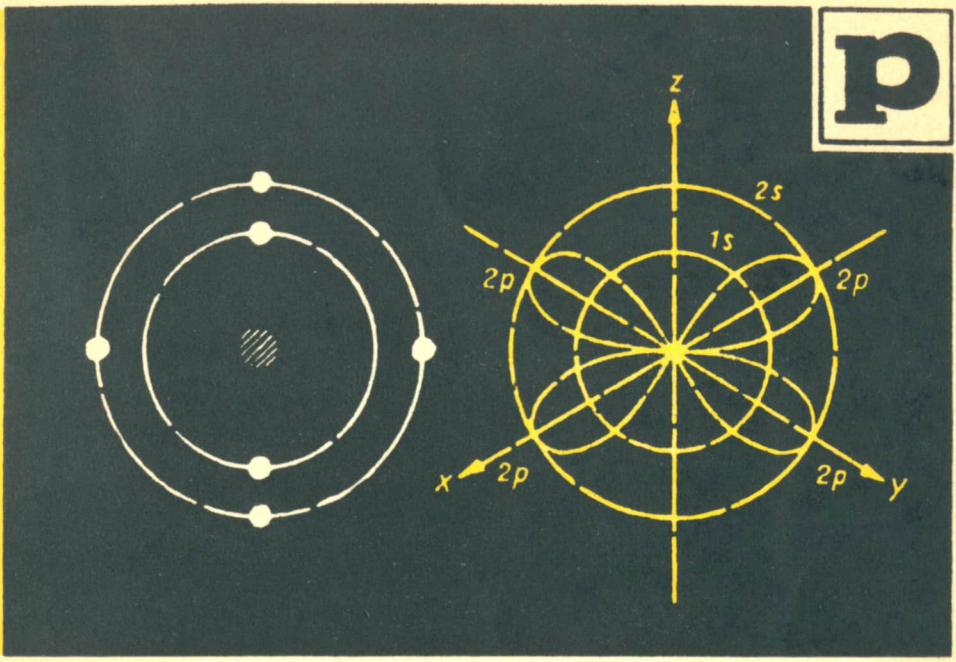


RICHTER

Atombau

VEB DEUTSCHER VERLAG FÜR GRUNDSTOFFINDUSTRIE

Programmiertes Lehrmaterial für das Ingenieurstudium

Lernprogramm zur Stoffvermittlung

Atombau

Von Günter Richter

5., durchgesehene Auflage



VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie
Leipzig

Autor:
Studiendirektor Dipl.-Chem. Günter Richter,
Institut für Fachschulwesen der DDR, Karl-Marx-Stadt

Dieses Lehrmaterial wurde in Zusammenarbeit
mit dem Institut für Fachschulwesen der DDR
entwickelt und erprobt.

5., durchgesehene Auflage
Copyright by VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig 1970
Bearbeitete Auflage: © VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie,
Leipzig 1983
VLN 152-915/18/83
LSV 1253
Printed in the German Democratic Republic
Gesamtherstellung: Gutenberg Buchdruckerei und Verlagsanstalt Saalfeld,
Betrieb der VOB Aufwärts
Redaktionsschluß: 15. 1. 1982
Bestellnummer: 541 206 8
DDR 3,– M

Geleitwort

Besonders wichtige Aufgaben bei der Weiterentwicklung der Erziehung und Bildung sind die Erhöhung der Effektivität und die Rationalisierung des Lehr- und Lernprozesses. Dazu kann der programmierte Unterricht in erheblichem Maße beitragen.

Programmiertes Lernen ermöglicht ein individuelles Lerntempo. Je nach Kenntnisstand sind unterschiedlich schnelle Fortschritte beim Durcharbeiten des Programms möglich, und je nach Notwendigkeit werden differenzierte Lernhilfen und Hinweise gegeben. Das Lernprogramm zwingt zu ständiger Aktivität des Lernenden und ist auf die selbständige Aneignung von zeitbeständigem Grundwissen orientiert. Es erzieht zum schöpferischen Arbeiten und entwickelt die Fähigkeit zu denkendem Kenntniserwerb. Dadurch sind Lernprogramme wirksame Rationalisierungsmittel im pädagogischen Prozeß.

Dieses Lernprogramm ist für das Lehrgebiet Chemie an Ingenieur- und Fachschulen entwickelt und dient der Reaktivierung, der Vertiefung und der Erweiterung des Wissens der Studierenden über den Atombau.

Darüber hinaus bietet es für Lernende an Volkshochschulen, Betriebsakademien, für Werktätige der chemischen Industrie und für andere an dieser Problematik Interessierte die Möglichkeit, fundiertes, auf dem neuesten Erkenntnisstand beruhendes Wissen und Können selbständig zu erwerben.

Die durch den breiten Einsatz dieses Lernprogramms gewonnenen Erfahrungen sollen bei der Entwicklung weiterer Programme genutzt werden.

Wir bitten daher alle Lehrer, die dieses Programm einsetzen, aber auch alle Lernenden, uns ihre Erfahrungen und Meinungen mitzuteilen.

Institut für Fachschulwesen der
Deutschen Demokratischen Republik

Oberstudiendirektor Dr. H. Roßner
Institutsdirektor

Hinweise für den Benutzer

Sie wollen auf neue, rationelle Weise studieren?

Hier ist eine Möglichkeit dazu!

Dieses Lernprogramm bietet Ihnen die Möglichkeit, sich weitgehend selbständig und unabhängig vom Lehrer die für das weitere Studium notwendigen Kenntnisse über den Atombau anzueignen. Das Lernprogramm gibt Ihnen Informationen, Aufgaben und Hinweise je nach Ihrem Kenntnisstand und den Fehlern, die Sie bei der Durcharbeitung machen. Wenn Sie schon gute Vorkenntnisse besitzen und wenig Fehler machen, können Sie viele Seiten überschlagen und kommen sehr rasch ans Ziel. Aber auch bei durchschnittlichen Vorkenntnissen aus der Polytechnischen Oberschule werden Sie einen guten Lernerfolg haben, wenn Sie gewissenhaft und sorgfältig arbeiten.

