 1959 bereits den Stand von 1936 um das 4,5fache übertroffen.

Eine weitere Schwierigkeit beim Aufbau unserer chemischen Industrie ergab sich aus der kapitalistischen Wirtschaftspolitik vor 1945, die unter anderem darauf gerichtet war, die chemische Industrie nur in einigen wenigen Zentren zu konzentrieren und einen starken Gegensatz zwischen landwirtschaftlichen und industriellen Gebieten zu schaffen oder zu erhalten.

In unserer Republik ist die Industrialisierung aller Bezirke vorgesehen. Es entstehen daher auch in den Bezirken unserer Republik neue Chemiewerke und Chemiezentren, die bisher industriell noch wenig erschlossen waren.

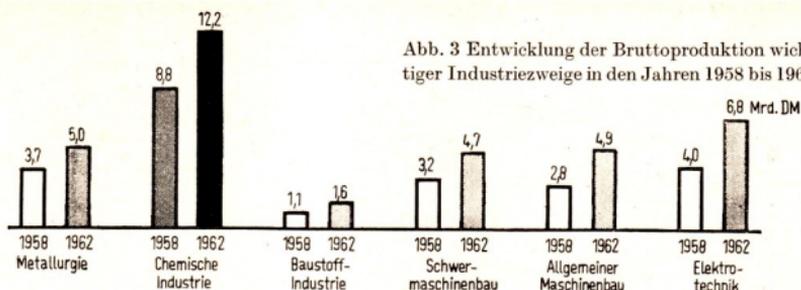
● *Nennen Sie dafür Beispiele!*

Mit Abbildung 2 (S. 15) ist ein Überblick über den Anteil der Bezirke der Deutschen Demokratischen Republik an der Produktion der chemischen Industrie gegeben.

Das Chemieprogramm

Zur weiteren Entwicklung der chemischen Industrie in unserer Republik beschloß die Regierung im Jahre 1958 auf Vorschlag des Zentralkomitees der Sozialistischen Einheitspartei Deutschlands das erste deutsche Chemieprogramm. Mit dem Chemieprogramm ist der Aufbau unserer chemischen Industrie als ein Schwerpunkt unserer industriellen Entwicklung gekennzeichnet. Die Abbildung 3 zeigt die Entwicklung der industriellen Bruttoproduktion einiger bedeutender Industriezweige seit dem Jahre 1958 bis zum Jahre 1962. Während dieser Zeit wurde die Produktion der chemischen Industrie in der Deutschen Demokratischen Republik beträchtlich gesteigert. In den Beschlüssen des VI. Parteitag des Sozialistischen Einheitspartei Deutschlands wurde die führende Stellung der chemischen Industrie in der Volkswirtschaft

Abb. 3 Entwicklung der Bruttoproduktion wichtiger Industriezweige in den Jahren 1958 bis 1962



unserer Republik betont. Im Programm der Sozialistischen Einheitspartei Deutschlands heißt es dazu: „Die Güte und die Menge ihrer Erzeugnisse bestimmen wesentlich das Entwicklungstempo, die Produktivität und die Qualität der Erzeugnisse anderer Zweige der Volkswirtschaft und die Erträge der Landwirtschaft. Die chemische Industrie, insbesondere die Produktion von Plasten und Chemiefasern, bietet eine Fülle von Produkten, die dem technischen Fortschritt dienen und den Wohlstand der Bevölkerung erhöhen.“

- *Erläutern Sie an Hand von Beispielen den Einfluß der chemischen Industrie auf andere Bereiche unserer Volkswirtschaft und auf den Wohlstand der Bevölkerung!*

Ein Schwerpunkt des Chemieprogramms ist die gesteigerte Produktion an Plasten und Chemiefasern. Die hervorragenden Eigenschaften der Plaste haben sie als vielseitig verwendbare Werkstoffe bereits in den meisten Industriezweigen unentbehrlich gemacht. Auch in unserem täglichen Leben wenden wir immer häufiger formschöne Erzeugnisse aus praktischen und farbigen Plasten an. Die Plaste ermöglichen es unserer Leichtindustrie, die Versorgung der Bevölkerung mit hochwertigen Gebrauchsgütern in schnellem Tempo zu steigern.

- *Nennen Sie Erzeugnisse, die aus Plasten hergestellt werden!*

Neben Plasten werden auch ständig größere Mengen an Chemiefasern hergestellt.

- *Nennen Sie die Ihnen bekannten Chemiefasern!*

Die Lösung der großen Aufgaben auf dem Gebiete der chemischen Industrie schließt die rasche Entwicklung der Herstellung anorganischer und organischer Grundchemikalien ein. Dazu wurden unter anderem eine große Karbidfabrik im VEB Chemische Werke Buna Schkopau und eine Gips-Schwefelsäure-Anlage im VEB Chemiewerk Coswig errichtet. Im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“ entsteht ein neuer Werkteil und im Norden unserer Republik wird am VEB Erdölverarbeitungswerk Schwedt (Oder) gebaut.

- *Nennen Sie weitere Bauvorhaben in der chemischen Industrie! Nennen Sie Grundchemikalien, die in neuen Werken unserer chemischen Industrie hergestellt werden! Werten Sie dazu populärwissenschaftliche Zeitschriften und die Tagespresse aus!*

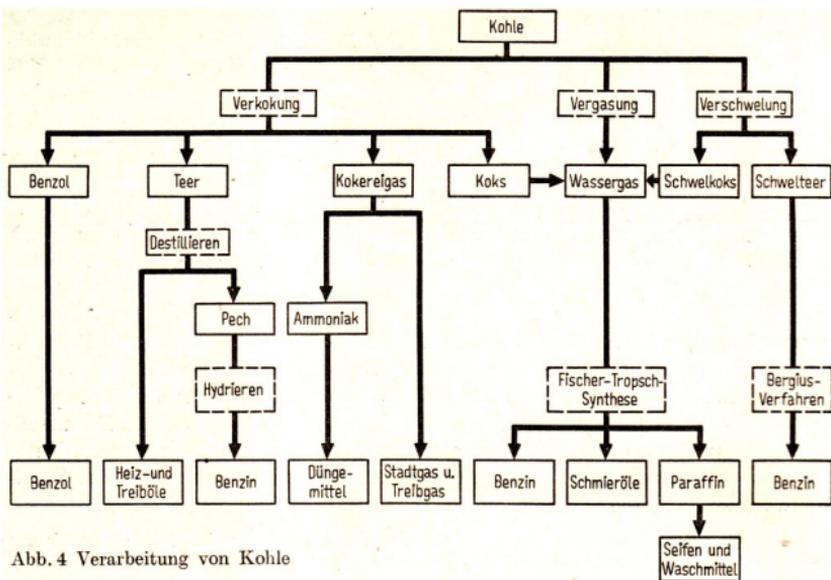


Abb. 4 Verarbeitung von Kohle

Die in unserer Republik in reichlichem Maße vorkommenden Rohstoffe Kohle und Kalk werden verstärkt zur Herstellung organischer Grundchemikalien eingesetzt. Gegenwärtig entfallen etwa 35% der Braunkohlenförderung der Welt auf unsere Republik. Die Braunkohle wird chemisch weiterverarbeitet. Dafür kommen im wesentlichen zunächst die Verkokung, Vergasung und Verschmelzung in Frage. Diese Verfahren liefern vor allem Zwischenprodukte, aus denen zahlreiche organische Verbindungen hergestellt werden. Mit der Übersicht in Abbildung 4 wird ein grober, bei weitem nicht vollständiger Überblick über die Verarbeitung der Kohle gegeben. Neben der Kohle gewinnt auch bei uns das Erdöl als Rohstoff ständig wachsende Bedeutung. Es läßt sich in der chemischen Industrie mit großem ökonomischen Nutzen verwenden. Dieser Rohstoff wird uns vor allem im Rahmen der engen wirtschaftlichen Zusammenarbeit der sozialistischen Länder aus der Sowjetunion geliefert. Nachdem die Erdölleitung „Freundschaft“ fertiggestellt wurde, erhalten wir noch größere Mengen dieses Rohstoffes.

- Informieren Sie sich in populärwissenschaftlichen Zeitschriften und in der Tagespresse über den Bau dieser Erdölleitung!

Die schnelle Entwicklung unserer Chemieproduktion trägt dazu bei, unsere Wirtschaft von Importen aus Westdeutschland und den kapitalistischen Staaten störfrei zu machen. Eine wichtige Rolle spielt hierbei die internationale sozialistische Zusammenarbeit. Über die ständige Kommission für Chemie im Rat für Gegenseitige

Wirtschaftshilfe werden die Perspektivpläne der Mitgliedstaaten aufeinander abgestimmt. Unser Chemieprogramm ist somit gleichzeitig ein Teil des großen Programms zur wirtschaftlichen Entwicklung des sozialistischen Lagers.

Die chemische Industrie und die anderen Industrie- und Wirtschaftszweige

Die chemische Industrie ist in vielfältiger Weise mit den anderen Zweigen unserer Volkswirtschaft verknüpft. Die chemische Industrie erhält von anderen Industriezweigen Rohstoffe, Produkte und Dienstleistungen. Aus Naturstoffen und anderen Ausgangsstoffen werden in der chemischen Industrie neue Produkte hergestellt, die in anderen Industriezweigen weiterverarbeitet und angewandt werden oder die direkt zur Versorgung der Bevölkerung dienen. Das Chemieprogramm ist daher nicht nur Sache der chemischen Industrie, sondern Angelegenheit der gesamten Volkswirtschaft. Mit Abbildung 5 wird die Verknüpfung der chemischen Industrie mit einigen anderen wichtigen Industrie- und Wirtschaftszweigen im Überblick gezeigt.

- *Nennen Sie die Beziehungen, die der Industrie- oder Wirtschaftszweig, in dem Sie beschäftigt sind, zur chemischen Industrie hat!*

1. Chemische Industrie und Land- und Forstwirtschaft

Die Land- und Forstwirtschaft liefert der chemischen Industrie vor allem Holz. Es dient zur Herstellung halbsynthetischer Fasern, wie Kunstseide und Zellwolle, und Erzeugnissen, wie Zelluloid, Zellglas und Zellulosenitrat. In Form von Holzmehl wird es als Füllstoff für Preßmassen verwendet, aus denen Rundfunkgehäuse, Isoliermaterial und andere Gebrauchsgegenstände hergestellt werden. Schilf und Stroh sind ebenfalls Rohstoffe für die Zellstoffproduktion.

Von außerordentlicher Bedeutung für die Land- und Forstwirtschaft sind die Produkte, die die chemische Industrie liefert. Dazu gehören Düngemittel, Schädlingsbekämpfungs- und Pflanzenschutzmittel. In neuerer Zeit kommt in der Tieraufzucht solchen Produkten wie Vitaminen und Nährsalzen, die ebenfalls die chemische Industrie liefert, immer größere Bedeutung zu.

- *Erläutern Sie, weshalb die chemische Industrie für die landwirtschaftliche Produktion außerordentlich wichtig ist!*

2. Chemische Industrie und Maschinenbau

Die chemische Industrie ist in hohem Maße von der Metallurgie und dem Maschinenbau abhängig. Ein größeres Chemiewerk unserer Republik enthält zum Beispiel 400000 t installierte Metalle in Form von Apparaten, Maschinen und Rohrleitungen.

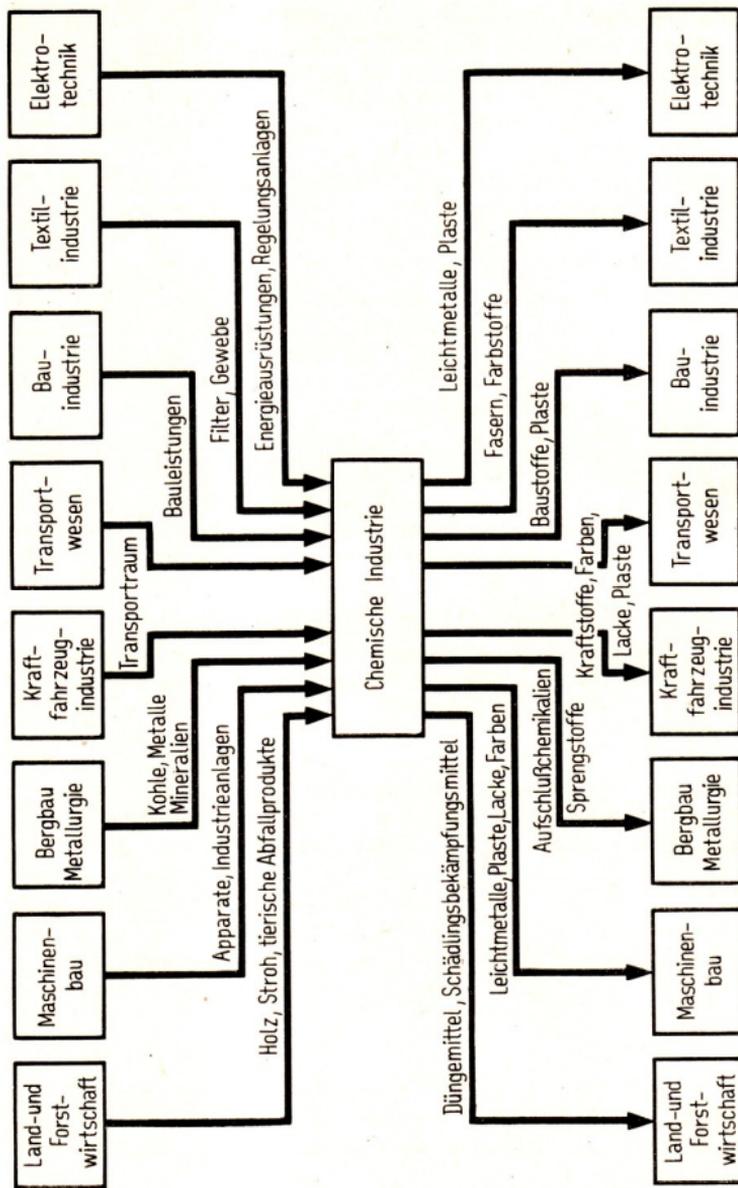


Abb. 5 Schematische Darstellung der Verknüpfung der chemischen Industrie mit anderen Zweigen der Volkswirtschaft

Die in der chemischen Industrie verwendeten metallischen Werkstoffe müssen oft ganz speziellen Anforderungen genügen, denn häufig wird hier mit stark korrodierend wirkenden Stoffen, bei hohem Druck und hoher Temperatur gearbeitet.

Die Verwirklichung des Chemieprogramms ist eng mit der gesteigerten Produktion von Chemieanlagen verbunden. Damit wird das Chemieprogramm gleichzeitig zu einem Maschinenbauprogramm.

Der Maschinenbau ist seinerseits auch auf Produkte der chemischen Industrie angewiesen, wie zum Beispiel Leichtmetalle, Plaste, Isoliermaterialien, Farben und Lacke, Schmierstoffe und Kraftstoffe sowie eine große Anzahl weiterer chemischer Erzeugnisse. Vielfach haben solche Produkte, die von der chemischen Industrie neu entwickelt wurden, zu völlig neuen Arbeitsmethoden im Maschinenbau geführt. So werden in neuerer Zeit zum Verbinden von Metallteilen Metallkleber mit großem Erfolg eingesetzt, die der VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“ herstellt.

3. Chemische Industrie und Bauwirtschaft

Der verstärkte Ausbau unserer chemischen Industrie, eines führenden Industriezweiges der Volkswirtschaft in der Deutschen Demokratischen Republik, stellt auch der Baustoffindustrie und dem Bauwesen große Aufgaben.

Die rasche Entwicklung unserer chemischen Industrie wird vom Bauwesen durch besondere Arbeitsverfahren unterstützt. Dabei spielen das industrielle Bauen und die Freiluftbauweise bei Großbauten eine immer größere Rolle.

Die Baustoffindustrie liefert für die chemische Industrie Materialien, mit denen zum Beispiel bestimmte Reaktionsräume ausgekleidet werden. Von der Qualität dieser Stoffe hängt oftmals der gesamte Produktionsprozeß ab. Beim Behälterbau für die chemische Industrie werden verstärkt Porzellan, Keramik und Glas angewandt. Diese Stoffe zeichnen sich durch große Korrosionsbeständigkeit gegenüber aggressiven Gasen und Flüssigkeiten aus.

Vielfältig sind die Produkte, die die Bauwirtschaft von der chemischen Industrie erhält. Bei einigen chemisch-technischen Verfahren fallen Baustoffe an. Beim Gips-Schwefelsäure-Verfahren entsteht je Tonne Schwefelsäure eine Tonne hochwertiger Portlandzement, und bei der Äthinherstellung auf der Basis von Kalziumkarbid wird zugleich Löschkalk erzeugt, der als Bunakalk Bestandteil von Mörteln ist. Das Bauwesen verwendet Bauteile aus Plasten, zum Beispiel bei Installationsarbeiten in Form von Rohren, Dachrinnen und Armaturen. Darüber hinaus liefert die chemische Industrie der Bauwirtschaft Hilfsmittel, so zum Beispiel Korrosionsschutzmittel, Isoliermaterialien, Farben und Lacke sowie Frostschutzmittel, die für die Bautätigkeit im Winter wichtig sind.