Dieses Heft können Sie nicht in gewohnter Weise fortlaufend durchlesen, sondern Sie müssen genau nach den Anweisungen verfahren. *Sie arbeiten zunächst den Informationsteil eines Lernschrittes durch, lösen anschließend die gestellte Aufgabe und überprüfen, ob Ihre Lösung richtig oder falsch ist.* Jeweils hinter dem Pfeil (am Seitenende) finden Sie die Seite, die als nächste aufgeschlagen werden muß.
Die Abschnitte 1. und 2. (bis 2.3.) können Sie bei sehr guten Vorkenntnissen evtl. überspringen. Diesen Teilen ist eine Inhaltsangabe vorangestellt, auf Grund der Sie sich entscheiden müssen, ob Sie die Abschnitte durcharbeiten wollen oder sofort die Zusammenfassung zu lösen versuchen. Bleiben Sie aber ehrlich gegen sich selbst!
Wenn Sie weitergehen, ohne die letzte Information verstanden oder die Aufgabe gelöst zu haben, dann gefährden Sie Ihren Lernerfolg.
Zu jeder Aufgabe wird die richtige Lösung angegeben, und entsprechend den Nummern in der ersten Spalte des Lösungsfeldes gibt es spezielle Hinweise, die Sie aber nur bei Fehlern beachten müssen.

Viel Freude und Erfolg beim Durcharbeiten dieses Lernprogramms!

Zeichenerklärung

Es bedeuten:

I	Informationen, neuer Stoff.
A	Aufgaben, Übungen, Fragen. Die Felder für Antworten sind mit den Lösungen übereinstimmend numeriert.
H	Hinweise bei Fehlern.
Z	Zusatzinformationen, um das Verständnis schwieriger Stellen zu erleichtern.
→ 8	Die Seite, auf der es weitergeht, also z. B. Seite 8.

Inhalt

1.	**Der Weg zur modernen Atomtheorie**	11
1.1.	I 1 *Daltons* Atomhypothese	11
1.2.	Das erste Atommodell	15
	I 2 Entdeckung der Elektronen	15
	I 3 Entdeckung des Atomkerns	17
	I 4 Grundlagen weiterer Erkenntnisse über den Atombau	19
2.	**Das Bohrsche Atommodell**	24
2.1.	I 5 Aufbauprinzip	24
2.2.	I 6 Die Elementarteilchen	29
2.3.	Der Atomkern	31
	I 7 Größenverhältnisse	31
	I 8 Massenzahl und Kernladungszahl	38
2.4.	Isotope und Nuklide	39
	I 9 Isotope	39
	I 10 Schreibweise und Symbolik	41
	I 11 Nuklide	46
	I 12 Politische und ökonomische Aspekte	47
2.5.	Die Elektronenhülle	49
	I 13 Elektronen und Spektrum	49
	I 14 Quantenbedingungen	51
	I 15 *Pauli*-Prinzip	52
	I 16 Energieniveauschema	56
	I 17 Valenzelektronen	60
3.	**Das wellenmechanische Atommodell**	62
3.1.	I 18 Das Atom als schwingendes System	62
3.2.	Die Aufenthaltsräume der s- und p-Elektronen	64
	I 19 Die s-Orbitale	64
	I 20 Die p-Orbitale	68
	I 21 Grundzustand und angeregter Zustand	70
3.3.	Orbitalmodelle einiger Atome	74
	I 22 Tabellarische Übersicht	74
	I 23 Modellvorstellungen und objektive Realität	76
Sachwörterverzeichnis		78
Anhang: Zusammenfassungen und Lernwegschema		79

Programminhalt Abschnitt I.

Dieser Abschnitt enthält die Entwicklung der Atomtheorie bis zum ersten Atommodell. Am Beispiel der Daltonschen Hypothese wird die atomistische Denkweise in der Chemie erläutert und der Zusammenhang zwischen dem Zahlenverhältnis der Atome in einer Verbindung und der Formel deutlich gemacht. Danach wird die Entdeckung der Elektronen und des Atomkernes beschrieben. Es folgen die Darstellung des ersten Atommodells und eine Information über die Entdeckung der Kernbausteine und des Feinbaues der Elektronenhülle.

Im einzelnen werden Ihnen folgende Kenntnisse vermittelt:

- Die Formel als ein Symbol für das ganzzahlige Zahlenverhältnis der Atome in einer Verbindung und damit auch für das Atomverhältnis, mit dem diese zur Reaktion gebracht werden müssen.
- Die Entdeckung der Elektronen als Katodenstrahlen bei Gasentladungen.
- Der Inhalt der ersten Modellvorstellung über das Atom mit positivem Kern und negativer Elektronenhülle.
- Die Erkenntnis, daß der Atomkern aus Protonen und Neutronen besteht.

Bitte entscheiden Sie sich jetzt!

Ist Ihnen der Inhalt von Abschnitt 1. in den Hauptzügen bereits bekannt, so gehen Sie nach

A 4 auf Seite 20

wenn nicht, beginnen Sie mit der Abarbeitung des Programms bei

I 1 ⟶ 11

1. Der Weg zur modernen Atomtheorie

1.1. Daltons Atomhypothese

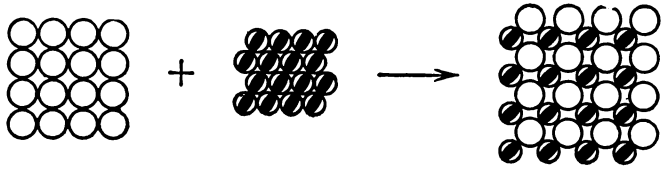
I 1

Sie kennen aus der Polytechnischen Oberschule die Gesetzmäßigkeiten, die die Grundlage des chemischen Rechnens bilden: Gesetz von der Erhaltung der Masse, Gesetz der konstanten und der vielfachen Massenverhältnisse usw. Um diese Gesetze zu erklären, stellte der englische Naturforscher *John Dalton* um 1800 folgende Hypothese auf:

Bei chemischen Reaktionen werden die Elemente in gleichartige kleinste Teilchen zerlegt. Bei Bildung einer Verbindung schließen sich diese Teilchen nach Art und Menge in charakteristischer Weise zusammen.

Dalton nannte diese Teilchen *Atome**), in Anlehnung an einen von dem griechischen Naturphilosophen *Demokrit* (um 400 v. u. Z.) geprägten Begriff. Mit dieser Hypothese begann die Deutung chemischer Vorgänge vom Atom her (atomistische Denkweise).

Die Bildung einer Verbindung AB aus dem Element A und dem Element B hat man sich – auf dieser Grundlage – folgendermaßen vorzustellen:



Element A *Element B* *Verbindung AB*

Von den beiden Elementen A und B sind solche Stoffmengen zur Reaktion zu bringen, die die gleiche Anzahl von Atomen enthalten (im Bild dargestellt durch je 16 Kugeln). Das ist notwendig, weil sich laut Hypothese bei der Reaktion jedes Element in gleichartige Teilchen aufspaltet,

*) atomos (griech.) = unteilbar

→ 12

die Atome. In der Verbindung AB ist dann 1 Atom A mit 1 Atom B verknüpft. In einer anderen Verbindung, z. B. A_3B_4, sind 3 Atome A mit 4 Atomen B vereinigt. AB bzw. A_3B_4 sind *allgemeine* Formeln. Sie geben nur die Anzahl, nicht aber die Art der miteinander verbundenen Atome an. Setzt man z. B. für A Blei und für B Sauerstoff, so erhält man die Formeln für die Verbindungen Blei(II)-oxid PbO und Blei(II, IV)-oxid Pb_3O_4. Das Atomverhältnis in diesem und allen anderen Verbindungen (1 : 1, 3 : 4 usw.) ist *ganzzahlig*, weil die Atome die *kleinsten* Teilchen sind, die miteinander Reaktionen eingehen.
Das sind einige Konsequenzen der aus *Daltons* Atomhypothese hervorgegangenen neuen atomistischen Denkweise in der Chemie. Die chemische Formelsprache und Symbolik hat, wie Sie gesehen haben, hier ihren Ausgangspunkt, genau so wie die Forschungen, die letztlich zum Auffinden und zum Nachweis der Atome führten.

A 1 Die Elemente Eisen und Sauerstoff bilden ein Oxid der Zusammensetzung FeO und ein Oxid der Zusammensetzung Fe_2O_3.

a) In welchem Zahlenverhältnis müssen die Atome in den Ausgangsstoffen vorliegen, damit sich diese Verbindungen bilden können?

	Fe	O
FeO		
Fe_2O_3		

b) Warum kann es keine Verbindung $Fe_{0,3}O$ geben? (Atomverhältnis!)

Tragen Sie Ihre Lösung in die dafür vorgesehenen Felder ein, und gehen Sie dann nach

→ 14
Mitte

Test zum Inhalt [I 5] bis [I 8] (Abschnitt 2.1. bis 2.3.)

---

1. Elementarteilchen des Atoms

Name	Symbol	Ladung	Masse*)

*) bezogen auf die Elektronenmasse = 1, gerundete Werte

---

2. Skizze des Bor- und des Phosphoratoms mit Angabe der Teilchenzahlen

---

3. Massenverhältnis:

Kern	Hülle

Phosphoratom

Größenverhältnis allgemein:

Atomdurchmesser	Kerndurchmesser
cm	cm

---

4. Die Massenzahl A

gibt an

ist identisch mit

→ 14

Die Kernladungszahl Z

gibt an

gibt an

ist identisch mit

A–Z =

weiter → 33

Lösung				A 1
a)	FeO	1 : 1	Fe_2O_3	2 : 3
b)	Das Atomverhältnis wäre hier 0,3 Atome Eisen zu 1 Atom Sauerstoff. Bruchstücke von Atomen (0,3) bilden sich aber laut Hypothese bei chemischen Reaktionen nicht.			

Richtige Lösung? → 15

Fehler? ↓

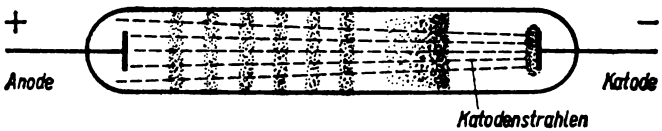
H 1 Machen Sie sich nochmals genau die Konsequenzen der folgenden beiden Aussagen deutlich!

1. Bei chemischen Reaktionen spalten sich die Elemente zunächst auf, maximal zu ihren kleinsten Teilchen, den Atomen.
2. Die Formel drückt aus, in welchem (ganzzahligen!) Verhältnis die Atome sich miteinander verbunden haben.

Weiter wie angegeben!

1.2. Das erste Atommodell

I 2 Nachdem die Atome länger als ein halbes Jahrhundert als unteilbar gegolten hatten, entdeckte man in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts bei der Untersuchung von Gasentladungen in hochevakuierten Röhren als ersten der Atombausteine das Elektron:



Man beobachtete einen von der Katode ausgehenden Strom äußerst kleiner, negativ geladener Teilchen: Katodenstrahlen. Die Teilchen nannte man Elektronen und vermutete ihren Ursprung in den Atomen.

A 2 Füllen Sie jetzt bitte die untenstehenden Lösungsfelder aus!

Katodenstrahlen bestehen aus	1	
Elektronen sind Bausteine des	2	
Ihre Ladung ist	3	

→ 16

Lösung		A 2
1	Elektronen	
2	Atoms	
3	negativ	

Richtig?

→ 17

Fehler?

↓

H 2 Es gibt in diesem Fall zwei Fehlerursachen – entweder Flüchtigkeit beim Durcharbeiten (denn die Antworten gehen aus (I 2) hervor), oder Sie haben mehr hineingeschrieben, als aus dem Programm entnommen werden konnte.

Berichtigen Sie also, und gehen Sie weiter wie oben angegeben!