4. Chemische Industrie und weitere Industriezweige

Aus der Abbildung 5 ist ersichtlich, daß die chemische Industrie auch mit anderen Industrie- und Wirtschaftszweigen eng verbunden ist. So liefert zum Beispiel die

Textilindustrie Filtertücher, Asbestgewebe und andere Textilien; die Elektrotechnik liefert Energieausrüstungen und Geräte der Meß-, Steuer- und Regelungstechnik, an denen in der chemischen Industrie infolge weitgehender Automatisierung chemisch-technischer Verfahren großer Bedarf besteht; Bergbauprodukte, wie Kohle und Salze, sind wichtige Rohstoffe für die chemische Industrie. Die Kraftfahrzeugindustrie und das Transportwesen stellen den erheblichen Transportraum, den die chemische Industrie benötigt, zur Verfügung. Die Verknüpfung der chemischen Industrie mit diesen Industriezweigen ist wechselseitig. So werden der Textilindustrie von der chemischen Industrie Chemiefasern und Farbstoffe geliefert, die Elektrotechnik erhält Installationsmaterial aus Plasten, und der Kraftfahrzeugindustrie werden unter anderem Reifen aus synthetischem Kautschuk zur Verfügung gestellt. Enge Beziehungen bestehen auch zwischen der chemischen Industrie und der Leichtindustrie, der Lebensmittelindustrie, der Energiewirtschaft und anderen Zweigen der Volkswirtschaft.

Wiederholungsfragen und Aufgaben

1. Wie vollzog sich die Entwicklung der chemischen Industrie in Deutschland vor 1945 und nach 1945?
2. Nennen Sie wichtige Chemiebetriebe unserer Republik!
3. Welche Schwierigkeiten mußten beim Aufbau unserer chemischen Industrie nach 1945 überwunden werden?
4. Begründen Sie, warum das Chemieprogramm gleichzeitig ein Maschinenbauprogramm ist!
5. Welche Beziehungen bestehen zwischen der chemischen Industrie und der Land- und Forstwirtschaft, dem Maschinenbau und der Bauwirtschaft?
6. Welche Bedeutung hat der Aufbau des VEB Erdölverarbeitungswerk Schwedt (Oder) für unsere chemische Industrie und weitere Industrie- und Wirtschaftszweige?

Atombau und Periodensystem der Elemente

Zur historischen Entwicklung des Atombegriffes

Schon seit vielen hundert Jahren beschäftigten sich die Menschen mit der Frage nach dem Aufbau der Stoffe. Die ersten Vorstellungen darüber, daß die Stoffe aus kleinsten Teilchen, den Atomen, aufgebaut sind, gehen zurück zu dem im 5. Jahrhundert v. u. Z. lebenden griechischen Philosophen DEMOKRIT VON ABDERA. Nach seinen Vorstellungen bestehen alle Stoffe aus kleinsten, verschieden geformten Körnchen unterschiedlicher Größe. Diese Ansichten waren jedoch nicht das Ergebnis exakter Naturbeobachtungen oder von Experimenten, sondern sie beruhten lediglich auf spekulativen Überlegungen. Die Vorstellungen DEMOKRITS gerieten später in Vergessenheit. Erst als im 17. Jahrhundert eine wissenschaftliche Forschung auf dem Gebiet der Chemie einsetzte, wurden die Vorstellungen DEMOKRITS wieder aufgegriffen.

In den folgenden Jahren trugen die Arbeiten vieler Forscher, von denen besonders der englische Physiker ROBERT BOYLE (1627–1691), der russische Wissenschaftler MICHAEL WASSILIEWITSCH LOMONOSSOW (1711–1765), die französischen Chemiker ANTOINE LAURENT LAVOISIER (1743–1794) und JOSÉPHE-LOUIS PROUST (1754–1826) zu nennen sind, dazu bei, daß zu Beginn des 19. Jahrhunderts eine Theorie vom Aufbau der Elemente aus Atomen aufgestellt werden konnte, die in ihren Grundzügen noch heute Gültigkeit hat. Diese Theorie, die erstmals von dem englischen Gelehrten JOHN DALTON ausgesprochen wurde, war damals noch eine Hypothese¹. Nach dieser Hypothese besteht jedes Element aus einer bestimmten Art von Atomen, die als unteilbare, kugelförmige, gleichmäßig von Stoff erfüllte Gebilde betrachtet werden. Diese sehr vereinfachten Vorstellungen vom Bau der Atome wurden durch spätere Forschungen, an denen viele hervorragende Wissenschaftler beteiligt sind, korrigiert. Wenn auch DALTONS atomistische Auffassung vom Bau der Stoffe sehr unvollständig war, reichte sie jedoch aus, quantitative Verhältnisse bei chemischen Reaktionen, wie zum Beispiel das Gesetz von der Erhaltung der Masse und das Gesetz der konstanten Proportionen, zu erklären.

- *Erläutern Sie das Gesetz von der Erhaltung der Masse und das Gesetz der konstanten Proportionen an Beispielen!*

¹ Unter „Hypothese“ versteht man eine wissenschaftlich begründete Annahme.

Neuere Vorstellungen vom Bau der Atome

1. Atommodelle

Mit der Entdeckung der radioaktiven Strahlen gegen Ende des vorigen Jahrhunderts trat die Erforschung des Aufbaus der Stoffe in ein neues Stadium. Im Jahre 1906 untersuchte der englische Forscher ERNEST RUTHERFORD Vorgänge, die er beim Durchgang von radioaktiven Strahlen durch dicke Luftschichten und dünne Metallfolien beobachtete. Er stellte fest, daß α -Strahlen (He^{2+}) eine sehr dünne Goldfolie von $4 \cdot 10^{-5}$ cm Stärke ungehindert durchdringen. Nur jedes zwanzigtausendste Teilchen wurde bei RUTHERFORDS Versuchen um 90° oder mehr aus seiner Bahn abgelenkt.

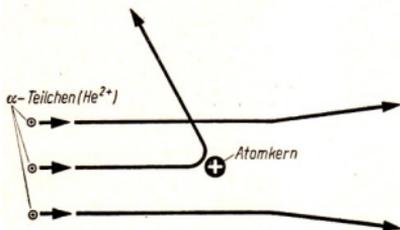


Abb. 6 Ablenkung von α -Teilchen durch den Atomkern

Diese Erscheinung konnte mit der zu dieser Zeit vertretenen Ansicht, nach der die Atome mit Stoff erfüllte Kugeln waren, nicht erklärt werden. Der Durchmesser der Atome war bereits 1865 von JOSEF LOSCHMIDT mit 10^{-8} cm bestimmt worden. In der von RUTHERFORD verwendeten Goldfolie mußten sich also mehrere hundert Schichten von Atomen übereinander befinden. Da die Atome in Metallen dicht gepackt vorliegen, hätten sich, entsprechend der DALTONSchen Hypothese über den Bau der Atome, α -Teilchen nicht durch die Metallfolie bewegen dürfen. Da die Ergebnisse seiner Experimente dem widersprachen, nahm RUTHERFORD an, daß die Masse des Atoms nicht gleichmäßig über das ganze Atom verteilt, sondern im wesentlichen in einem **Atomkern** konzentriert ist. Diesem Kern schrieb RUTHERFORD positive elektrische Ladung zu, da einige der ebenfalls positiv geladenen α -Teilchen stark abgelenkt oder zurückgeworfen wurden (Abb. 6).

Da die Atome trotz der positiven Ladung der Kerne nach außen hin neutral erscheinen, muß die positive Ladung des Kerns durch negative Ladungen im Atom selbst ausgeglichen werden. Zur Zeit der Versuche RUTHERFORDS war bereits bekannt, daß Metallkatoden in evakuierten Entladungsröhren beim Anlegen einer hohen Spannung Katodenstrahlen aussenden, die aus **Elektronen** bestehen. Diese Elektronen können nur aus dem Metall des Katodenmaterials, also aus Metallatomen, stammen. Da die Elektronen negative Ladung aufweisen, lag der Schluß nahe, daß sie die Träger der negativen Ladung im Atom sind.

RUTHERFORD faßte seine Erkenntnisse in einer Modellvorstellung über den Atombau zusammen. Danach befindet sich in der Mitte des Atoms ein positiv geladener Atomkern, dessen Durchmesser wesentlich kleiner als der des gesamten Atoms ist. Der Durchmesser der Atome liegt bei 10^{-8} cm, der der Kerne jedoch nur bei 10^{-13} bis 10^{-12} cm. Der Durchmesser der Atomkerne beträgt somit nur den zeh- bis

hunderttausendsten Teil des Atomdurchmessers. Der Atomkern ist von Elektronen umgeben. Sie bilden die **Elektronenhülle**.

► **Die Atome bestehen aus einem positiv geladenen Kern, der von negativ geladenen Elektronen umgeben ist.**

Der dänische Physiker **NIELS BOHR** (1913) und der deutsche Chemiker **A. SOMMERFELD** (1915) entwickelten das **RUTHERFORDSche Atommodell** weiter. Die heutigen Kenntnisse vom Bau der Atome sind bereits vollkommener, das sogenannte **RUTHERFORD-BOHRsche Atommodell** ist aber auch heute noch geeignet, viele Erscheinungen in einfacher Weise zu erklären. Wir müssen jedoch beachten, daß es sich beim **RUTHERFORD-BOHRschen Atommodell** um eine Vorstellung handelt, die nicht in allen Punkten der Wirklichkeit entspricht. Vor allem in den letzten Jahrzehnten haben die Wissenschaftler viele neue Einsichten in die Struktur und die Bewegungsgesetze im Atom erhalten.

2. Der Atomkern - Isotope

1919 gelang es **RUTHERFORD**, aus Atomkernen positiv geladene Teilchen abzuspalten, die er **Protonen** nannte. Die Ladung der Protonen entspricht der kleinsten möglichen elektrischen Ladung, die man als **Elementarladung** bezeichnet. Die Elektrizitätsmenge der elektrischen Elementarladung beträgt $1,6 \cdot 10^{-19}$ As.

Die Anzahl der in einem Atomkern enthaltenen Protonen gibt man als **Kernladungszahl** an. Gewöhnlicher Wasserstoff hat die Kernladungszahl 1, das heißt, sein Atomkern besteht aus einem Proton. Einem Proton kann man die relative Masse („Atomgewicht“¹) 1 zuschreiben. Dazu führen folgende Überlegungen: Der Atomkern des Wasserstoffs wird von einem Elektron umkreist, dessen Masse nur etwa den 1850. Teil der Masse des Wasserstoffatoms beträgt (Atomgewicht des Wasserstoffs = 1,0078).

Neben dem gewöhnlichen Wasserstoff gibt es einen sogenannten schweren Wasserstoff, das **Deuterium**. Deuterium ist verhältnismäßig selten; auf etwa 5000 Wasserstoffatome kommt ein Deuteriumatom. Seine Masse ist rund doppelt so groß wie die eines gewöhnlichen Wasserstoffatoms, obwohl es nur ein Proton im Kern besitzt. Die Erklärung hierfür geht auf Forschungsergebnisse des englischen Chemikers **JAMES CHADWICK** zurück. Er entdeckte 1932 einen weiteren Kernbestandteil, das **Neutron**, dessen Masse (1,0090 atomare Masseeinheiten) der des Protons nahezu gleich ist. Das Neutron unterscheidet sich vom Proton im wesentlichen durch seine elektrische Neutralität. Man nimmt heute an, daß sich alle Atomkerne, ausgenommen gewöhnlicher Wasserstoff, aus Protonen und Neutronen zusammensetzen.

Der Kern des Deuteriumatoms besteht demnach aus einem Proton und einem Neutron. Deuterium hat daher die Kernladungszahl 1, jedoch die Masse 2. Man be-

¹ Das „Atomgewicht“ ist eine Massenvergleichszahl.

zeichnet Atome, die wie gewöhnlicher Wasserstoff und Deuterium die gleiche Kernladungszahl, jedoch verschiedene Masse haben, als **Isotope**¹. Isotope eines Elementes enthalten also in ihren Atomkernen die gleiche Anzahl Protonen, aber eine verschiedene Anzahl Neutronen. Chemisch verhalten sich die Isotope eines Elementes gleichartig. Bei den meisten Elementen treten Isotope auf. Tabelle 1 gibt einen Überblick über den Aufbau der Atomkerne der ersten 20 Elemente des Periodensystems der Elemente.

Tabelle 1 Aufbau der Atomkerne einiger Elemente

Element	Symbol	Protonenzahl \triangleq Ordnungszahl	Neutronenzahl (häufiger auftretende)
Wasserstoff	H	1	0; 1
Helium	He	2	2
Lithium	Li	3	4; 3
Beryllium	Be	4	5
Bor	B	5	6; 5
Kohlenstoff	C	6	6; 7
Stickstoff	N	7	7; 8
Sauerstoff	O	8	8; 10; 9
Fluor	F	9	10
Neon	Ne	10	10; 12; 11
Natrium	Na	11	12
Magnesium	Mg	12	12; 13; 14
Aluminium	Al	13	14
Silizium	Si	14	14; 15; 16
Phosphor	P	15	16
Schwefel	S	16	16; 17; 18
Chlor	Cl	17	18; 20
Argon	Ar	18	22; 18; 20
Kalium	K	19	20; 22
Kalzium	Ca	20	20; 24; 22; 28; 23

Aus der Kernladungszahl folgt nicht nur die Zahl der Protonen im Kern und die Zahl der Elektronen in der Atomhülle, sondern auch die **Ordnungszahl** eines Elementes im Periodensystem der Elemente, die stets der Kernladungszahl entspricht. Die Kernladungszahl (Ordnungszahl) stellt man oft dem Symbol des Elementes als Index voran, zum Beispiel ${}_1\text{H}$, ${}_8\text{O}$. Ferner gibt man die **Massenzahl** an, das ist diejenige ganze Zahl, die der Masse des Atoms am nächsten kommt. Sie ergibt sich aus der Anzahl der Protonen plus der Anzahl der Neutronen im Kern und wird oben links vor das Symbol geschrieben, zum Beispiel

${}_1^1\text{H}$ gewöhnlicher Wasserstoff und ${}_1^2\text{H}$ Deuterium.

¹ isos (griechisch) = gleich; topos (griechisch) = Ort.

Mittels Kernladungs- und Massenzahl, die man dem Symbol eines Elementes zuordnet, lassen sich Isotope eines Elementes ausdrücken.

- Schreiben Sie die Symbole für die folgenden Elemente mit ihren Isotopen unter Verwendung der Ordnungszahl und der Massenzahl: Lithium, Natrium, Magnesium und Kalzium!

► In den Atomkernen befinden sich neben den Protonen die elektrisch neutralen Neutronen. Protonen und Neutronen haben annähernd die gleiche Masse. Die Atome eines Elementes haben stets die gleiche Anzahl von Protonen, jedoch oft eine unterschiedliche Anzahl von Neutronen.

Isotope sind Atome eines Elementes, die bei gleicher Kernladungszahl eine unterschiedliche Anzahl von Neutronen besitzen und damit eine unterschiedliche Massenzahl zugeordnet bekommen.

3. Die Elektronenhülle

Die Anzahl der negativen Ladungen in der Elektronenhülle ist im Atom gleich der Anzahl der positiven im Atomkern. Die Anzahl der Elektronen entspricht also der Kernladungszahl. Die Elektronen bewegen sich in ganz bestimmten Abständen vom Kern mit außerordentlich großer Geschwindigkeit auf elliptischen beziehungsweise kreisförmigen Bahnen. Die negativ geladenen Elektronen können nicht in den Atomkern fallen, weil die bei ihrer Bewegung auftretenden Zentrifugalkräfte im Gleichgewicht mit den elektrischen Anziehungskräften zwischen Atomkern und Elektronen stehen.