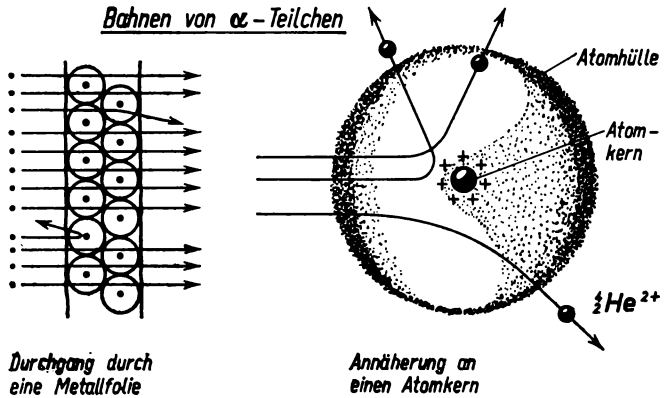
I 3

Der englische Physiker *Rutherford* entdeckte 1911 den Atomkern und entwickelte danach das erste Atommodell.

Rutherford-Versuch:

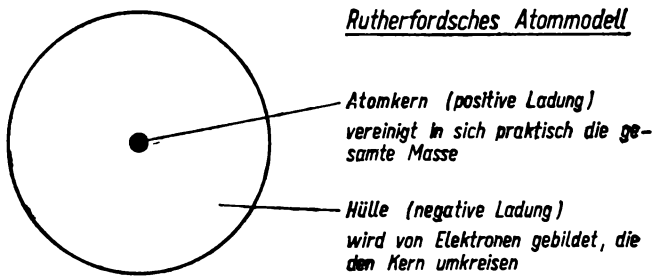
Eine sehr dünne Goldfolie, in der nur wenige Atomschichten übereinanderliegen, wurde mit α-Teilchen aus einem radioaktiven Präparat beschossen und beobachtet, in welchem Maße die geradlinigen Teilchenbahnen von den Goldatomen beeinflußt werden.

(α-Teilchen = positiv geladene Heliumkerne $^{4}_{2}He^{2+}$.)



Aus der Tatsache, daß nur ganz wenige α-Teilchen abgelenkt oder reflektiert wurden, folgerte *Rutherford*, daß die Atome ein *sehr kleines, positives* Zentrum besitzen. (Gleichnamige Ladungen stoßen sich ab.)

Von den Elektronen wurde angenommen, daß sie den Kern sehr schnell umkreisen.



→ 18

A 3 Wir wollen uns noch einige Gedanken zu (I 3) machen: Woraus folgerte *Rutherford,* daß der Atomkern positiv geladen ist?

1	

Wie kann man die Stabilität des Atoms erklären, obwohl Kern und Elektronen sich gegenseitig anziehen, also miteinander verschmelzen müßten?

2	

Sie haben Antworten? → **21**

Sie haben keine Antworten? → **Z 3**

Z 3 Gleichnamige Ladungen stoßen sich ab, ungleichnamige Ladungen ziehen sich an. Positiver Atomkern und negative Elektronen ziehen sich also gegenseitig an. Wieso vereinigen sie sich dann nicht? Welche Kräfte wirken der Anziehung entgegen?

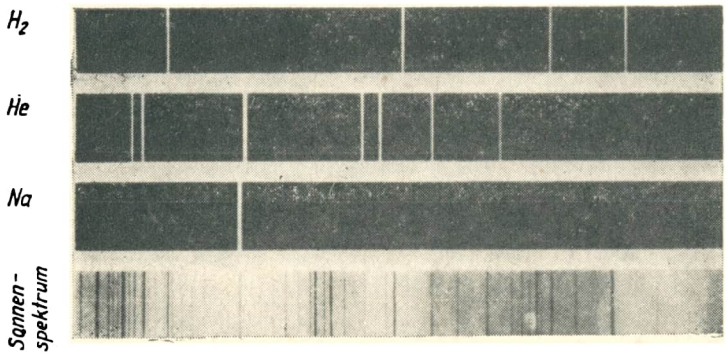
Schauen Sie sich jetzt nochmals die Versuchsbeschreibung und das Atommodell genau an, und lösen Sie dann (A 3)!

I 4

Aus (I 3) wissen Sie jetzt, wie *Rutherford* zur Entdeckung des Atomkerns und zu der Aufstellung des ersten Atommodells kam. Es dauerte noch 20 Jahre, bevor man bei *Forschungen über Atomumwandlungen* und Radioaktivität die *Kernbausteine*, die *Protonen* und *Neutronen*, entdeckte.

Über die Elektronenhülle gewann man schon vorher ein genaueres Bild durch Auswertung der Atomspektren, die Untersuchung der Zusammensetzung des von Atomen ausgesandten Lichtes:

Genau so, wie z. B. Natrium eine Flamme charakteristisch gelb färbt, senden alle anderen Atome, wenn sie zum Leuchten angeregt werden, Licht ganz bestimmter Wellenlängen aus, es entstehen die sogenannten *Atomspektren.*



Wellenlänge der roten H_α - Linie: $6562{,}8 \cdot 10^{-8}$ cm

Zwischen den Atomspektren und dem Bau der Elektronenhülle besteht ein gesetzmäßiger Zusammenhang. Damit war es möglich, durch Analyse solcher Spektren Einsichten in den Bau der Elektronenhülle zu erlangen.
Der dänische Physiker *Niels Bohr* konnte auf diesen Grundlagen 1913 das Rutherfordsche Modell so weiterentwickeln, daß damit viele chemische und physikalische Erscheinungen anschaulich begreifbar wurden.

→ 20

Zusammenfassung Abschnitt I.

A 4 Wir wollen Ihnen die Zusammenfassung erleichtern. Füllen Sie die Lücken im folgenden Text!

Der Atombegriff wurde von dem griechischen Philosophen ..... geprägt. Anfang des 19. Jahrhunderts konnte der Engländer ..... die Gesetzmäßigkeiten über bei chemischen Reaktionen durch seine erklären. Bei Untersuchungen von Gasentladungen wurden die entdeckt, und um 1911 fand der Engländer den Atomkern und stellte das erste auf. Die Kernbausteine, und wurden bei Untersuchungen über gefunden, und die Atom-..... waren der Schlüssel zu den Erkenntnissen über die Elektronenhülle.

→ 27

Lösung		A 3
1	Die positiven α-Teilchen werden nur von gleichnamigen Ladungen abgestoßen.	
2	Die Elektronen müssen den Kern sehr schnell umkreisen, sonst würden sie infolge Anziehung in den Kern hineinstürzen.	

Richtig? → 19

Fehler?

H 3

1. Lesen Sie (Z 3) auf Seite 18!
2. Um die Stabilität des Atoms zu erklären, ging *Rutherford* von einem einfachen mechanischen Vergleich aus:

   Die Anziehung zwischen Kern und Elektronen wird durch die Fliehkraft infolge des schnellen Umlaufs der Elektronen um den Kern kompensiert.

Korrigieren Sie jetzt Ihre Lösung, und gehen Sie weiter wie oben bei »richtig« angegeben!

Lösung	A 7
1	10 m
2	100 000 km

Richtig? → 38

Fehler? ↓

H 7

Zu 1: Das Atom wurde auf das 10^{11}fache vergrößert, also von 10^{-8} cm auf 10^{3} cm oder 10 m.

Zu 2: Ein Stecknadelkopf von 10^{-1} cm Durchmesser, auf das 10^{11}fache vergrößert, hat einen Durchmesser von 10^{10} cm oder 10^{8} m oder 10^{5} km.

Gehen Sie weiter wie oben angegeben!

Programminhalt Abschnitt 2.1. bis 2.3.

Nach einem allgemeinen Schema des Atomaufbaus wird das Bohrsche Modell der 18 leichtesten Elemente angegeben und die Anzahl der Elementarteilchen in diesen Modellen ausgezählt. Die Symbole für Proton, Neutron und Elektron sowie ihre Eigenschaften (Ladung, Masse, Massenverhältnis Kern/Hülle) werden erläutert. Es folgen anschauliche Beispiele für die Größenverhältnisse im Atom und für die Ermittlung der Anzahl der Elementarteilchen aus Kernladungszahl und Massenzahl.

Der Zusammenhang zwischen Massenzahl und relativer Atommasse wird erklärt.

Im einzelnen erwerben Sie folgende Kenntnisse und Fähigkeiten:

- Sie erkennen den Zusammenhang zwischen Kernladungszahl, relativer Atommasse und Anzahl der Protonen, Neutronen und Elektronen.
- Sie erlangen die Fertigkeit, diese Teilchenzahlen aus dem Periodensystem zu ermitteln.
- Sie gewinnen Vorstellungen über die Größenverhältnisse im Atom und über die Massenverhältnisse.

Entscheiden Sie bitte wieder!

Wenn Ihnen das schon bekannt ist, lösen Sie die Aufgaben auf Seite 13

Wissen Sie nicht Bescheid, dann beginnen Sie bei (I 5), Seite 24

2. Das Bohrsche Atommodell

2.1. Aufbauprinzip

I 5

Die historische Entstehung der ersten Modellvorstellungen vom Atom ist Ihnen nun bekannt. Sie dürfen aber Modelle niemals mit der Wirklichkeit gleichsetzen. Auch die verschiedenen Atommodelle spiegeln nur bestimmte Seiten der objektiven Realität anschaulich wider und müssen deshalb entsprechend dem jeweiligen Stand unserer Erkenntnisse weiterentwickelt und verändert werden (z. B. wellenmechanisches Atommodell, Abschnitt 3.).

Zunächst wollen wir uns mit dem Bohrschen Atommodell beschäftigen, das für die Erklärung chemischer Vorgänge auch heute noch bedeutsam ist:

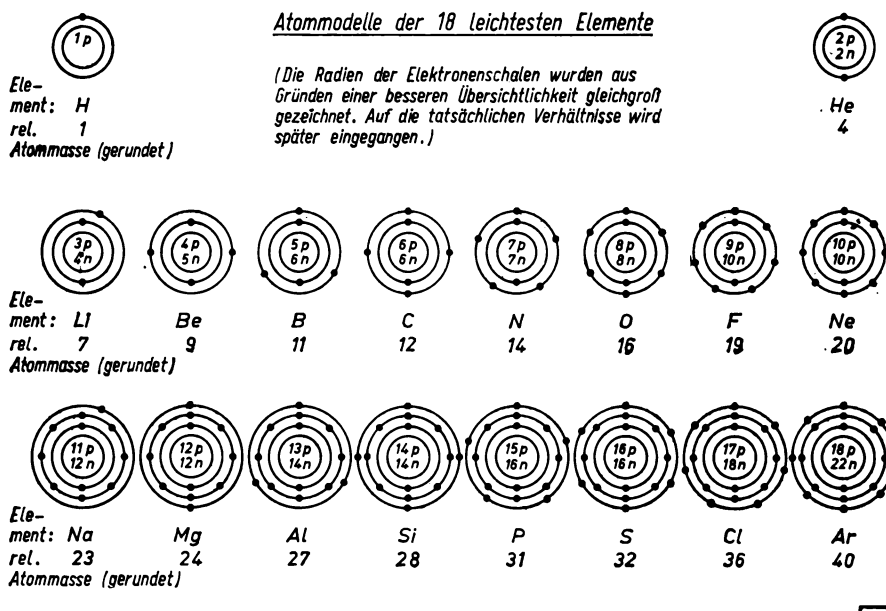
Atom $\varnothing \approx 10^{-8}$ cm

Kern $\varnothing \approx 10^{-12}$ cm
Protonen (p) } Nukleonen*)
Neutronen (n) }

Elektronen (e^-)
umkreisen den Kern auf bestimmten Bahnen (Schalen)

Atommodelle der 18 leichtesten Elemente

(Die Radien der Elektronenschalen wurden aus Gründen einer besseren Übersichtlichkeit gleichgroß gezeichnet. Auf die tatsächlichen Verhältnisse wird später eingegangen.)



*) nucleus (lat.) = Kern

→ 25

Die vorstehenden schematischen Darstellungen der Atome enthalten im Kern die Angaben für die Anzahl der Protonen und Neutronen und in verschiedenen Schalen um den Kern die Elektronen (symbolisch als Punkte dargestellt).