Jedes um den Kern kreisende Elektron besitzt einen ganz bestimmten Energiegehalt, dementsprechend umkreist das Elektron den Atomkern nur auf ganz bestimmten Bahnen. Diese Bahnen stellen bestimmte Energiestufen des Elektrons dar. Im Normalzustand bewegt sich das Elektron auf der dem Atomkern am nächsten gelegenen in Frage kommenden Bahn, die gleichzeitig die Bahn der kleinsten Energie ist. Bei Zufuhr von Energie in Form von Lichteinstrahlung, Wärmezufuhr oder Anlegen einer elektrischen Spannung kann das Elektron bestimmte Energiebeträge (Energiequanten) aufnehmen und von einem niederen Energiezustand in einen höheren gelangen. Das Elektron beschreibt dann Bahnen, die größeren Kernabstand besitzen. Meist kehren die so angeregten Elektronen nach kurzer Zeit unter Energieabgabe in den Grund- oder Normalzustand zurück. Dabei geben sie die vorher zur Anregung aufgenommene Energie sprunghaft wieder ab, indem sie elektromagnetische Wellen von ganz bestimmter Frequenz aussenden (Abb. 7). Aus bestimmten Untersuchungen

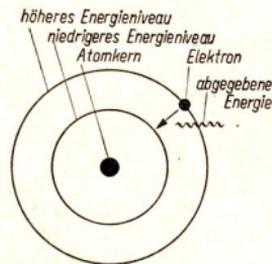


Abb. 7 Energieabgabe beim Übergang eines Elektrons vom höheren zum niederen Energiezustand

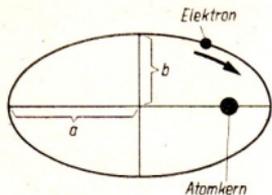


Abb. 8
Ellipsenbahn eines Elektrons

ergab sich, daß in den Atomen jeweils mehrere Elektronen die gleiche Energiestufe besitzen. Elektronen gleicher Energiestufe faßt man zu Gruppen zusammen, die man sich bildlich als **Elektronenschalen** vorstellt. Die dem Kern am nächsten gelegene Schale heißt K- oder Kernschale. Die sich daran anschließenden Schalen werden mit den folgenden Buchstaben des Alphabets, also als L-, M- bis Q-Schale, bezeichnet.

Die Bahn, auf der sich ein Elektron um den Kern bewegt – im einfachsten Falle ist das wie beim Wasserstoffatom eine Kreisbahn –, wird durch die **Hauptquantenzahl** n und die **Nebenquantenzahl** l gekennzeichnet. Durch die Hauptquantenzahl n ist in Abbildung 8 die halbe große Achse a der Ellipse, durch die Nebenquantenzahl l die halbe kleine Achse b gegeben. Es besteht die Beziehung

$$\frac{b}{a} = \frac{l+1}{n}.$$

Die Nebenquantenzahl l kann die Werte 0 bis $(n - 1)$ annehmen.

Ist $l = n$, so wird $b = a$, das bedeutet, daß sich das Elektron auf einer Kreisbahn bewegt. Die Ellipsenbahn wird um so exzentrischer, je kleiner l im Vergleich zu n ist.

Im folgenden werden nur die Hauptquantenzahlen berücksichtigt. Mit zunehmender Hauptquantenzahl steigt innerhalb desselben Atoms der Abstand der Elektronenschale vom Kern:

Schale	K	L	M	N	...
n	1	2	3	4	...

Wieviel Elektronen maximal in einer Schale enthalten sein können, ergibt sich aus der Beziehung

$$Z = 2n^2,$$

wobei Z die Zahl der Elektronen und n die Hauptquantenzahl = Niveauschalennummer ist.

Demnach können

die K-Schale	2 Elektronen,
die L-Schale	8 Elektronen,
die M-Schale	18 Elektronen,
die N-Schale	32 Elektronen

aufnehmen.

► Entsprechend ihrem Energiegehalt bewegen sich die Elektronen in ganz bestimmten Bahnen um den Atomkern.

Die Elektronen der Atomhülle werden zu Gruppen zusammengefaßt, die Elektronenschalen genannt werden.

Die Bahnen der Elektronen sind durch Haupt- und Nebenquantenzahlen gekennzeichnet.

Der Aufbau der Elektronenhülle und das Periodensystem der Elemente

An Hand des Atombaus können wir uns die gesetzmäßige Anordnung der Elemente im Periodensystem erklären. Maßgeblich für die Stellung eines Elementes im Periodensystem der Elemente ist die Ordnungszahl. Mit steigender Ordnungszahl wächst die Anzahl der positiven Ladungen im Kern jeweils um 1. Entsprechend nimmt auch die Elektronenzahl zu.

Im folgenden betrachten wir die Elemente in der Reihenfolge ihrer Ordnungszahlen und vergleichen hierzu ihre Anordnung im Periodensystem der Elemente.

1. Wasserstoff und Helium (1. Periode)

Das Wasserstoffatom (Ordnungszahl 1) besitzt in seinem Kern ein Proton. Das einzige Elektron des Wasserstoffatoms beschreibt eine einquantige Kreisbahn ($n = 1$) um den Atomkern (Abb. 9).

Das Helium (Ordnungszahl 2) besitzt zwei Elektronen, die sich ebenfalls in der **K-Schale** befinden. Entsprechend der Beziehung $Z = 2n^2$ kann diese Schale nur zwei Elektronen aufnehmen. Sie ist somit gesättigt, und mit ihrer Auffüllung ist die erste Periode abgeschlossen.

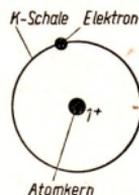


Abb. 9 Atommodell des Wasserstoffatoms

2. Die zweite Periode

Mit dem Element Lithium, das in seinem Kern drei Protonen (Ordnungszahl 3) besitzt, beginnt der Aufbau der nächsten Schale, der **L-Schale**. In seiner Elektronenhülle besitzt das Lithium außer den beiden Elektronen der K-Schale ein Elektron in der L-Schale ($n = 2$). Dieses Elektron beschreibt um den Atomkern eine Bahn mit größerem Durchmesser. Da die zwischen zwei elektrischen Ladungen bestehende Anziehungskraft geringer ist, je größer die Entfernung ist, wird dieses Elektron weniger fest an den Kern gebunden. Es läßt sich daher bereits mit geringem Energieaufwand aus dem Lithiumatom abspalten, wodurch ein positiv geladenes, einwertiges Lithiumion Li^+ entsteht.

Das nächste Element ist das Beryllium. Es besitzt im Kern vier Protonen und in seiner Elektronenhülle entsprechend vier Elektronen. Davon befinden sich zwei in der inneren, abgesättigten K-Schale, während die beiden übrigen auf der Außenschale, der L-Schale, angeordnet sind. Bei Zufuhr eines entsprechenden Energiebetrages werden die beiden Elektronen der Außenschale abgetrennt, und es entsteht ein zweifach positiv geladenes Berylliumion Be^{2+} . Die Elektronen der Außenschale werden auch **Valenzelektronen** genannt. Aus Abbildung 10 ist ersichtlich, wie bei den folgenden Elementen die Außenschalen vom Bor bis zum Neon entsprechend

Gruppennummer	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
	1 H 							2 He 
K-Schale	1							2
	3 Li 	4 Be 	5 B 	6 C 	7 N 	8 O 	9 F 	10 Ne 
K-Schale	2	2	2	2	2	2	2	2
L-Schale	1	2	3	4	5	6	7	8
	11 Na 	12 Mg 	13 Al 	14 Si 	15 P 	16 S 	17 Cl 	18 Ar 
K-Schale	2	2	2	2	2	2	2	2
L-Schale	8	8	8	8	8	8	8	8
M-Schale	1	2	3	4	5	6	7	8

Abb. 10. Atombau der Elemente mit den Ordnungszahlen 1 bis 18

der Zunahme der Kernladung jeweils mit einem weiteren Elektron aufgefüllt werden. Das letzte Element in dieser Periode besitzt in seiner Außenschale acht Elektronen und ist wiederum ein Edelgas. Damit ist auch die L-Schale voll besetzt.

3. Die dritte Periode

Mit dem Element Natrium beginnt der Aufbau der dreiquantigen Bahn, der **M-Schale**. Dabei behalten alle Elemente dieser Periode die einmal erreichte Auffüllung ihrer K-Schale mit zwei und ihrer L-Schale mit acht Elektronen bei. Das Natrium, das in seinem Kern elf Protonen besitzt (Ordnungszahl 11), hat in seiner Außenschale ein Elektron, das sich in relativ großer Entfernung vom Atomkern bewegt. Dieses Valenzelektron wird wie das des Lithiums leicht abgegeben. Das Natriumatom bildet dann das einfach positiv geladene Natriumion Na^+ . Auf das Natrium folgt das Erdalkalimetall Magnesium. Es hat in seiner Elektronenhülle zwölf Elektronen, von denen wiederum zehn in der K- und L-Schale gebunden sind. Die übrigen beiden Elektronen befinden sich als Valenzelektronen in der Außenschale und beschreiben eine Bahn, die relativ weit vom Kern entfernt ist. Dies erklärt die chemische Reaktionsfähigkeit des Magnesiums und seine Fähigkeit, zweifach positiv geladene Magnesiumionen zu bilden.

Bei den auf Natrium und Magnesium folgenden Elementen Aluminium, Silizium, Phosphor, Schwefel und Chlor wird die M-Schale weiter aufgefüllt, bis sie beim letzten Element dieser Periode, dem Argon (Ordnungszahl 18), vorerst abgeschlossen ist. Die Außenschale des Edelgases Argon enthält somit wie die des Edelgases Neon acht Elektronen.

- *Wieviele Elektronen vermag die M-Schale maximal aufzunehmen?*

4. Die vierte Periode

Auf das Edelgas Argon folgt im Periodensystem der Elemente das Alkalimetall Kalium mit der Ordnungszahl 19. Obwohl die M-Schale noch nicht voll aufgefüllt ist, beginnt mit dem Element Kalium, wie aus Tabelle 2, Seite 32 hervorgeht, der Aufbau einer neuen Schale, der N-Schale. In ihr hat das Kalium ein Elektron, während die inneren Schalen mit zwei beziehungsweise acht Elektronen besetzt sind. In seinen Eigenschaften ist das Kalium mit dem Lithium und Natrium verwandt. Auf seiner Außenschale bewegt sich wie bei den beiden erstgenannten Elementen ein Elektron in relativ großem Abstand vom Kern. Es kann daher leicht abgespalten werden, so daß das Kalium wie die Elemente Lithium und Natrium einwertige Ionen bildet. Das auf Kalium folgende Element mit der Ordnungszahl 20 ist das Erdalkalimetall Kalzium. Es hat wie das Magnesium zwei Elektronen in der Außenschale. Das nächste Element im Periodensystem der Elemente ist das Skandium mit der Ordnungszahl 21. Sein zusätzliches Elektron ist jedoch nicht, wie man zunächst annehmen sollte, als drittes Valenzelektron in der Außenschale, der N-Schale, eingebaut. Beim Element Skandium beginnt der weitere Ausbau der nächstinneren Schale, der M-Schale. Diese vermag maximal 18 Elektronen aufzunehmen. Mit dem Element Zink (Ordnungszahl 30) ist dann der Aufbau der M-Schale abgeschlossen. Beginnend mit dem folgenden Element, dem Gallium (Ordnungszahl 31), wird der Aufbau der N-Schale fortgesetzt. Er findet seinen vorläufigen Abschluß wiederum mit einem Edelgas, dem Krypton mit der Ordnungszahl 36.

- *Wieviele Elektronen vermag die N-Schale maximal aufzunehmen?*

5. Die weiteren Perioden

Aus Tabelle 2 geht der Aufbau der Elektronenschalen der Elemente hervor. Mit dem auf das Edelgas Krypton folgenden Element, dem Alkalimetall Rubidium (Ordnungszahl 37), wird der Aufbau der O-Schale eingeleitet. Analog zur N-Schale wird er, nachdem zwei Elektronen aufgenommen wurden, zunächst unterbrochen. Bei den folgenden 10 Elementen, Yttrium (Ordnungszahl 39) bis Kadmium (Ordnungszahl 48), wird wieder die nächstinnere, die N-Schale, auf 18 Elektronen aufgefüllt. Dann erst folgt der weitere Aufbau der O-Schale, bis diese beim Edelgas Xenon acht Elektronen erreicht hat.

Tabelle 2 Anordnung der Elektronen in den Elektronenhüllen

Element	1. Schale	2. Schale	3. Schale	4. Schale	5. Schale	6. Schale	7. Schale
	K	L	M	N	O	P	Q
	$n = 1$	$n = 2$	$n = 3$	$n = 4$	$n = 5$	$n = 6$	$n = 7$
1 H	1						
2 He	2						
3 Li	2	1					
4 Be	2	2					
5 B	2	3					
6 C	2	4					
7 N	2	5					
8 O	2	6					
9 F	2	7					
10 Ne	2	8					
11 Na	2	8	1				
12 Mg	2	8	2				
13 Al	2	8	3				
14 Si	2	8	4				
15 P	2	8	5				
16 S	2	8	6				
17 Cl	2	8	7				
18 Ar	2	8	8				
19 K	2	8	8	1			
20 Ca	2	8	8	2			
21 Sc	2	8	8 + 1	2			
22 Ti	2	8	8 + 2	2			
23 V	2	8	8 + 3	2			
24 Cr	2	8	8 + 4	2			
25 Mn	2	8	8 + 5	2			
26 Fe	2	8	8 + 6	2			
27 Co	2	8	8 + 7	2			
28 Ni	2	8	8 + 8	2			
29 Cu	2	8	8 + 9(10)	2(1)			
30 Zn	2	8	8 + 10	2			
31 Ga	2	8	18	3			
32 Ge	2	8	18	4			
33 As	2	8	18	5			
34 Se	2	8	18	6			
35 Br	2	8	18	7			
36 Kr	2	8	18	8			

Tabelle 2 (Fortsetzung)

Element	1. Schale	2. Schale	3. Schale	4. Schale	5. Schale	6. Schale	7. Schale
	K	L	M	N	O	P	Q
	$n = 1$	$n = 2$	$n = 3$	$n = 4$	$n = 5$	$n = 6$	$n = 7$
37 Rb	2	8	18	8	1		
38 Sr	2	8	18	8	2		
39 Y	2	8	18	8 + 1	2		
40 Zr	2	8	18	8 + 2	2		
41 Nb	2	8	18	8 + 3	2		
42 Mo	2	8	18	8 + 4	2		
43 Tc	2	8	18	8 + 5	2		
44 Ru	2	8	18	8 + 6	2		
45 Rh	2	8	18	8 + 7	2		
46 Pd	2	8	18	8 + 8(10)	2(0)		
47 Ag	2	8	18	8 + 9(10)	2(1)		
48 Cd	2	8	18	8 + 10	2		
49 In	2	8	18	18	3		
50 Sn	2	8	18	18	4		
51 Sb	2	8	18	18	5		
52 Te	2	8	18	18	6		
53 J	2	8	18	18	7		
54 X	2	8	18	18	8		
55 Cs	2	8	18	18	8	1	
56 Ba	2	8	18	18	8	2	
57 La	2	8	18	18	8 + 1	2	
58 Ce	2	8	18	18 + 1	8 + 1	2	
59 Pr	2	8	18	18 + 2	8 + 1	2	
60 Nd	2	8	18	18 + 3	8 + 1	2	
61 Pm	2	8	18	18 + 4	8 + 1	2	
62 Sm	2	8	18	18 + 5	8 + 1	2	
63 Eu	2	8	18	18 + 6	8 + 1	2	
64 Gd	2	8	18	18 + 7	8 + 1	2	
65 Tb	2	8	18	18 + 8	8 + 1	2	
66 Dy	2	8	18	18 + 9	8 + 1	2	
67 Ho	2	8	18	18 + 10	8 + 1	2	
68 Er	2	8	18	18 + 11	8 + 1	2	
69 Tm	2	8	18	18 + 12	8 + 1	2	
70 Yd	2	8	18	18 + 13	8 + 1	2	
71 Lu	2	8	18	18 + 14	8 + 1	2	
72 Hf	2	8	18	32	8 + 2	2	
73 Ta	2	8	18	32	8 + 3	2	
74 W	2	8	18	32	8 + 4	2	

Tabelle 2 (Fortsetzung)

Element	1. Schale	2. Schale	3. Schale	4. Schale	5. Schale	6. Schale	7. Schale
	K	L	M	N	O	P	Q
	$n = 1$	$n = 2$	$n = 3$	$n = 4$	$n = 5$	$n = 6$	$n = 7$
75 Re	2	8	18	32	8 + 5	2	
76 Os	2	8	18	32	8 + 6	2	
77 Ir	2	8	18	32	8 + 7	2	
78 Pt	2	8	18	32	8 + 8	2	
79 Au	2	8	18	32	8 + 9(10)	2(1)	
80 Hg	2	8	18	32	8 + 10	2	
81 Tl	2	8	18	32	18	3	
82 Pb	2	8	18	32	18	4	
83 Bi	2	8	18	32	18	5	
84 Po	2	8	18	32	18	6	
85 At	2	8	18	32	18	7	
86 Rn	2	8	18	32	18	8	
87 Fr	2	8	18	32	18	8	1
88 Ra	2	8	18	32	18	8	2
89 Ac	2	8	18	32	18	8 + 1	2
90 Th	2	8	18	32	18 + 1	8 + 1	2
91 Pa	2	8	18	32	18 + 2	8 + 1	2
92 U	2	8	18	32	18 + 3	8 + 1	2
93 Np	2	8	18	32	18 + 4	8 + 1	2
94 Pu	2	8	18	32	18 + 5	8 + 1	2
95 Am	2	8	18	32	18 + 6	8 + 1	2
96 Cm	2	8	18	32	18 + 7	8 + 1	2
97 Bk	2	8	18	32	18 + 8	8 + 1	2
98 Cf	2	8	18	32	18 + 9	8 + 1	2

An dem Aufbau der Elemente der zuletzt besprochenen beiden Perioden erkennen wir, daß es Gruppen von Elementen gibt, bei denen der Aufbau der äußeren Elektronenschale zugunsten des weiteren Aufbaues der nächstinneren Schale unterbrochen wird. Diese Elemente haben alle die gleiche Anzahl von Elektronen in der Außenschale, jedoch eine unterschiedliche Zahl von Elektronen in der vorletzten Schale. Sie werden **Übergangselemente** oder **Nebengruppenelemente** genannt.