A 5 Zählen Sie die Elektronen aus, und tragen Sie diese und die anderen Zahlenangaben in die folgende Tabelle ein!

Element 1	Protonen-zahl 2	Neutronen-zahl 3	relative Atommasse (gerundet) 4	Elektronen-zahl 5
H				
He				
C				
N				
O				
F				
Ne				
Al				
Cl				

Vergleichen Sie Spalte 2 mit Spalte 5 und die Summe der Teilchenzahlen in den Spalten 2 und 3 mit Spalte 4!

Welche allgemeine Gesetzmäßigkeit erkennen Sie?

→ 26

Lösung				A 5
Element 1	Protonenzahl 2	Neutronenzahl 3	Atommasse 4	Elektronenzahl 5
H	1	0	1	1
He	2	2	4	2
C	6	6	12	6
N	7	7	14	7
O	8	8	16	8
F	9	10	19	9
Ne	10	10	20	10
Al	13	14	27	13
Cl	17	18	36	17

aus Anzahl der Protonen und Neutronen entspricht der gerundeten relativen Atommasse (Ausnahme: Chlor).

Alles richtig? → 29

Fehler? Lesen Sie bitte die folgenden Hinweise!

H 5 Betrachten Sie nochmals genau die Skizzen auf Seite 24!

Die Anzahl der Protonen und Neutronen ist im Zentrum des Atommodells eingetragen. Die Summe beider Teilchenzahlen entspricht, bis auf Chlor, der gerundeten relativen Atommasse. Dieser Zusammenhang wird in (I 8) nochmals ausführlich erläutert.

Berichtigen Sie jetzt Ihre Fehler, und gehen Sie, wie oben angegeben, weiter!

Lösung	A 4

1 *Demokrit*
2 *Dalton*
3 Massenverhältnisse
4 Atomhypothese
5 Elektronen
6 *Rutherford*
7 Atommodell
8 Protonen
9 Neutronen
10 Atomumwandlungen
11 -spektren

Fehler?
Wenn Sie den ersten Programmteil übersprungen und mehr als 4 Fehler haben, beginnen Sie von vorn

→ I 1

H 4

Haben Sie weniger als 4 Fehler, lesen Sie bitte nochmals folgende Programmstellen:

1, 2, 3, 4: I 1 auf Seite 11

5: I 2 auf Seite 15

6, 7: I 3 auf Seite 17

8, 9, 10, 11: I 4 auf Seite 19

Alles richtig?

Dann haben Sie sich jetzt eine Pause verdient!

Haben Sie Lust auf eine kleine Abwechslung, bevor Sie im Programm weiterarbeiten?

→ 28

Fortsetzung des Programms

→ 23

Das sollten Sie auch lesen:

Als das Ehepaar *Pierre* und *Marie Curie* im Rahmen seiner Doktorarbeit 1898 versuchte, die strahlende Substanz aus der Uranpechblende zu isolieren und dabei die beiden neuen Elemente Radium und Polonium entdeckte – übrigens mit äußerst primitiven Hilfsmitteln in einer alten Scheune –, da erhielt es von Joachimsthal im Erzgebirge 10 Tonnen Pechblende geschenkt, die damals keine Verwertung fand.

Heute hat das gleiche Mineral sehr hohen Wert, ist es doch ein Ausgangsstoff für die Kernenergiegewinnung. Unsere Vorkommen im Erzgebirge haben dazu beigetragen, daß die Sowjetunion das amerikanische Atombombenmonopol brechen und in der friedlichen Anwendung der Atomenergie hervorragende Ergebnisse erreichen konnte.

→ 23

2.2. Die Elementarteilchen

I 6

Wie Sie bereits wissen, besteht nach dem Bohrschen Modell das Atom aus drei verschiedenen Elementarteilchen. Der folgenden Tabelle können Sie Einzelheiten über diese Teilchen entnehmen:

Name	Symbole	Ladung*)	Masse**)
Proton	p (p^+)	+1	1 836
Neutron	n	0	1 839
Elektron	e^- ($\ominus$)	−1	1

*) Ladungseinheit: $e = 1{,}60 \cdot 10^{-19}$ As (Elementarladung). Ladungen treten nur als ganzzahliges Vielfaches einer Elementarladung auf.

**) Masseneinheit: Ruhmasse des Elektrons $= 9{,}108 \cdot 10^{-28}$ g. Schnellbewegte Elektronen ändern auf Grund der Beziehung zwischen Masse und Energie *(Einstein)* ihre Masse.

Elektron und Proton tragen also je eine Elementarladung von entgegengesetztem Vorzeichen. Proton und Neutron haben eine etwa 1840mal größere Masse als das Elektron.

Die Elementarteilchen sind nicht nur Teilchen mit Masse und Volumen, sondern sie besitzen ebenso Eigenschaften von Wellen, ohne daß sie als Teilchen oder Welle vollständig beschrieben werden können. Hierin liegt eine der Grenzen des Bohrschen Atommodells. In diesem werden die Elektronen als Teilchen behandelt. Es gibt aber auch eine wellenmechanische Betrachtungsweise der Elektronen (Abschn. 3.).

Neben den drei genannten Arten wurde noch eine große Zahl weiterer Elementarteilchen entdeckt, z. B. Positron, Neutrino, Myon und ihre Antiteilchen. Auf diese soll aber hier nicht näher eingegangen werden.

→ 30

A 6 Berechnen Sie aus den Angaben vorstehender Tabelle und der Teilchenzahlen aus der Lösung von (A 5), Seite 26

a) das Massenverhältnis Kern zu Hülle

	Kern	Hülle
H		
C		
Cl		

b) den prozentualen Anteil der Masse des Kerns und der Hülle an der Gesamtmasse des Chloratoms (gerundet)!

	Kern	Hülle
Cl	%	%

Sie haben eine Lösung? → **32**

Sie wissen mit der Aufgabe noch nichts anzufangen?