► **Übergangselemente sind solche Elemente, in deren Atomen eine noch nicht voll besetzte innere Elektronenschale weiter aufgefüllt wird.**

Nachdem die O-Schale bei dem Edelgas Xenon acht Elektronen aufgenommen hat, beginnt wiederum der Aufbau einer neuen Schale, der P-Schale. Wie bei den voran-

gegangenen Perioden des Periodensystems wird, nachdem die P-Schale zwei Elektronen aufgenommen hat, beim Lanthan (Ordnungszahl 57) ein neuntes Elektron in die O-Schale eingebaut. Mit dem folgenden Element, dem Zerk (Ordnungszahl 58), setzt sich dann aber der endgültige Ausbau der immer noch nicht voll besetzten N-Schale fort, die beim Element Lutetium die maximale Aufnahmefähigkeit von 32 Elektronen erreicht hat. Die Elemente Lanthan bis Lutetium sind ebenfalls Übergangselemente, sie unterscheiden sich von den uns bisher bekannten Übergangselementen dadurch, daß sie im Aufbau der beiden äußeren Elektronenschalen übereinstimmen. Sie besitzen alle in der P-Schale zwei und in der O-Schale neun Elektronen. Daraus läßt sich die starke Ähnlichkeit in den chemischen Eigenschaften dieser Elemente erklären, die auch **Lanthaniden** genannt werden. Bei dem Element Hafnium (Ordnungszahl 72) wird der unterbrochene Ausbau der O-Schale wieder aufgenommen, und es folgen bis zum Element Quecksilber (Ordnungszahl 80) Übergangselemente. Erst mit dem Element Thallium (Ordnungszahl 81) wird der weitere Ausbau der Außenschale, der P-Schale, fortgesetzt. Er erreicht wiederum bei einem Edelgas, dem Radon (Ordnungszahl 86), einen vorläufigen Abschluß.

In der folgenden Periode des Periodensystems der Elemente beginnt wieder mit einem Alkalimetall, dem Franzium, der Aufbau einer neuen Elektronenschale, der **Q-Schale**. Nachdem diese Schale beim Element Radium zwei Elektronen aufgenommen hat, tritt bei dem folgenden Element, dem Aktinium, ein neuntes Elektron in die P-Schale ein, und bei den darauffolgenden Elementen wird die drittletzte Elektronenschale, die O-Schale, weiter aufgefüllt. Dadurch kommt es zur Bildung einer den Lanthaniden analogen Elementenreihe, den **Aktiniden**. Von den Aktiniden sind bisher Elemente bis zur Ordnungszahl 103 erkannt worden.

► **Die Lanthaniden und Aktiniden sind Übergangselemente, die dadurch gekennzeichnet sind, daß bei ihnen die jeweils drittletzte Elektronenschale aufgefüllt wird. In den beiden äußeren Elektronenschalen besitzen sie die gleiche Anzahl Elektronen.**

Die in Tabelle 2 dargestellte Anordnung der Elektronen auf den verschiedenen Elektronenschalen vereinfacht in einigen Fällen die wirklichen Verhältnisse. So ist es bei einigen Elementen wahrscheinlich, daß sich ein oder zwei Elektronen der Außenschale auf der nächstinneren Schale befinden. In der Tabelle ist das durch die in Klammern angegebenen Zahlen bei Kupfer, Palladium, Silber und Gold angedeutet. Da Kupfer, Silber und Gold auch einwertige Ionen bilden und Palladium in gewisser Weise Edelgascharakter trägt, spricht vieles für eine solche Anordnung. Der stufenweise Aufbau der einzelnen Elektronenschalen bei jedem Element ist in Abbildung 11 veranschaulicht. Der Beginn des Aufbaus einer neuen Elektronenschale stimmt mit dem Beginn einer neuen Periode überein.

● *Schreiben Sie unter Verwendung des Periodensystems der Elemente die Elektronenverteilung für die Elemente Aluminium, Chrom, Krypton, Kadmium und Lanthan auf!*

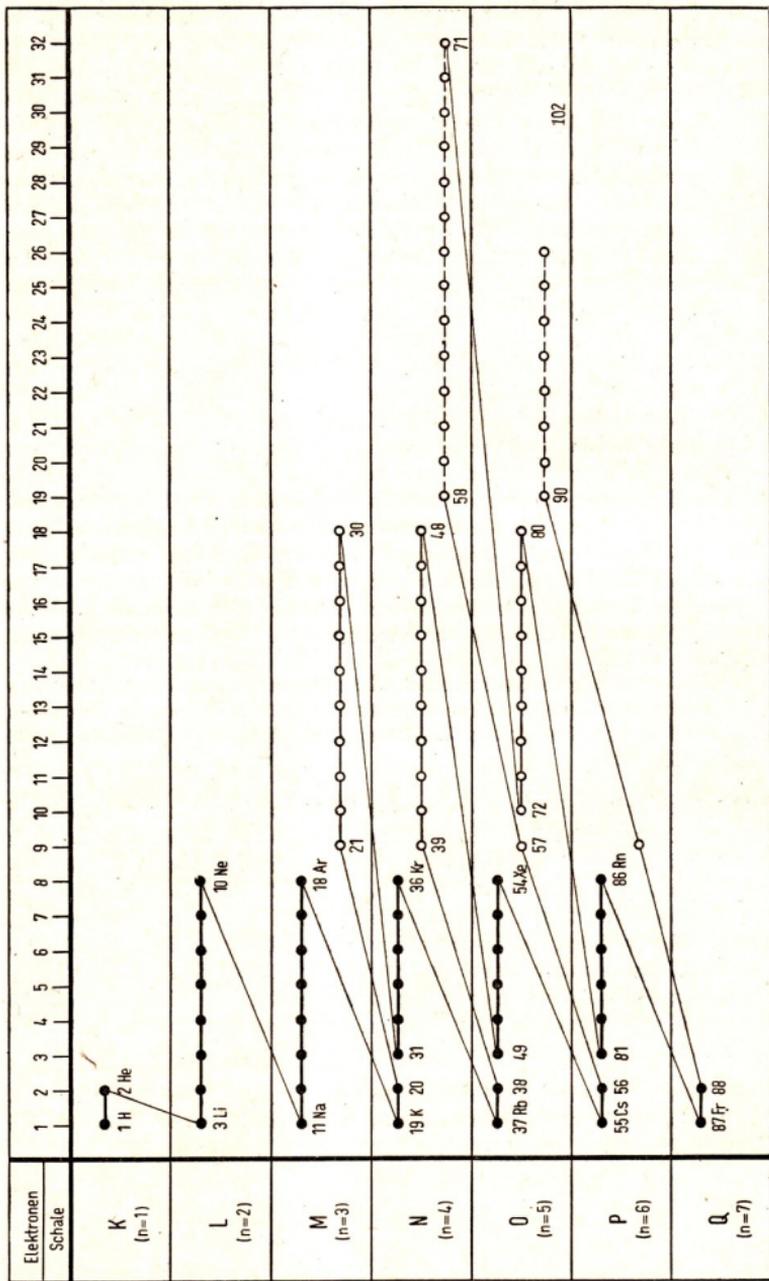


Abb. 11 Verteilung der Elektronen auf die Elektronenschalen

- *Zu welcher Gruppe gehören die Elemente, mit denen eine neue Periode im Periodensystem der Elemente beginnt beziehungsweise mit der jeweils eine Periode abgeschlossen wird? Wieviel Elektronen besitzen diese Elemente in der Außenschale? Wodurch sind die Übergangselemente in ihrem Atombau charakterisiert? Was ist allen Übergangselementen gemeinsam? Wodurch unterscheiden sich die Lanthaniden und Aktiniden von den anderen Übergangselementen?*

▶ Die Elektronen der Atomhülle sind gesetzmäßig auf die Elektronenschalen verteilt. Die maximale Aufnahmefähigkeit der sieben Elektronenschalen wird unter anderem durch die Hauptquantenzahl n bestimmt. Die Elektronenschalen vermögen 2, 8, 18 beziehungsweise 32 Elektronen aufzunehmen. Mit Beginn einer neuen Elektronenschale beginnt eine neue Periode im Periodensystem der Elemente.

Gesetzmäßigkeiten des Periodensystems der Elemente

1. Edelgaskonfiguration

Die chemischen Eigenschaften der Elemente sind weitgehend abhängig vom Bau der Elektronenhülle. Eine besondere Rolle für die Reaktionsfähigkeit der Elemente spielen die Anzahl und die Anordnung der Elektronen in den äußeren Elektronenschalen. Im Periodensystem beginnt mit jeder Periode der Aufbau einer Elektronenschale, auch dann, wenn die maximale Aufnahmefähigkeit der letzten Schale noch nicht erreicht ist, und am Ende jeder Periode ist ein Element angeordnet, das in der Außenschale acht beziehungsweise zwei Elektronen (Helium) enthält. Hieraus kann man schließen, daß eine Konfiguration (Gruppierung) von acht (in der ersten Schale von zwei) Elektronen in der Außenschale besonders stabil sein muß.

Elemente, die in der Außenschale ihrer Atome diese stabile Elektronenkonfiguration aufweisen, sind Edelgase. Man spricht daher auch von einer **Edelgaskonfiguration**. Mit Ausnahme des Heliums, das in seine einzige Elektronenschale nur zwei Elektronen aufzunehmen vermag, besitzen alle Edelgase acht Elektronen in ihrer Außenschale. Von einer äußeren, stabilen **Achterschale (Oktett)** werden im allgemeinen keine Elektronen abgegeben oder aufgenommen. Hieraus erklärt sich auch die große chemische Inaktivität der Edelgase.

Atome, die keine äußere Achterschale besitzen, und das Wasserstoffatom sind bestrebt, durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen bei chemischen Reaktionen Edelgaskonfiguration zu erlangen. Diese Gesetzmäßigkeit wird als **Oktettregel** bezeichnet.

Als besprochen wurde, wie die Elektronenhüllen der Elemente aufgebaut sind, haben wir bereits festgestellt, daß die Alkalimetalle leicht das in ihrer äußeren Schale befindliche Elektron abgeben. Hierdurch erhalten sie Edelgaskonfiguration. Die im Periodensystem rechts stehenden Elemente nehmen dagegen leicht Elektronen

auf, so daß auch sie Edelgaskonfiguration erlangen können. Hierzu müssen zum Beispiel die Halogene, die in ihrer Außenschale sieben Elektronen besitzen, ein Elektron aufnehmen, die Chalkogene mit sechs Elektronen in der Außenschale zwei usw.

- Welche Unterschiede bestehen im Aufbau der Atomhülle bei den Elementen Schwefel und Kalzium?
Wodurch können diese Elemente Edelgaskonfiguration erreichen?

▶ Die chemischen Eigenschaften der Elemente werden von der Anzahl und der Verteilung der Elektronen auf den äußeren Elektronenschalen bestimmt. Die Edelgase besitzen eine abgeschlossene äußere Elektronenschale. Diese ist bestimmend für ihre chemische Inaktivität. Die Oktettregel besagt, daß die Atome durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen Edelgaskonfiguration erreichen und dann in stabilerem Zustand vorliegen.

2. Die Hauptgruppen

Die gesetzmäßigen Zusammenhänge im chemischen Verhalten der Elemente wurden bereits 1869 von DMITRI IWANOWITSCH MENDELEJEW erkannt. In seiner Arbeit „Die Beziehungen zwischen den Eigenschaften der Elemente und ihrem Atomgewicht“ sprach er das **Gesetz der Periodizität** aus, das besagt, daß die Elemente – nach der Größe ihres Atomgewichtes geordnet – eine deutliche Periodizität in ihren Eigenschaften aufweisen. Auf dieser Grundlage stellte er das Periodensystem der Elemente auf. Bei der Würdigung der Leistung MENDELEJEWS müssen wir berücksichtigen, daß der Bau der Atome damals noch nicht bekannt war, und daß erst die späteren Forschungen über den Atombau die Richtigkeit der Arbeiten MENDELEJEWS bestätigten. Im Bau des Atomkerns und der Elektronenhülle finden wir die Begründung für die Gesetzmäßigkeiten des Periodensystems der Elemente.

Im Periodensystem der Elemente sind die Elemente auf **Haupt- und Nebengruppen** verteilt. Die Elemente der Hauptgruppen besitzen in ihrem chemischen Verhalten untereinander große Ähnlichkeit. Mit steigendem Atomgewicht ändern sich die chemischen und physikalischen Eigenschaften einer Gruppe stufenweise. Auch innerhalb einer Periode bestehen gesetzmäßige Zusammenhänge im Verhalten der Elemente.

In Tabelle 3 ist die Besetzung der Elektronenschalen einiger wichtiger Hauptgruppenelemente zusammengestellt. Wir erkennen, daß die Außenschale der Elemente einer Gruppe stets mit der gleichen Anzahl Elektronen besetzt ist. Eine Ausnahme bildet lediglich das Helium in der Gruppe der Edelgase. Den Alkalimetallen ist ein Elektron in der Außenschale gemeinsam. Es wird, wie wir bereits wissen, leicht vom Atom abgetrennt. Hieraus erklärt sich die relativ große Reaktionsfähigkeit der Elemente dieser Gruppe.

Tabelle 3 Besetzung der Elektronenschalen einiger Hauptgruppenelemente

Hauptgruppen- elemente	Schalen						Elektronen		
	K	L	M	N	O	P	Q	Gesamt- zahl	Außen- schale
Alkalimetalle									
3 Lithium	2	1						3	1
11 Natrium	2	8	1					11	1
19 Kalium	2	8	8	1				19	1
37 Rubidium	2	8	18	8	1			37	1
55 Zäsium	2	8	18	18	8	1		55	1
87 Franzium	2	8	18	32	18	8	1	87	1
Erdalkalimetalle									
4 Beryllium	2	2						4	2
12 Magnesium	2	8	2					12	2
20 Kalzium	2	8	8	2				20	2
38 Strontium	2	8	18	8	2			38	2
56 Barium	2	8	18	18	8	2		56	2
88 Radium	2	8	18	32	18	8	2	88	2
Chalkogene									
8 Sauerstoff	2	6						8	6
16 Schwefel	2	8	6					16	6
34 Selen	2	8	18	6				34	6
52 Tellur	2	8	18	18	6			52	6
Halogene									
9 Fluor	2	7						9	7
17 Chlor	2	8	7					17	7
35 Brom	2	8	18	7				35	7
53 Jod	2	8	18	18	7			53	7
Edelgase									
2 Helium	2							2	2
10 Neon	2	8						10	8
18 Argon	2	8	8					18	8
36 Krypton	2	8	18	8				36	8
54 Xenon	2	8	18	18	8			54	8
86 Radon	2	8	18	32	18	8		86	8

Die Abtrennung eines Außenelektrons erfolgt bei den Alkalimetallen um so leichter, je mehr Elektronenschalen sich zwischen ihm und dem Atomkern befinden. Das erklärt die Zunahme der Reaktionsfähigkeit innerhalb der Gruppe vom Lithium zum Franzium.

Mit zunehmender Kernladungszahl werden die Elektronenschalen dichter an den Kern herangezogen (Abb. 10, S. 30), hierdurch ergibt sich ebenfalls eine stufenweise Änderung der Eigenschaften innerhalb der Elementengruppe.

Die Erdalkalimetalle bilden durch Elektronenabgabe zweifach positiv geladene Ionen. Auch bei den Elementen dieser Gruppe finden wir eine Abstufung in den Eigenschaften innerhalb dieser Gruppe. So nimmt sowohl bei den Alkalimetallen wie auch bei den Erdalkalimetallen mit steigender Ordnungszahl im allgemeinen die Dichte zu, dagegen nehmen die Schmelztemperaturen und die Siedetemperaturen ab (Tab. 4).