↓

Z 6 Überlegen Sie noch einmal, denn die Sache ist ganz einfach:

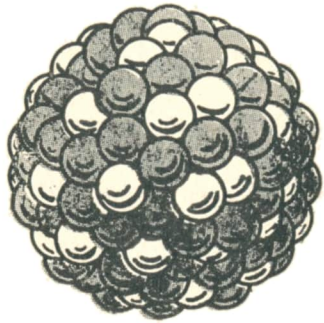
Sie addieren die Massen der Nukleonen ($m_p = 1\,836$, $m_n = 1\,839$) und bilden den Quotienten zur Summe der Elektronenmassen ($m_{e^-} = 1$). Dann müssen Sie bei b) noch die Prozentrechnung anwenden: Summe der Massen aller Elementarteilchen des Chloratoms = 100 %.

Lösen Sie jetzt (A 6)!

2.3. Der Atomkern

I 7 Wir beschränken uns hier auf einige Grundtatsachen.

Die Kernteilchen bilden, in ganz vereinfachter mechanischer Form gedacht, einen Kugelhaufen.



Die Nukleonen – das sind die Kernteilchen – werden durch Kräfte zusammengehalten, die bei einem ständigen wechselseitigen Umwandlungsprozeß zwischen ihnen frei werden. Diese Umwandlung der Kernteilchen ineinander kann man wie folgt darstellen:

Neutron (1) + Proton (2) $\rightleftharpoons$ Proton (1) + Neutron (2)

Es gibt noch andere Kernmodelle, aber keines spiegelt alle beobachteten Effekte vollständig wider. Auch hier nähert sich unsere menschliche Erkenntnis schrittweise immer mehr der objektiven Realität.
Nachdem Sie aus (A 6) erkannt haben, daß praktisch die gesamte Atommasse im Kern vereinigt ist, wollen wir uns die Größenverhältnisse einmal verdeutlichen:

Kerndurchmesser $\approx 10^{-12}$ cm; Atomdurchmesser $\approx 10^{-8}$ cm

$10^{-12} : 10^{-8} = 10^{-4} = \frac{1}{10000}$

d. h., der Durchmesser des Atomkerns beträgt $\frac{1}{10000}$ des Atomdurchmessers! (Durchschnittswert).

A 7 Zur Veranschaulichung denken wir ein Atom auf das 10^{11}fache vergrößert. Der Kerndurchmesser ist dann 10^{-12} cm $\cdot$ $10^{11} = 10^{-1}$ cm $= 1$ mm groß, also wie ein Stecknadelkopf.

Welchen Durchmesser in Metern hätte das gesamte Atom?

1	m

Wieviel Kilometer Durchmesser hätte ein Stecknadelkopf bei gleicher Vergrößerung?

2	km

(Erddurchmesser $\approx$ 12 700 km!)

→ 22

Lösung			A 6
		Kern	Hülle
a)	H	1 836	1
	C	22 050	6
	Cl	64 314	17
b)	Cl	99,97 %	0,03 %

Richtig? → 31

Fehler? ↓

H 6 Gehen Sie nach (Z 6), S. 30, und überprüfen Sie danach Ihre Rechnung!

Zu b):

$$\begin{array}{rl} & 17 \cdot 1\,836 \\ +\,& 18 \cdot 1\,839 \\ +\,& 17 \cdot \quad 1 \\ \hline & 64\,331 \text{ Masseneinheiten} = 100\,\% \end{array}$$

Wieviel % davon sind 64 314 Masseneinheiten?
Wieviel % davon sind 17 Masseneinheiten?

Berichtigen Sie! Weiter wie oben!

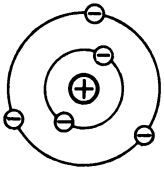
Test zum Inhalt I 5 bis I 8

Lösungen

1.

Name	Symbol	Ladung	Masse
Proton	p	+	~ 1 840
Neutron	n	0	~ 1 840
Elektron	e^- ⊖	−	1

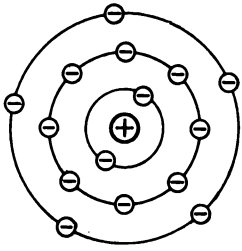
2.



5 p

6 n

5 e^-



15 p

16 n

15 e^-

3.

Hülle	Kern
57 040	15

$1840 \cdot 31 =$

Phosphoratom

Atomdurchmesser	Kerndurchmesser
10^{-8} cm	10^{-12} cm

4.

A:
- Anzahl der Nukleonen (p + n)
- gerundeter Massenwert

Z:
- Anzahl der Protonen
- Anzahl der Elektronen
- Ordnungszahl im PSE

A–Z:
- Neutronenzahl

→ 34

Haben Sie alles richtig gelöst? → I 9 auf Seite 39

Hatten Sie Fehler in mehr als zwei Aufgaben? → I 5 auf Seite 24

Hatten Sie zwei oder drei richtige Lösungen?

Arbeiten Sie entsprechend dem untenstehenden Schlüssel die Programmstellen durch, die Ihren Fehlern entsprechen!

Aufgabe 1	I 6		auf Seite	29
Aufgabe 2	I 5		auf Seite	24
Aufgabe 3	I 6	I 7	auf Seite	29 31
Aufgabe 4	I 8		auf Seite	38

Lösung						A 8
Symbol		A	Z	Anzahl von		
				p	n	e^-
1	Ba	137	56	56	81	56
2	Fe	56	26	26	30	26
3	I	127	53	53	74	53
4	Cu	64	29	29	35	29
5	Hg	201	80	80	121	80
6	U	238	92	92	146	92

War alles richtig? → 39

Fehler? ↓

H 8

1, 3, 5: Die Rechnung muß heißen:
Z ≙ Protonenzahl
Z ≙ Elektronenzahl $\quad n = A - Z$

2, 4, 6: Die Massenzahl A ist die Summe aus Protonenzahl und Neutronenzahl;
die Kernladungszahl Z ist gleich der Protonenzahl.

Arbeiten Sie weiter wie oben angegeben!