Tabelle 4 Gruppeneigenschaften der Alkali- und Erdalkalimetalle

Element	Ordnungszahl	Atomgewicht	Dichte in $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$	Schmelztemperatur in $^{\circ}\text{C}$	Siedetemperatur in $^{\circ}\text{C}$
Lithium	3	6,940	0,534	179	1340
Natrium	11	22,991	0,97	97,8	883
Kalium	19	39,100	0,86	63,5	760
Rubidium	37	85,48	1,52	39	696
Zäsium	55	132,91	1,87 (flüssig)	28,5	708
Beryllium	4	9,013	1,86	1285	2970
Magnesium	12	24,32	1,74	650	1100
Kalzium	20	40,08	1,54	845	1439
Strontium	38	87,63	2,60	757	1366
Barium	56	137,36	3,74	710	1696

- *Wie verhalten sich die Alkalimetalle bei der Einwirkung auf kaltes Wasser? Ziehen Sie die entsprechenden Schlüsse über die Abstufung der Eigenschaften innerhalb der Gruppe im Periodensystem der Elemente!*

Die Atome der Chalkogene besitzen in ihrer Außenschale jeweils sechs Elektronen, die der Halogene sieben. Die Chalkogene können durch Aufnahme von zwei Elektronen, die Halogene durch Aufnahme eines Elektrons Edelgaskonfiguration erreichen. Es entstehen dann zweifach beziehungsweise einfach negativ geladene Ionen.

Im Periodensystem der Elemente sind die Hauptgruppen numeriert. Die Alkalimetalle stehen in der ersten, die Erdalkalimetalle in der zweiten, die Chalkogene in der sechsten, die Halogene in der siebenten und die Edelgase in der achten Gruppe.

Die Gruppennummer stimmt somit mit der Anzahl der Außenelektronen überein. Das trifft auch für die übrigen Hauptgruppen zu.

- *Nennen Sie an Hand der Tabelle 2 die Elemente, die zur vierten und fünften Hauptgruppe gehören!
Geben Sie unter Verwendung des Periodensystems der Elemente an, wieviel Elektronen die Elemente Aluminium, Silizium, Phosphor und Schwefel in ihrer Außenschale besitzen!*

Zwischen der Gruppennummer der Hauptgruppenelemente und deren stöchiometrischen Wertigkeit bestehen gesetzmäßige Zusammenhänge. Die stöchiometrische Wertigkeit der Elemente gegenüber Sauerstoff nimmt von Gruppe zu Gruppe jeweils um 1 zu. So sind die Alkalimetalle gegenüber Sauerstoff stöchiometrisch einwertig, die Erdalkalimetalle stöchiometrisch zweiwertig und die Erdmetalle (III. Gruppe) stöchiometrisch dreiwertig. Die stöchiometrische Höchstwertigkeit gegenüber Sauerstoff ist in den meisten Fällen gleich der Gruppennummer. Es treten aber auch niedrigere Wertigkeitsstufen auf. Gegenüber Wasserstoff nimmt die stöchiometrische Wertigkeit von der Gruppe I bis IV zunächst zu, fällt dann aber von der IV. bis zur VII. Gruppe wieder von 4 auf 1 ab. In Tabelle 5 sind die stöchiometrischen Wertigkeiten der Elemente gegenüber Wasserstoff und die stöchiometrische Höchstwertigkeit gegenüber Sauerstoff mit Beispielen angeführt. X bedeutet hierin jeweils ein Element der entsprechenden Hauptgruppe.

- ▶ **Die Eigenschaften der Elemente ändern sich mit ihrer Stellung im Periodensystem der Elemente gesetzmäßig.
Ausschlaggebend für das chemische Verhalten der Hauptgruppenelemente ist der Bau der äußeren Elektronenschale. Die Elemente einer Hauptgruppe weisen untereinander ähnliches Verhalten auf.**

3. Die Nebengruppen

Aus Tabelle 2 (S. 32 ff.) und Abbildung 11 (S. 36) können wir entnehmen, daß die Nebengruppenelemente im allgemeinen zwei Elektronen in ihrer äußeren Schale enthalten. Man müßte demnach annehmen, daß sich alle Nebengruppenelemente weitgehend in ihren Eigenschaften gleichen. Bei den Nebengruppenelementen betätigen sich jedoch nicht nur die beiden Elektronen der äußeren Schale als Valenzelektronen, sondern auch die der vorletzten Schale. Die Elemente der dritten Nebengruppe, die zwei Elektronen in der äußeren und neun Elektronen in der nächstinneren Schale besitzen, sind zum Beispiel maximal stöchiometrisch dreiwertig. Die Elemente der sechsten Nebengruppe besitzen zwei Elektronen in der äußeren und vier neu hinzugekommene Elektronen in der nächstinneren Schale. Sie sind maximal stöchiometrisch sechswertig.

Die Lanthaniden (Ordnungszahl 58 bis 71) unterscheiden sich erst im Bau der drittletzten Schale. Sie besitzen alle die gleiche Anzahl von Elektronen in der äußeren (zwei Elektronen) und in der vorletzten (acht + ein Elektron) Schale.

42 Tabelle 5 Stöchiometrische Wertigkeit der Hauptgruppenelemente gegenüber Sauerstoff und Wasserstoff

Hauptgruppe	I	II	III	IV	V	VI	VII
Oxid mit der höchsten stöchiometrischen Wertigkeit gegenüber Sauerstoff	X_2O	XO	X_2O_3	XO_2	X_2O_5	XO_3	X_2O_7
Beispiel	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Einfachste Wasserstoffverbindung	XH	XH_2	XH_3	XH_4	XH_3	XH_3	XH
Beispiel	LiH	CaH_2	BH_3	SiH_4	PH_3	SH_2	CH
Höchste stöchiometrische Wertigkeit gegen Sauerstoff	I	II	III	IV	V	VI	VII
Stöchiometrische Wertigkeit gegen Wasserstoff	I	II	III	IV	III	II	I

Sie sind daher fast alle stöchiometrisch dreiwertig und unterscheiden sich nur sehr geringfügig in ihren chemischen Eigenschaften. Der unterschiedliche Bau der drittletzten Schale hat also auf die chemischen Eigenschaften der Lanthaniden nur einen sehr geringen Einfluß.

▶ **Die Atome der Elemente der Nebengruppen besitzen im allgemeinen zwei Elektronen in ihrer Außenschale.**

Bei den Nebengruppenelementen betätigen sich sowohl die Elektronen der äußeren wie die der vorletzten Elektronenschale als Valenzelektronen.

4. Verteilung der Metalle und Nichtmetalle im Periodensystem

Es ist bekannt, daß sich die Metalle durch den Metallglanz, elektrische Leitfähigkeit und gutes Wärmeleitvermögen auszeichnen. Die Nichtmetalle leiten dagegen den Strom im allgemeinen nicht.

- *Nennen Sie Beispiele für Metalle und Nichtmetalle!
Geben Sie deren wichtigste chemische und physikalische Eigenschaften an!*

Von den Metalloxiden leiten sich die Basen und von den Nichtmetalloxiden die Säuren ab. Mehrere Elemente besitzen sowohl metallische als auch nichtmetallische Eigenschaften. Zu diesen Elementen gehört zum Beispiel das Antimon, dessen Verbindung Antimon(III)-oxid Sb_2O_3 sowohl als Metalloxid wie als Nichtmetall-oxid reagiert. Es bildet mit Säuren oder mit Basen Salze. Man nennt solche Stoffe **amphoter**¹.

In dem am Anfang des Lehrbuches befindlichen Periodensystem sind die basenbildenden Metalle mit blauer und die Nichtmetalle mit roter Farbe gekennzeichnet. Die amphoter reagierenden Hauptgruppenelemente heben sich durch braune Farbe ab. Bei den Nebengruppenelementen gibt es nur Metalle (hellblau) oder amphoter reagierende Elemente (hellbraun).

Im Periodensystem der Elemente beginnt jede Periode mit einem typischen Metall und endet mit einem typischen Nichtmetall. In den einzelnen Perioden nimmt der Metallcharakter der Elemente von links nach rechts ab und der Nichtmetallcharakter zu. In den Hauptgruppen nimmt der Metallcharakter der Elemente von oben nach unten zu und der Nichtmetallcharakter ab. Demnach steht das am stärksten basenbildende Metall in der unteren linken Ecke und das typischste säurebildende Nichtmetall in der oberen rechten Ecke des Periodensystems. Von hier aus breiten sich die Metalle und Nichtmetalle zur Mitte der Tabelle hin aus.

Betrachtet man die Metalle und Nichtmetalle als elektronenabgebende oder elektronenaufnehmende Atome, so sind Metalle diejenigen Elemente, die bei chemischen Reaktionen Elektronen abgeben und dabei positive Ionen bilden. Nichtmetalle nehmen Elektronen auf und bilden negativ geladene Ionen. Einige Metalle, die Elektronen aufnehmen oder abgeben können, bilden die amphoteren Elemente.

¹ amphoteros (griechisch) = beides zugleich

- *Erläutern Sie die oben genannten Gesetzmäßigkeiten an der II. und VI. Gruppe und an der 4. Periode des Periodensystems.*

▶ **Der Metallecharakter und die basenbildenden Eigenschaften der Elemente nehmen in jeder Periode von links nach rechts ab. In der gleichen Richtung nehmen die nichtmetallischen und säurebildenden Eigenschaften zu. In den Hauptgruppen nehmen der basenbildende Charakter von oben nach unten zu und die nichtmetallischen Eigenschaften ab.**

Wiederholungsfragen und Aufgaben

1. Aus welchen Bausteinen setzen sich der Atomkern und die Atomhülle zusammen?
2. Stellen Sie den Atombau der Elemente Aluminium, Kalium und Brom zeichnerisch dar!
Welche Zusammenhänge bestehen zwischen dem Atombau dieser Elemente und ihrer Stellung im Periodensystem?
3. Was sind Isotope eines Elementes?
4. Im Periodensystem der Elemente nimmt im allgemeinen mit steigender Ordnungszahl das Atomgewicht zu. Das Element Argon mit dem Atomgewicht 39,944 steht jedoch vor dem Element Kalium mit dem Atomgewicht 39,100. Erklären Sie diese Abweichung!
Nennen Sie weitere Abweichungen im Periodensystem der Elemente!
5. Wodurch unterscheiden sich Nebengruppenelemente in ihrer Elektronenhülle vom Bau der Hauptgruppenelemente?
6. Welche Gesetzmäßigkeiten bezüglich der stöchiometrischen Wertigkeit gegenüber Wasserstoff und Sauerstoff können Sie dem Periodensystem der Elemente entnehmen?
7. Wie sind Metalle und Nichtmetalle im Periodensystem verteilt?
8. Welche Unterschiede in der Periodizität lassen sich bei Haupt- und Nebengruppenelementen erkennen?
9. In welchen Gruppen ist die Ähnlichkeit von Haupt- und Nebengruppenelementen a) am größten und b) am geringsten?

Arten der chemischen Bindung

Ionenbeziehung (heteropolare¹ Bindung, Ionenbindung)

1. Entstehung von Ionenbeziehungen

Die Atome haben die Tendenz, Edelgaskonfiguration zu erreichen und damit in einen stabileren Zustand überzugehen. Eine Möglichkeit dazu besteht in der Aufnahme oder Abgabe von Elektronen. Dadurch entstehen aus den Atomen elektrisch geladene Teilchen, die Ionen.

Die Atome von Elementen der ersten Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente geben das Elektron ihrer Außenschale bei chemischen Vorgängen leicht ab. Aus den Atomen entstehen dann einfach positiv geladene Ionen. So bildet sich zum Beispiel aus dem Natriumatom das Natriumion. Die Halogene haben dagegen sieben Außenelektronen; durch Aufnahme eines weiteren Elektrons erreichen sie die Edelgaskonfiguration, und es entstehen einfach negativ geladene Ionen.

Bei der Reaktion von Halogenen mit Alkalimetallen wandeln sich die Atome in Ionen um. Läßt man beispielsweise Natrium mit Chlor reagieren, so nehmen die Chloratome die von den Natriumatomen abgegebenen Elektronen auf, und es liegen dann Natrium- und Chloridionen nebeneinander vor (Abb. 12). Beide Ionenarten

¹ Auf entgegengesetzter elektrischer Ladung beruhend.

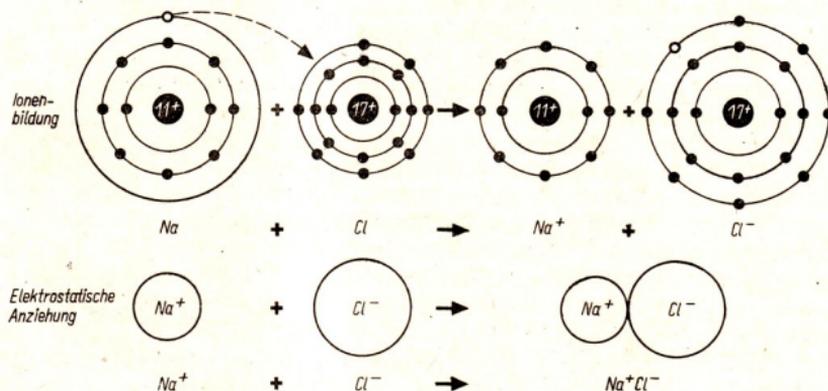


Abb. 12 Entstehung der Ionenbeziehung beim Natriumchlorid

sind entgegengesetzt elektrisch geladen. Zwischen Ionen entgegengesetzter elektrischer Ladung wirken elektrostatische Anziehungskräfte. Diese Ionen gehen damit eine **Ionenbeziehung (Ionenbindung)** ein. Ein Natriumion und ein Chloridion zum Beispiel ziehen sich gegenseitig durch elektrostatische Kräfte an, es entsteht ein Natriumchloridmolekül (Abb. 12), das einzelne existiert jedoch nur im dampfförmigen Zustand.

Ionenbeziehungen liegen zum Beispiel in allen Salzen der Halogene und in mehreren Oxiden vor. Allgemein können wir sagen, daß Elemente mit stark ausgeprägtem Metallcharakter mit Elementen, die starken Nichtmetallcharakter besitzen, Ionenbeziehungen eingehen.

► **Das Wesen der Ionenbeziehung besteht in der einseitigen Elektronenabgabe und der darauffolgenden elektrostatischen Anziehung von Ionen entgegengesetzter elektrischer Ladung.**

2. Ionengitter

Bisher haben wir die elektrostatische Anziehung betrachtet, die zwischen zwei Ionen besteht. Ein Ion wirkt jedoch auf mehrere entgegengesetzt geladene Ionen gleichzeitig und umgibt sich mit einer bestimmten Anzahl dieser Ionen. Man sagt, es steht mit anderen Ionen in Beziehung (Ionenbeziehung). Das gilt gleichermaßen für Natrium- und Chloridionen. Sie ordnen sich in bestimmter Weise und bilden so ein **Ionengitter** (Abb. 13). Da die elektrostatischen Anziehungskräfte nach allen Richtungen wirken, sind die Natrium- und Chloridionen im **Ionenkristall** räumlich angeordnet. Das Modell eines Natriumchloridkristalls zeigt Abbildung 14. In den senkrechten und horizontalen Ebenen dieses Modells erkennt man das Ionengitter. Wir können aus dem Modell auch ersehen, wie das im Zentrum gelegene Ion auf kürzestem Wege von sechs andersartig geladenen Ionen umgeben ist.

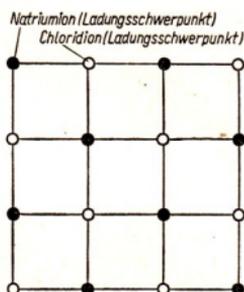
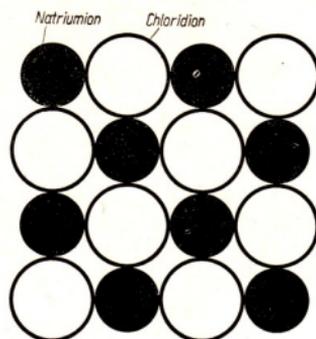


Abb. 13 Eine Ebene des Ionengitters beim Natriumchlorid

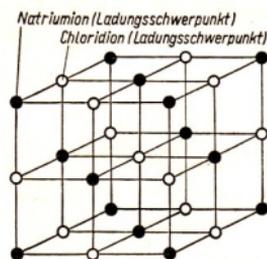


Abb. 14 Räumliche Darstellung des Ionengitters beim Natriumchlorid

► Die elektrostatischen Kräfte wirken zwischen mehreren Ionen. Ionen können sich daher zu Ionenkristallen vereinigen.

3. Elektronenschreibweise

Mit Hilfe der Elektronenschreibweise kann man die Entstehung von chemischen Bindungen veranschaulichen. Die Symbole der chemischen Elemente werden dabei als Atomrümpfe aufgefaßt, das heißt, sie stehen für den Atomkern und die inneren Elektronenschalen. Die Elektronen der äußeren Schale werden durch Punkte angegeben, die um das Symbol angeordnet sind.

Als Beispiele betrachten wir, wie Natriumatome und Chloratome sowie die entsprechenden Ionen in der Elektronenschreibweise ausgedrückt werden. Ein Natriumatom hat ein Außenelektron, ein Chloratom besitzt sieben Außenelektronen; dem Symbol Na wird daher ein Punkt zugeordnet, das Symbol Cl erhält sieben Punkte:



- *Vergleichen Sie die Elektronenschreibweise von Natrium- und Chloratomen mit den entsprechenden Atommodellen!*

Werden Ionen in der Elektronenschreibweise geschrieben, so gibt man zusätzlich durch Plus- oder Minuszeichen den Charakter der elektrischen Ladung an. Wenn die Anzahl der elektrischen Ladungen eines Ions größer als 1 ist, wird sie durch die entsprechende arabische Ziffer vor dem Plus- oder Minuszeichen angegeben.

Gehen Natriumatome in Natriumionen über, so entstehen einfach positiv geladene Atomrümpfe. Chloratome gehen in Chloridionen über, indem sie ein zusätzliches Elektron in die äußere Elektronenschale aufnehmen. Chloridionen sind einfach negativ geladen:



- *Geben Sie je ein Kalium-, Kalzium- und Bromatom sowie die entsprechenden Ionen in der Elektronenschreibweise an!*

Die Reaktion von Natrium mit Chlor können wir nun in der Elektronenschreibweise wie folgt ausdrücken:



- *Geben Sie die Bildung von Kalziumfluorid und Kaliumoxid in der Elektronenschreibweise an!*

► Bei der Elektronenschreibweise werden die Außenelektronen durch Punkte um das Symbol angegeben. Die Symbole stehen dabei für die Atomrümpfe. Ionen erhalten dem Charakter ihrer Ladungen entsprechende Plus- oder Minuszeichen zugeordnet.

Atombindung (homöopolare¹ Bindung)

Die Atome chemischer Elemente können auch durch gemeinsamen Besitz von Elektronenpaaren Edelgaskonfiguration erreichen. Die gemeinsamen Elektronenpaare binden die Atome aneinander.

Diese Art der chemischen Bindung nennt man **Atombindung (homöopolare Bindung)**.

1. Bindung zwischen Atomen eines Nichtmetalls

Die Atome nichtmetallischer Elemente vereinigen sich miteinander zu Molekülen. So verbinden sich die Atome des Elementes Chlor sofort nach ihrer Darstellung zu Chlormolekülen Cl_2 . Da das Chloratom in seiner Außenschale sieben Elektronen aufweist, fehlt zur Ausbildung einer Achterschale ein Elektron. Daher vereinigen sich zwei Chloratome zu einem Chlormolekül so, daß ihnen zwei Elektronen ge-

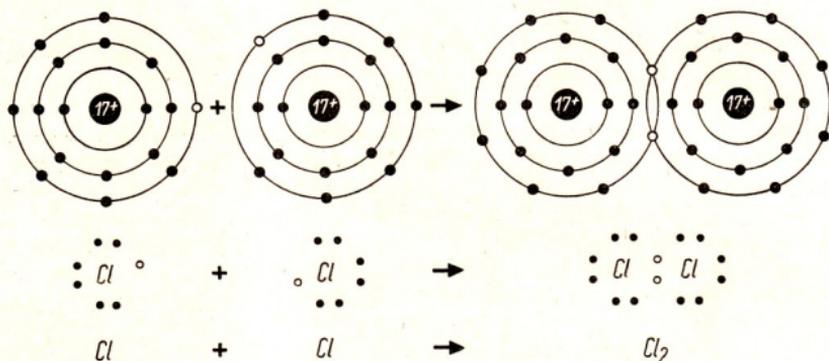
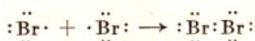


Abb. 15 Atombindung im Chlormolekül

meinsam gehören (Abb. 15). Damit ist die Edelgaskonfiguration für jedes der beiden Atome erreicht. In gleicher Weise bilden die Atome der anderen Halogene und die des Wasserstoffs durch Atombindung zweiatomige Moleküle. In der Elektronenschreibweise wird die Entstehung eines Brommoleküls wie folgt dargestellt:



- Geben Sie mit Hilfe der Elektronenschreibweise die Bildung von Wasserstoff- und Fluormolekülen aus Atomen an!

¹ Nicht auf der verschiedenartigen elektrischen Ladung beruhend.

Auch andere Nichtmetallatome sind durch Herausbildung gemeinsamer Elektronenpaare zu Molekülen verbunden. Häufig bestehen diese Moleküle aus mehr als zwei Atomen. Als Beispiel betrachten wir die Anordnung der Kohlenstoffatome im Diamant. Da die Atome des Kohlenstoffs in ihrer Außenschale vier Elektronen besitzen, benötigt jedes Kohlenstoffatom vier weitere Elektronen, um Edelgas-konfiguration zu erreichen. Es entstehen vier bindende Elektronenpaare, und jedes Kohlenstoffatom besitzt vier benachbarte Atome. Da sie voneinander gleich weit entfernt sind, kommt es zur Bildung eines regelmäßigen Tetraeders, in dessen Zentrum und an dessen Ecken sich je ein Kohlenstoffatom befindet (Abb. 16). Ein Diamantkristall setzt sich aus vielen derartigen Tetraedern zusammen und stellt somit ein außerordentlich großes Molekül dar. Die Kohlenstoffatome bilden im Diamant ein Atomgitter.

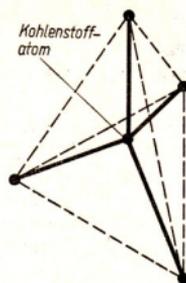


Abb. 16
Tetraedermodell des Kohlenstoffs

2. Bindung zwischen Atomen verschiedenartiger Nichtmetalle

Die Atome verschiedenartiger typischer Nichtmetalle sind ebenfalls durch Elektronenpaare verbunden. Das Wassermolekül besteht aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom.

- *Wieviel Elektronen fehlen einem Wasserstoff- beziehungsweise einem Sauerstoffatom zur Edelgasschale?*

Bei der Vereinigung von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser bildet das Sauerstoffatom im Wassermolekül mit jedem Wasserstoffatom ein gemeinsames Elektronenpaar. Allerdings werden die Elektronen etwas stärker zum Sauerstoff hingezogen. Alle am Aufbau des Moleküls beteiligten Atome erhalten eine Edelgaskonfiguration:



Im Chlorwasserstoffmolekül HCl liegt ebenfalls ein gemeinsames Elektronenpaar vor:



Hier ist das gemeinsame Elektronenpaar mehr zum Chlor als zum Wasserstoff hingezogen. Das Chloratom erhält dadurch schwach negative und das Wasserstoffatom schwach positive Ladung. Im Chlorwasserstoffmolekül liegen beide Atome in schwachem Ionenzustand vor. Man spricht in diesem Fall von einer **Atombindung mit partiellem Ionencharakter**. Eine Seite des Chlorwasserstoffmoleküls ist auf

Grund dieser Besonderheiten positiv, die andere Seite negativ geladen (Abb. 17). Derartige Moleküle bezeichnet man als **Dipole**.

► **Das Wesen der Atombindung besteht in der Ausbildung gemeinsamer Elektronenpaare. Atome typischer Nichtmetalle gehen Atombindungen ein. Verschiedenartige typische Nichtmetallatome können durch Atombindungen mit partiellem Ionencharakter verbunden sein. Dabei entstehen Dipole.**

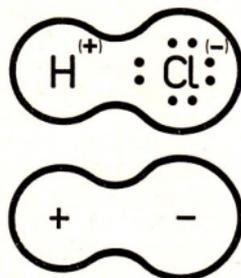


Abb. 17 Chlorwasserstoffmolekül als Dipol

Vergleich zwischen Atombindung und Ionenbeziehung

1. Eigenschaften der Verbindungen

Die Eigenschaften von Verbindungen sind unter anderem vom Charakter der chemischen Bindung abhängig. Ionenverbindungen besitzen im allgemeinen höhere Schmelz- und Siedetemperaturen als Verbindungen, die sich aus Atomen mit gemeinsamen Elektronenpaaren aufbauen. Ausschlaggebend hierfür sind die verhältnismäßig starken elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den Ionen. Die Härte von Kristallen, die, wie der Natriumchloridkristall, aus Ionen bestehen, ist ebenfalls auf diese Kräfte zurückzuführen. Dagegen liegen viele Verbindungen mit Atombindung im Normalzustand im flüssigen oder gasförmigen Aggregatzustand vor. Da ihre Moleküle elektroneutral sind, vereinigen sie sich unter diesen Bedingungen meist nicht zu Kristallen.

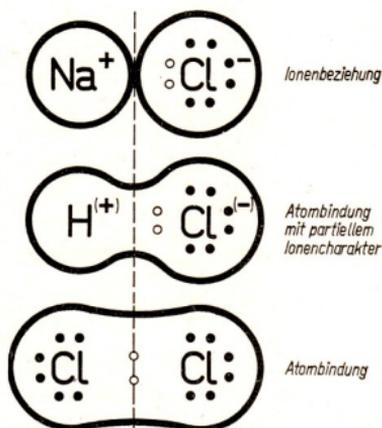


Abb. 18 Übergang zwischen Atombindung und Ionenbindung

2. Übergänge zwischen Atombindung und Ionenbeziehung

Atombindung und Ionenbeziehung sind zwei Grenzfälle der chemischen Bindung. Zwischen ihnen gibt es zahlreiche Übergangsformen. In der Atombindung mit partiellem Ionencharakter lernen wir eine dieser Formen kennen. Beim Vergleichen der Bindungen im Natriumchlorid-, Chlorwasserstoff- und Chlormolekül wird der Übergang zwischen Ionenbeziehung und Atombindung besonders deutlich (Abb. 18). Im Natriumchlorid sind

Natrium- und Chloridionen stark gegensätzlich geladen. Im Chlorwasserstoffmolekül, das Dipolcharakter besitzt, ist der Gegensatz in der elektrischen Ladung weniger stark ausgeprägt, und im Chlormolekül, das überhaupt keinen Dipolcharakter besitzt, ist dieser Gegensatz nicht mehr vorhanden.

- ▶ Nicht alle Moleküle werden durch reine Atombindung oder reine Ionenbeziehung zusammengehalten. Zwischen Atombindung und Ionenbeziehung gibt es Übergänge.

Metallische Bindung

1. Wesen der metallischen Bindung

Metalle besitzen verhältnismäßig wenig Elektronen auf ihrer äußeren Schale.

- Nennen Sie mit Hilfe des Periodensystems der Elemente die Anzahl Außenelektronen der Metalle in den Hauptgruppen!

Die Metallatome erreichen durch Elektronenabgabe Edelgaskonfiguration und wandeln sich dabei in Ionen um. In den festen oder flüssigen Metallen ist jedes einzelne Atom von mehreren anderen, gleichartigen Atomen umgeben. Ein Teil der Atome hat seine Elektronen abgegeben. Sie befinden sich in freiem Zustand zwischen den Atomen und bilden dort ein sogenanntes **Elektronengas**. Zwischen den Metallionen und den freien Elektronen bestehen elektrostatische Anziehungskräfte, die einen Teil des Wesens der **metallischen Bindung** ausmachen. Außer den Metallionen und den freien Elektronen liegen in den Metallen neutrale Atome vor. Sie sind durch gemeinsame Elektronenpaare aneinandergebunden, ohne dadurch Edelgasschalen zu erhalten. Diese Atombindung wechselt ständig zwischen einem Metallatom und seinen nächsten Nachbarn.

Abbildung 19 gibt uns eine schematische Übersicht über den Aufbau eines Metalles aus Ionen, Elektronen und neutralen Atomen. Dabei ist zu beachten, daß von den Atomen zu den Ionen ein ständiger Übergang von Elektronen stattfindet. Jedes Atom wandelt sich also in ein Ion und umgekehrt jedes Ion in ein Atom um. Diese ständige Veränderung ist ein wesentliches Merkmal des Aufbaues der Metalle.

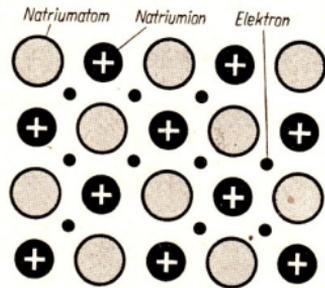


Abb. 19 Darstellung der metallischen Bindung

- ▶ Das Wesen der metallischen Bindung besteht in den Anziehungskräften zwischen Ionen und freien Elektronen und der gleichzeitigen Anwesenheit von Atombindungen zwischen neutralen Atomen.

2. Besondere Eigenschaften der Stoffe mit metallischer Bindung

Die Metalle besitzen gute elektrische Leitfähigkeit. Diese Eigenschaft läßt sich bei festen Metallen vor allem auf das Vorhandensein freier Elektronen zurückführen. Verbindet man ein Metallstück mit einer Gleichstromquelle, so treten an der Kathode Elektronen in das Metall ein. Da die Elektronen im Metall leicht beweglich sind, fließen sie von der Kathode zur Anode ab, an der Elektronenmangel herrscht (Abb. 20).

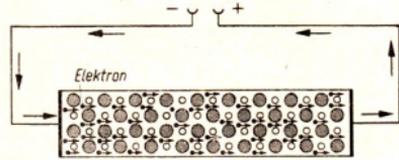


Abb. 20 Darstellung der elektrischen Leitfähigkeit von Metallen

Zug verformt werden, ohne dadurch in kleinere Teilchen zu zerspringen. Anders verhalten sich feste Stoffe mit Ionenbeziehung, wie zum Beispiel ein Natriumchloridkristall; er zerfällt bei entsprechend starker Schlagwirkung. Durch Schlag- oder Zugwirkung werden die Bindungsverhältnisse im Kristall gestört, so daß sich Verschiebungen in der Anordnung der Ionen ergeben. Dabei kommen gleichartig geladene Ionen in benachbarte Lage. Es treten sehr starke elektrostatische Abstoßungskräfte auf, die dann einen Zerfall in kleinere Teile bewirken (Abb. 21). In Stoffen mit metallischer Bindung sind die Elektronen frei beweglich, und die Atombindungen wechseln ständig. Folglich können die Bindungskräfte durch mechanische Einflüsse nicht gestört werden (Abb. 22). Im Gegensatz zu Ionenkristallen können Metalle daher verhältnismäßig leicht verformt werden. Jedoch verringern bereits geringe Mengen von Verunreinigungen diese Eigenschaft der Metalle, da sie die Gleichartigkeit im Aufbau stören. Aus diesem Grunde sind Metalle mit entsprechend hohem Gehalt an Verunreinigungen oder Fremdbestandteilen spröde.

● *Vergleichen Sie Eigenschaften und Kohlenstoffgehalt von Roheisen und von Stahl!*

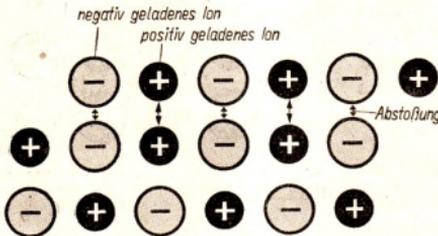


Abb. 21 Zerfall von Ionenverbindungen bei Verschiebung des Kristallgitters

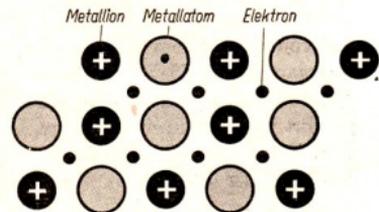
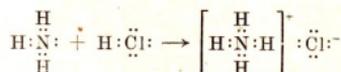


Abb. 22 Aufbau eines Metalls bei Verformung

Verunreinigungen können sich auch auf die elektrische Leitfähigkeit der Metalle negativ auswirken, wenn sie die Beweglichkeit der freien Elektronen herabsetzen. Man verwendet daher in der Elektrotechnik zum Beispiel für elektrische Leiter Kupfer mit möglichst hohem Reinheitsgrad.

Komplexverbindungen

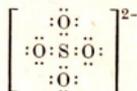
Bei der Reaktion von Chlorwasserstoff mit Ammoniak entstehen weiße Nebel, die aus feinverteiltem Ammoniumchlorid NH_4Cl bestehen. In der Elektronenschreibweise kann für diesen Vorgang folgende Gleichung aufgestellt werden:



Die Umsetzung von Ammoniak mit Chlorwasserstoff unterscheidet sich wesentlich von den bisher betrachteten Reaktionen. In den Ausgangsstoffen liegen Atombindungen mit partiellem Ionencharakter vor. Für jedes Atom ist die Oktettregel erfüllt. Das gilt auch für die in den Ionen des Ammoniumchlorids enthaltenen Atome. Das an das Chlor im Chlorwasserstoffmolekül gebundene Wasserstoffatom trennt sich vom Chloratom und läßt dabei sein Elektron zurück. Aus dem Chloratom entsteht ein Chloridion, aus dem Wasserstoffatom ein Wasserstoffion. Letzteres lagert sich an das freie Elektronenpaar des Stickstoffatoms im Ammoniak an und geht Atombindung ein. Das nach außen elektrisch neutrale Ammoniakmolekül und das Wasserstoffion mit einfach positiver Ladung bilden ein einfach positiv geladenes Ammoniumion $[\text{NH}_4]^+$. Es unterscheidet sich von den bisher genannten Ionen durch seine Zusammensetzung aus zwei verschiedenen Stoffen, aus Wasserstoff und Stickstoff. Man bezeichnet es als **Komplexion**.

In den Komplexionen nimmt ein Atom eine zentrale Stellung ein. Es wird **Zentralatom** genannt. Im Ammoniumion ist das Stickstoffatom das Zentralatom. Um das Zentralatom gruppieren sich im Ammoniumion vier Wasserstoffatome. Sie werden als **Liganden** bezeichnet. Es gibt auch Komplexionen, in denen Moleküle als Liganden auftreten. Zentralatom und Liganden sind so aneinandergelagert, daß sie sich in wäßriger Lösung nicht trennen.

Neben den positiv geladenen Komplexionen gibt es auch negativ geladene. Zu ihnen gehören die Anionen der Sauerstoffsäuren, wie zum Beispiel das Sulfation SO_4^{2-} :



● Erklären Sie den Aufbau des Sulfations! Nennen Sie weitere Komplexionen!

Die Komplexionen stehen mit andersartig geladenen Ionen in Beziehung. So bestehen zum Beispiel zwischen dem Ammoniumion und dem Chloridion elektrostatische Anziehungskräfte. Die an das Komplexion gebundenen Ionen werden als **Gegenionen** bezeichnet. Eine Verbindung, die sich aus Komplexion und Gegenion aufbaut, nennt man **Komplexverbindung**. In den Komplexverbindungen sind die Gegenionen weniger fest gebunden als die Liganden.

Viele Komplexverbindungen sind wesentlich komplizierter aufgebaut als das Ammoniumchlorid; so können bestimmte Zentralatome beispielsweise sechs aus mehreren Atomen zusammengesetzte Liganden binden.

► **Komplexverbindungen bestehen aus dem Komplexion und Gegenionen. Ein Komplexion setzt sich aus Zentralatom und Liganden zusammen.**

Wiederholungsfragen und Aufgaben

1. Auf welche Weise kann bei der Entstehung einer chemischen Verbindung der Oktettregel genügt werden? Nennen Sie dazu einige Beispiele!
2. Nennen Sie Unterschiede zwischen den Arten der chemischen Bindung!
3. Erläutern Sie, weshalb man Atombindung und Ionenbeziehung als Extremfälle der chemischen Bindung bezeichnen kann!
4. Welche Art der chemischen Bindung liegt in folgenden Stoffen vor: Kaliumbromid, Nitration, Jodmolekül, Kalium, Chlorwasserstoff? Geben Sie, soweit es möglich ist, den Aufbau dieser Stoffe mit Hilfe der Elektronenschreibweise an!
5. Stellen Sie in einer Übersicht die Arten der chemischen Bindung mit dazugehörigen Stoffeigenschaften zusammen!
6. Erläutern Sie den Unterschied zwischen Atom und Ion!
7. Geben Sie den Aufbau des Ionengitters vom Natriumchlorid an!
8. Auf welche Weise können aus Atomen Ionen entstehen?
9. Beschreiben Sie an Hand eines Beispiels den Aufbau einer Komplexverbindung!
10. Beschreiben Sie den Aufbau eines Stoffes, in dem eine metallische Bindung vorliegt!

Grundlagen der Elektrochemie

Wasser als Lösungsmittel

1. Bau und Eigenschaften des Wassermoleküls

Im Wassermolekül sind die beiden Wasserstoffatome mit dem Sauerstoffatom durch gemeinsame Elektronenpaare verbunden. Die Elektronenpaare befinden sich jedoch mehr beim Sauerstoff als beim Wasserstoff.

- Nennen Sie die Art der chemischen Bindung im Wassermolekül!

Die Wasserstoffatome liegen mit dem Sauerstoffatom nicht auf einer Geraden. Würde man von den Zentren der beiden Wasserstoffatome zum Zentrum des Sauerstoffatoms gerade Linien ziehen, so ergibt sich ein stumpfer Winkel von etwa 105° . Das Wassermolekül hat somit die Form eines Dreiecks (Abb. 23).

Die Besonderheit der chemischen Bindung und der Anordnung der Atome im Molekül bedingt, daß das Wassermolekül Dipolcharakter besitzt. Diese Eigenschaft des Wassermoleküls ist von großer Bedeutung. Da die Schwerpunkte der elektrischen Ladungen nicht zusammenfallen, hat das Wassermolekül eine negativ und eine positiv geladene Seite. Der Dipol ist verhältnismäßig stark ausgebildet. In einem elektrischen Feld würden sich deshalb die Wassermoleküle mit ihrer positiv geladenen Seite zum negativen Teil und mit der negativ geladenen zum

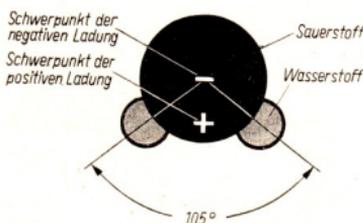


Abb. 23 Bau eines Wassermoleküls

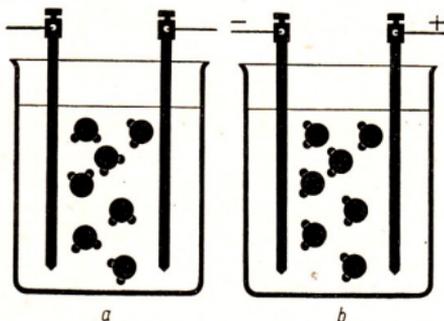


Abb. 24 Orientierung von Wassermolekülen im elektrischen Feld

positiven Teil orientieren (Abb. 24). Das elektrische Feld wird dadurch abgeschwächt.

Im flüssigen Wasser liegen nicht nur einzelne Wassermoleküle vor. Untersuchungen haben ergeben, daß sich Wassermoleküle miteinander zu größeren Verbänden vereinigen können. Dabei spielt der Dipolcharakter eine Rolle. Die Vereinigung zweier Wassermoleküle erfolgt zwischen einem Wasserstoffatom und einem Sauerstoffatom:



Die beiden Wassermoleküle sind über ein Wasserstoffatom verbunden. Diese Bindung bezeichnet man daher als **Wasserstoffbrückenbindung**. Sie beruht auf elektrostatischen Kräften und ist von geringer Festigkeit. Die durch Wasserstoffbrückenbindung gebildeten Molekülverbände besitzen einen starken Dipol. Der Dipolcharakter ist stärker ausgebildet als in den Einzelmolekülen. Daher wird ein elektrisches Feld durch solche Molekülverbände auch stärker geschwächt.

Für die schwächende Wirkung eines Lösungsmittels auf ein elektrisches Feld ist die **Dielektrizitätskonstante** ein Ausdruck, die für Wasser verhältnismäßig hoch ist. Sie beträgt bei 20 °C etwa 80. Mit diesem Wert wird ausgedrückt, daß entgegengesetzt geladene elektrische Teilchen nur mit $\frac{1}{80}$ der ursprünglichen Kraft anziehen, wenn ein Wassermolekül dazwischentritt. In Wasser werden also elektrostatische Anziehungskräfte herabgesetzt.

▶ **Wassermoleküle sind Dipole. Wassermoleküle können sich durch Wasserstoffbrückenbindung zu Molekülverbänden vereinigen, die einen besonders ausgeprägten Dipolcharakter besitzen. Wasser hat eine hohe Dielektrizitätskonstante.**

2. Rolle des Wassers beim Lösen von Ionenverbindungen

a) Schwächung elektrostatischer Anziehungskräfte

Wasser ist ein gutes Lösungsmittel für viele Stoffe, die sich aus Ionen aufbauen. Diese Eigenschaft des Wassers läßt sich mit Hilfe unserer Kenntnisse über das Wassermolekül erklären. Als Beispiel betrachten wir das Lösen von Natriumchlorid in Wasser bei Raumtemperatur.

Im Natriumchloridkristall sind Natrium- und Chloridionen durch elektrostatische Anziehungskräfte aneinander gebunden. Die Wassermoleküle, die verhältnismäßig klein sind, dringen in das Ionengitter ein. Durch die hohe Dielektrizitätskonstante des Wassers werden die elektrostatischen Anziehungskräfte der Ionen stark geschwächt und dadurch besonders an den Ecken und Kanten des Kristalles Gitterbausteine herausgelöst. Diese Vorgänge werden von der Wärmebewegung der Wassermoleküle sehr begünstigt.

Sie regen die Ionen zur Bewegung an und unterstützen damit ihren Austritt aus dem Kristallverband.

b) Hydratation

Zwischen den Ionen und den Wassermolekülen wirken Anziehungskräfte. Daher lagern zum Beispiel Chloridionen Wassermoleküle an (Abb. 25). Jedes Ion kann eine bestimmte Anzahl Wassermoleküle anlagern; Chloridionen umgeben sich mit vier Wassermolekülen, Natriumionen mit acht. Die Ionen sind somit in wässriger Lösung von einer Wasserhülle umgeben, die als **Hydrathülle** bezeichnet wird. Der Vorgang, der zur Bildung einer Hydrathülle führt, heißt **Hydratation**. Infolge der Hydrathüllen können sich freie, entgegengesetzt geladene Ionen in wässriger Lösung nicht zu Molekülen vereinigen, weil die Hydrathüllen die von den Ionen ausgehenden elektrischen Felder weitgehend abschirmen. Der Zustand, in dem sich die Ionen in einer Lösung befinden, wird durch die Hydratation stabilisiert.

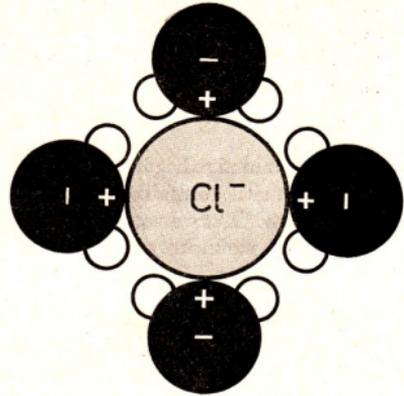


Abb. 52 Chloridion mit Hydrathülle

● Erklären Sie das Auflösen von Kaliumbromid in Wasser!

▶ Beim Lösen von Stoffen mit Ionenbeziehung in Wasser werden die Anziehungskräfte zwischen den Ionen infolge der hohen Dielektrizitätskonstante des Wassers geschwächt. Die Ionen trennen sich voneinander. Dieser Zustand wird durch Hydratation stabilisiert.

3. Rolle des Wassers beim Lösen von Atomverbindungen mit partiellem Ionencharakter

Stoffe, in denen Atombindung mit partiellem Ionencharakter vorliegt, können ebenfalls in Wasser gelöst werden. Dabei spalten sich die Moleküle in Ionen auf. Als Beispiel betrachten wir das Lösen von Chlorwasserstoff in Wasser. Chlorwasserstoff ist in Wasser sehr gut löslich. Dabei entsteht die Salzsäure, in der Wasserstoff- und Chloridionen enthalten sind. Im Chlorwasserstoffmolekül liegen diese Ionen noch nicht vor. Sie entstehen erst unter dem Einfluß des Wassers. Das Chlorwasserstoffmolekül ist uns wie das Wassermolekül als Dipol bekannt. An seiner positiv geladenen Seite befindet sich das Wasserstoffatom. Hier lagern sich Wassermoleküle mit ihrer negativ geladenen Seite an. Sie umgeben mit ihrer positiv geladenen Seite das Chloratom. Dadurch wird die Bindung zwischen Wasserstoff und Chlor geschwächt, und das Chlorwasserstoffmolekül zerfällt in ein Wasserstoff-

und ein Chloridion (Abb. 26). Die Chloridionen unterliegen der Hydratation. Jedes Wasserstoffion verbindet sich mit einem Wassermolekül. Dabei entsteht das **Hydroniumion** H_3O^+ :



Das Hydroniumion liegt in allen sauren Lösungen vor. Es umgibt sich ebenfalls mit einer Hydrathülle. Den Zerfall von Chlorwasserstoff beim Lösen in Ionen können wir nunmehr wie folgt angeben:



Meistens wird die Bildung des Hydroniumions vernachlässigt, und man schreibt an seine Stelle lediglich das Wasserstoffion. Beim Auflösen anderer Halogenwasserstoffe in Wasser laufen grundsätzlich die gleichen Vorgänge ab.

- Erklären Sie die Bildung von Bromwasserstoffsäure aus Bromwasserstoff und Wasser!

- ▶ **Stoffe mit Atombindung, die partiellen Ionencharakter besitzt, können in Wasser in Ionen zerfallen. Dieser Vorgang wird durch den Dipolcharakter des Wassers bedingt und durch Hydratation der entstandenen Ionen stabilisiert. Die Wasserstoffionen verbinden sich mit Wassermolekülen zu einfach positiv geladenen Hydroniumionen.**

Wesen der elektrolytischen Dissoziation

1. Elektrolytische Dissoziation – Dissoziationsgleichung

Die in Ionenverbindungen enthaltenen Ionen werden beim Auflösen in Wasser frei beweglich. Stoffe, die sich so verhalten, nennt man **echte Elektrolyte** (z. B. Salze). Stoffe, die erst unter dem Einfluß des Wassers in Ionen dissoziieren, heißen **potentielle Elektrolyte** (z. B. Chlorwasserstoff). Einen Vorgang, bei dem durch Auflösen eines Elektrolyten in Wasser frei bewegliche, getrennte Ionen auftreten, bezeichnet man als **elektrolytische Dissoziation**.

Die elektrolytische Dissoziation wird durch die **Dissoziationsgleichung** ausgedrückt. Als Ausgangsstoff steht der undissoziierte Stoff, als Endstoffe erscheinen in der Lösung vorhandene Ionen. Die Gleichung für die Dissoziation beispielsweise von Chlorwasserstoff lautet vereinfacht:

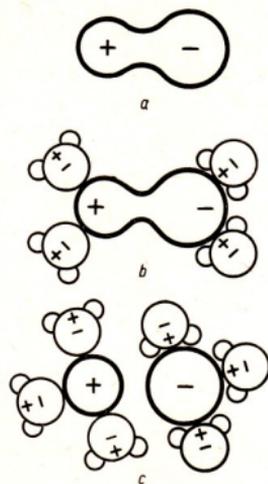
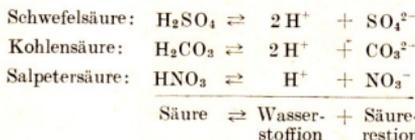


Abb. 26 Dissoziation von Chlorwasserstoff

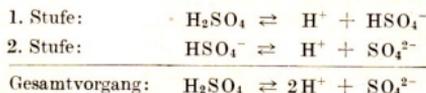
2. Dissoziation von Säuren, Basen und Salzen

a) Dissoziation von Säuren

Im folgenden sind die Dissoziationsgleichungen einiger Säuren angegeben:



Diese Gleichungen veranschaulichen, daß Säuren Stoffe sind, deren wäßrige Lösungen Wasserstoff- und Säurerestionen enthalten. Kohlensäure und Schwefelsäure dissoziieren in zwei Stufen, denn die zwei Wasserstoffionen treten nicht gleichzeitig, sondern nacheinander in der Lösung auf. Die Gleichungen für die Dissoziation der Schwefelsäure lauten:

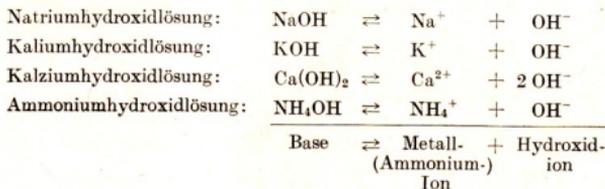


- Geben Sie die Gleichungen für die stufenweise Dissoziation von Kohlensäure und Phosphorsäure an!

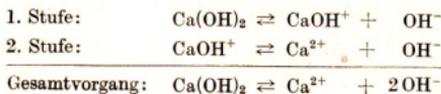
b) Dissoziation von Basen

Basen sind Stoffe, die in wäßrigen Lösungen Metall- beziehungsweise Ammoniumionen und Hydroxidionen enthalten.

Die folgenden Dissoziationsgleichungen machen diesen Sachverhalt deutlich:

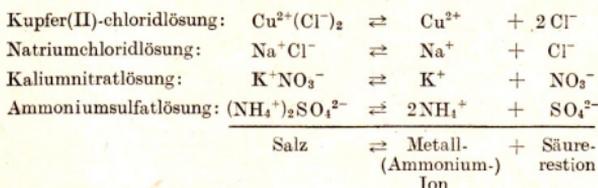


Einige Basen, wie zum Beispiel Kalziumhydroxid und Magnesiumhydroxid, dissoziieren ebenfalls stufenweise. Die stufenweise Dissoziation von Kalziumhydroxid wird durch folgende Gleichungen wiedergegeben:



e) Dissoziation von Salzen

Salze dissoziieren in Metall- (Ammonium-) Ionen und Säurerestionen:



Salzlösungen enthalten somit das Säurerestion einer Säure und das Metallion einer Base.

- ▶ Bei der elektrolytischen Dissoziation treten frei bewegliche, voneinander getrennte Ionen auf.
Säuren dissoziieren in wässriger Lösung in Wasserstoff und Säurerestion, Basen in Metall- (Ammonium-) Ionen und Hydroxidionen. Wässrige Lösungen von Salzen enthalten Metall- (Ammonium-) Ionen und Säurerestionen.

3. Dissoziation und chemische Bindung

Mit Hilfe der chemischen Bindung läßt sich erklären, warum eine Verbindung als Säure oder als Base dissoziiert. Als Beispiel betrachten wir die Dissoziation einiger Verbindungen, in denen neben Wasserstoff und Sauerstoff Elemente der 3. Periode des Periodensystems enthalten sind. Von Bedeutung für den **Dissoziationstyp** sind die Bindungen zwischen Sauerstoff und Wasserstoff sowie zwischen Sauerstoff und dem dritten Element.

Natriumhydroxid enthält neben Wasserstoff und Sauerstoff das typische Metall Natrium. Natrium gibt leicht Elektronen ab und geht mit Nichtmetallen Ionenbindung ein. Im Natriumhydroxidmolekül ist das Elektron des Natriumatoms von einem Sauerstoffatom aufgenommen. Die Bindung zwischen Sauerstoff und Wasserstoff in der Hydroxidgruppe ist eine Atombindung mit partiellem Ionencharakter. Da aber im Natriumhydroxidmolekül der Ionencharakter der Bindung zwischen Sauerstoff und Natrium weitaus stärker als zwischen Sauerstoff und Wasserstoff ist, dissoziiert die Verbindung in Natrium- und Hydroxidionen, also als Base.

In der Schwefelsäure ist das Nichtmetall Sauerstoff mit dem Nichtmetall Schwefel verbunden. Die Bindung beruht auf gemeinsamen Elektronenpaaren. Da sich Schwefel und Sauerstoff chemisch stark ähnlich sind, ist der Ionencharakter dieser Bindung sehr schwach ausgebildet. In der Schwefelsäure ist der Sauerstoff aber auch noch an Wasserstoff gebunden. Diese Bindung hat verhältnismäßig starken Ionencharakter. Daher zerfällt die Schwefelsäure bei der Dissoziation in Wasserstoff- und in Sulfationen. Sie dissoziiert also als Säure.

In den bisher besprochenen Verbindungen waren ein typisches Metall, das Natrium,

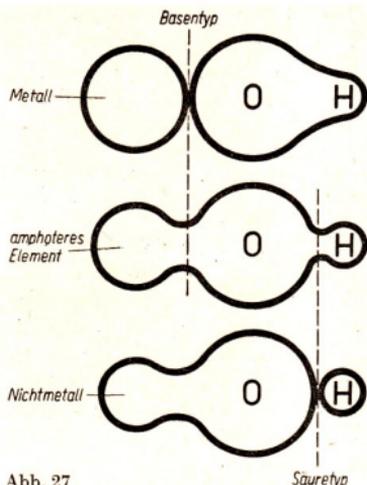
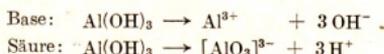


Abb. 27
Schematische Darstellung der Dissoziation nach dem Säure- und Basentyp

und ein typisches Nichtmetall, der Schwefel, enthalten. Aluminium ist ein amphoterer Element, das sich demzufolge chemisch teils metallisch, teils nichtmetallisch verhält. In der Bindung zwischen Aluminium und Sauerstoff im Aluminiumhydroxid wird der Ionencharakter schwächer sein als in der Bindung zwischen Natrium und Sauerstoff, aber stärker als zwischen Schwefel und Sauerstoff. Er ist wenig stark ausgeprägt zwischen Sauerstoff und Wasserstoff. Im Aluminiumhydroxidmolekül sind nicht so starke Unterschiede in den chemischen Bindungen anzutreffen wie im Natriumhydroxid- und Schwefelsäuremolekül. Wir können uns daher vorstellen, daß Aluminiumhydroxid als Säure oder als Base dissoziieren kann.



In Abbildung 27 ist der Übergang zwischen den beiden Grenzfällen der Dissoziation, dem Säure- und dem Basentyp, schematisch dargestellt.

4. Elektrische Leitfähigkeit von Lösungen

Wie wir bereits abgeleitet haben, gibt es wäßrige Lösungen, in denen Ionen vorhanden sind. Wir untersuchen nun, wie sich diese Lösungen gegenüber dem elektrischen Strom verhalten und vergleichen sie dabei mit Lösungen, in denen keine Ionen vorliegen.



Versuch 1: Zucker, Äthanol, Natriumchlorid, Kupfer(II)-chlorid, Chlorwasserstoff und Natriumhydroxid werden in destilliertem Wasser aufgelöst. Jede Lösung wird in ein Becherglas gegeben und in einer Versuchsanordnung nach Abbildung 28 untersucht. Die Spannung des zu verwendenden Gleichstromes soll etwa 10 Volt betragen.

Wenn man zwei mit einer Gleichstromquelle verbundene Elektroden in eine Natriumchloridlösung taucht, so kann man am Ausschlag eines in den Stromkreis eingeschalteten Strommeßgerätes erkennen, daß Strom fließt. Salzsäure, Natronlauge und Kupfer(II)-chloridlösung leiten ebenfalls den elektrischen Strom. Bei Zuckerlösung und Äthanolösung zeigt das Strommeßgerät keinen Ausschlag; diese Lösungen leiten den Strom nicht.

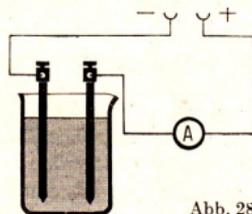


Abb. 28
Untersuchung der elektrischen Leitfähigkeit von Lösungen



Abb. 29 Svante Arrhenius

Wäßrige Lösungen von Salzen, Säuren und Basen leiten den elektrischen Strom. Diese Stoffe bezeichnet man als **Elektrolyte**. Stoffe, die in wäßriger Lösung den Strom nicht leiten, heißen **Nichtelektrolyte**.

- *Nennen Sie Beispiele für Elektrolyte und Nichtelektrolyte!*

In den Lösungen der Nichtelektrolyte sind kaum Ionen vorhanden. Ionen sind aber für die Leitfähigkeit einer Lösung notwendig. Diese Auffassung wurde bereits 1887 von dem schwedischen Chemiker **SVANTE ARRHENIUS** (Abb. 29) vertreten. Er faßte die Ionen vor allem als elektrisch geladene Teilchen auf, die sich bewegen können.

- ▶ **Elektrolyte sind Stoffe, deren Lösungen Ionen enthalten und den elektrischen Strom leiten. Lösungen von Nichtelektrolyten enthalten praktisch keine Ionen und sind auch keine elektrischen Leiter.**

5. Elektrolyse

a) Vorgänge bei der Elektrolyse von Kupfer(II)-chlorid

Mit Hilfe der Ionentheorie läßt sich die Leitfähigkeit von Lösungen erklären.



Versuch 2: Graphitelektroden werden in verdünnte Kupfer(II)-chloridlösung getaucht und mit den Polen einer Gleichstromquelle verbunden. Der Versuchsaufbau ist aus Abbildung 28 ersichtlich.

An der negativen Elektrode, der Katode, beobachtet man einen braunen Belag, der aus Kupfer besteht. An der positiven Elektrode, der Anode, entsteht ein Gas. Es wird an seiner grünlich gelben Farbe und an seinem Geruch als Chlor erkannt.

In einer Kupfer(II)-chloridlösung befinden sich positiv geladene Kupfer(II)-ionen und negativ geladene Chloridionen. An der Katode, an der ein Überschuß an Elektronen besteht, werden Kupfer(II)-ionen entladen. Da das Kupfer(II)-ion zweifach positiv geladen ist, nimmt es zwei Elektronen auf. Es entsteht ein Kupferatom. An der Anode herrscht Elektronenmangel. Die Chloridionen geben daher hier jeweils ein Elektron ab und wandeln sich in Chloratome um. Diese Vorgänge dauern an, bis sich praktisch keine der beiden Ionenarten mehr in der Lösung befinden und solange Strom fließt. Da sich nicht alle Kupfer(II)-ionen und alle Chloridionen in der Nähe der Katode beziehungsweise Anode befinden, müssen sie sich in der Lösung zu den entsprechenden Elektroden bewegen. Positiv geladene Ionen bewegen sich stets zur Katode. Diese Ionen werden daher Kationen genannt. Die

negativ geladenen Ionen, die Anionen, bewegen sich zur Anode. Infolge der „Ionenwanderung“ besteht die Möglichkeit, daß ständig an der Katode Elektronen aus der Lösung entfernt und der Anode der Lösung Elektronen zugeführt werden. Es fließt ein elektrischer Strom, weil von der Gleichstromquelle die an der Anode aufgenommenen Elektronen abgeführt und der Katode die entnommenen Elek-

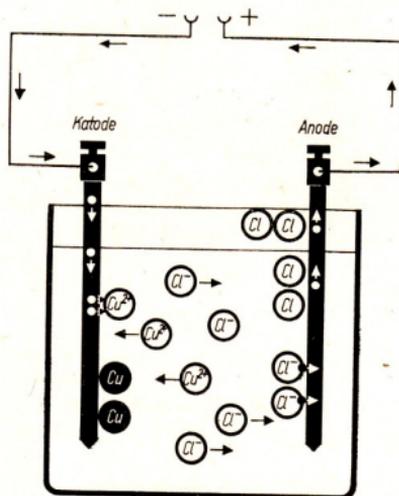
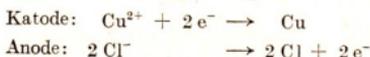


Abb.30 Schematische Darstellung der Vorgänge bei der Elektrolyse von Kupfer(II)-chlorid

tronen zugeführt werden. Die Umwandlung von Ionen in Atome ist ein chemischer Vorgang, der unter Einfluß des elektrischen Stromes abläuft. Die Katoden- und Anodenvorgänge werden gemeinsam als **Elektrolyse** bezeichnet. In Abbildung 30 sind die Vorgänge bei der Elektrolyse von Kupfer(II)-chlorid schematisch dargestellt. Die Elektrolyse von Kupfer(II)-chlorid läßt sich durch folgende Gleichungen angeben:



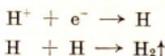
Das Entladen von Ionen ist bei der Elektrolyse der Elektrodenprozeß (Primärvorgang). Daneben läuft oft noch eine Folgereaktion (sekundärer Vorgang) ab, in unserem Beispiel die Vereinigung von zwei Chloratomen zu einem Chlormolekül:



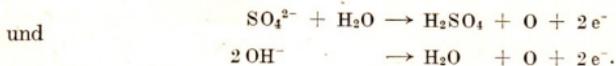
- Erklären Sie, welche Arten der chemischen Bindung in den Endstoffen der Elektrolyse von Kupfer(II)-chlorid vorliegen! Auf welche Weise wird die Oktettregel erfüllt?

b) Vorgänge bei der Elektrolyse von verdünnter Schwefelsäure

In einer Lösung von Schwefelsäure in Wasser sind Wasserstoff- und Sulfationen aus der Schwefelsäure und in geringen Mengen Wasserstoff- und Hydroxidionen aus dem Wasser enthalten. Bei der Elektrolyse werden Wasserstoffionen an der Katode entladen. Jeweils zwei Wasserstoffatome vereinigen sich zu einem Molekül Wasserstoff.



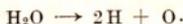
Die Vorgänge an der Anode sind komplizierter. Es können folgende Elektrodenprozesse angegeben werden:



Bei beiden Vorgängen tritt Sauerstoff auf. Die Sauerstoffatome vereinigen sich zu Sauerstoffmolekülen und entweichen. Wasserstoff und Sauerstoff entstehen im Verhältnis 2 : 1.

● *Begründen Sie dieses Verhältnis aus den Gleichungen für die Abscheidung!*

Die Reaktion bei der Elektrolyse von verdünnter Schwefelsäure kann man sich deshalb auch als Zerlegung von Wassermolekülen vorstellen:



Bei der Elektrolyse von verdünnter Schwefelsäure bleibt die Menge der in der Lösung vorhandenen Schwefelsäure (Wasserstoff- und Sulfationen) unverändert. Die Wassermenge wird jedoch geringer, da Wasserstoff und Sauerstoff im Verhältnis 2 : 1 aus der Lösung entweichen. Daher kann man vereinfacht sagen, daß bei der Elektrolyse von verdünnter Schwefelsäure Wasser zersetzt wird.

Zu dem gleichen Ergebnis kommt man bei der Elektrolyse von Natriumhydroxidlösung. Hier entsteht an der Katode ebenfalls Wasserstoff, und an der Anode wird Sauerstoff frei.

▶ Die Leitfähigkeit eines Elektrolyten läßt sich mit Hilfe der Ionentheorie erklären. Die Elektrolyse ist ein elektrochemischer Vorgang, bei dem an der Anode Anionen und an der Katode Kationen entladen werden. Neben diesem Elektrodenprozeß können auch noch Folgereaktionen ablaufen.

6. Stärke der Elektrolyte

a) Dissoziationsgrad

Betrachten wir die in der 3. Periode des Periodensystems stehenden ersten beiden Hauptgruppenelemente, so stellen wir fest, daß das Natrium stärkeren Metallcharakter aufweist als das Magnesium. Das Natriumion ist einfach, das Magnesiumion dagegen zweifach positiv geladen. Wir können vermuten, daß die Ionenbeziehung zwischen Natrium und Hydroxidgruppe stärker ausgeprägt ist als die entsprechende Bindung im Magnesiumhydroxid. Es ist auch anzunehmen, daß die Hydroxidionen im Magnesiumhydroxidmolekül auf Grund der stärkeren elektrischen Ladung fester an das Magnesium gebunden sind als das Hydroxidion an das Natriumion im Natriumhydroxid.

Diese Überlegungen führen zur Vorstellung, daß Natriumhydroxid in wäßriger Lösung besser dissoziiert ist als Magnesiumhydroxid. Ähnliche Überlegungen kann man auch für die Dissoziation weiterer Verbindungen anstellen.

△ Versuch 3: Gleiche Mengen wäßriger Lösungen gleicher Konzentration (0,1n) von Salzsäure, Äthansäure (Essigsäure), Natriumhydroxid, Ammoniumhydroxid, Natriumchlorid und Ammoniumkarbonat werden mit einer Versuchsanordnung nach Abbildung 28 auf elektrische Leitfähigkeit untersucht. Die Spannung des Gleichstroms beträgt etwa 20 Volt.

Salzsäure, Natronlauge, Natriumchlorid- und Ammoniumcarbonatlösung besitzen größere elektrische Leitfähigkeit als Äthansäure und Ammoniumhydroxidlösung gleicher Konzentration.

Da die Leitfähigkeit einer Lösung vor allem von den in ihr vorhandenen frei beweglichen Ionen abhängt, muß deren Anzahl in den Lösungen unterschiedlich sein. Die Elektrolyte dissoziieren folglich verschieden stark.

● *Nennen Sie Elektrolyte, die stark und solche, die schwach dissoziieren!*

In Lösungen, in denen die Elektrolyte nur schwach dissoziiert sind, liegen neben Ionen undissoziierte Moleküle vor; die elektrolytische Dissoziation verläuft in diesem Fall nicht vollständig.

Ein Maß für die Stärke der Dissoziation der Elektrolyten ist der **Dissoziationsgrad**. Aus ihm folgt, zu wieviel Prozent ein Elektrolyt dissoziiert ist. Der Dissoziationsgrad ist unter anderem von der Konzentration des Elektrolyten und von der Temperatur abhängig. Tabelle 6 gibt einen Überblick über die Dissoziationsgrade einiger Elektrolyte unter gleichen Bedingungen (Temperatur, Konzentration).

Tabelle 6 Dissoziationsgrad einiger Elektrolyte bei 18 °C in einer 1 n¹ Lösung

Elektrolyt	Formel	Dissoziationsgrad	Dissoziationsgrad (in %)
Säuren:			
Salzsäure	HCl	0,784	78
Salpetersäure	HNO ₃	0,82	82
Äthansäure (Essigsäure)	CH ₃ COOH	0,004	0,4
Basen:			
Bariumhydroxid	Ba(OH) ₂	0,69	69
Natriumhydroxid	NaOH	0,73	73
Kaliumhydroxid	KOH	0,77	77
Ammoniumhydroxid	NH ₄ OH	0,004	0,4
Salze ² :			
Kaliumchlorid	KCl	0,83	83
Bariumchlorid	BaCl ₂	0,75	75
Bariumsulfat	BaSO ₄	0,40	40

¹ Die Normalität (n) ist ein Konzentrationsmaß, mit dem angegeben wird, wieviel Grammäquivalente eines Stoffes in einem Liter Lösung enthalten sind.

$$\text{Grammäquivalent} = \frac{\text{Mol (bzw. Grammatom)}}{\text{Wertigkeit}}$$

² Dissoziationsgrad in 0,1 n Lösung