Wenn Sie weitere Informationen über Massenzahl und Atommasse wünschen → 36

Möchten Sie noch Zusatzaufgaben zum Inhalt der Programmteile (I 5) bis (I 8) lösen, so finden Sie solche → 13

Z 8

Massenzahl und Atommasse

Erinnern Sie sich an folgende Zusammenhänge:

Der Atomkern ist positiv geladen. Ursache dafür sind die Protonen (Ladung +1). Ein Kern mit drei Protonen hat demnach die Kernladung +3 (Kernladungszahl 3). Außerdem befinden sich Neutronen im Kern. Das Neutron hat praktisch die gleiche Masse wie das Proton. Ein Kern mit 16 Nukleonen (Sauerstoff) hat demnach eine 16mal so große Masse wie ein Kern mit einem Nukleon (Wasserstoff). Massenzahl Sauerstoff = 16, Massenzahl Wasserstoff = 1. Das Verhältnis der Zahl der Kernteilchen zweier Atome (Massenzahl A) gibt also gleichzeitig das Massenverhältnis der Atome zueinander an.

Die genauen, *relativen Atommassen* sind Verhältniszahlen, bezogen auf $\frac{1}{12}$ der Masse des Kohlenstoffatoms C, und berücksichtigen sowohl die unterschiedliche Masse der Protonen und Neutronen als auch die Elektronenmasse! Sie sind deshalb und aus einem anderen Grunde (I 10) nicht ganzzahlig, während man nach den obigen Darlegungen Ganzzahligkeit erwarten müßte.

Weil das Atom nach außen neutral ist, muß die positive Ladung des Kerns durch eine entsprechende negative Ladung der Hülle ausgeglichen werden: Protonenzahl gleich Elektronenzahl.

Lösen Sie jetzt (A 8) → 37

A 8 Vervollständigen Sie die folgende Tabelle!

Symbol		A	Z	Anzahl von		
				p	n	e^-
1	Ba	137	56			
2	Fe			26	30	26
3	I	127	53			
4	Cu			29	35	29
5	Hg	201	80			
6	U			92	146	92

Sie haben eine Lösung? → 35

Sie haben keine Lösung? → 36

I 8 Der Kernaufbau eines bestimmten Atoms wird durch zwei Zahlen gekennzeichnet:

Massenzahl A	=	Anzahl der Nukleonen (Protonen + Neutronen)

Anzahl der Protonen	=	Kernladungszahl Z

A entspricht dem auf eine ganze Zahl gerundeten *Massenwert,* d. h. der relativen Masse einer bestimmten Atomart.

Z gibt gleichzeitig auch die *Zahl der Elektronen* im neutralen Atom an und ist die *Ordnungszahl* im Periodensystem.

A *minus Z* ergibt die *Neutronenzahl.*

Überzeugen Sie sich von diesem Sachverhalt mit Hilfe des Periodensystems und der Tabellen in A 5, Seite 26, und I 6, Seite 29! Die Kernladungszahl steht im Periodensystem unter dem Symbol, die relative Atommasse über dem Symbol des Elementes.

Relative Atommasse und Massenwert:

Um korrekt zu sein, muß man unterscheiden zwischen der *relativen Atommasse* – das ist die relative Durchschnittsmasse der Atome eines Elements im natürlichen Mischungsverhältnis (Isotope, I 9) – und dem *Massenwert* – das ist die relative Masse einer bestimmten Atomart mit gleichen Kernen.

Näheres zur relativen Atommasse steht unter Z 8 → 36

sonst A 8 → 37

2.4. Isotope und Nuklide

I 9

Alle Atome *eines* Elementes haben die gleiche Kernladung und damit gleich viele Protonen.
Die Neutronenzahl, und damit die Masse, kann aber innerhalb gewisser Grenzen schwanken.

Atome gleicher Kernladung, aber verschiedener Masse (auf Grund unterschiedlicher Neutronenzahl), nennt man Isotope.

Isotope verhalten sich chemisch völlig gleich, weil sie durch die gleiche Kernladung auch einen gleichen Aufbau der Elektronenhülle besitzen. Sie unterscheiden sich durch ihre Massen und durch einige kernphysikalische Eigenschaften.

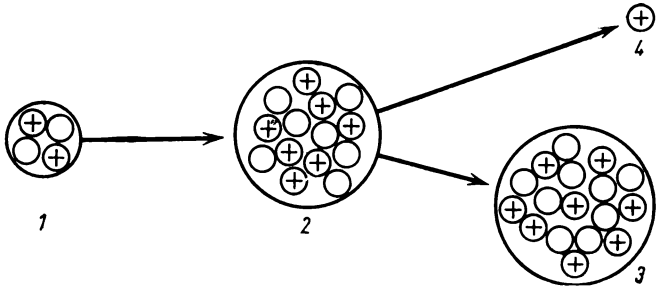
Die Erscheinung der Isotopie wurde 1910 durch den Engländer *F. Soddy* bei der Untersuchung von Zerfallsprodukten radioaktiver Stoffe entdeckt. 1919 fand der englische Forscher *Aston,* daß auch die stabilen Elemente meist Isotopengemische sind.

Nur 22 natürlich vorkommende Elemente sind Reinelemente. Sie enthalten nur Atome gleicher Massenzahl (z. B. F, Na, Al, P, Co). Alle übrigen sind Mischelemente (Isotopengemische).

→ 40

A 9 Die folgende Skizze stellt schematisch die erste künstliche Atomumwandlung dar (*Rutherford* 1919).

Es bedeuten: Protonen ⊕
Neutronen ⊖



Teilchen 1, ein sogenanntes α-Teilchen, ist ein Geschoß, durch das Teilchen 2 in Teilchen 3 umgewandelt wird. Die Teilchen sind Atomkerne.

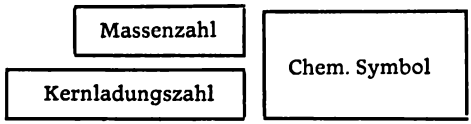
a) Zählen Sie die Nukleonen aus, und benennen Sie die Teilchen 1 bis 4 als Atomkerne!
(Tabelle Seite 26)

1	kern
2	
3	
4	

b) Beschreiben Sie den Vorgang durch einen Satz!

→ 43

I 10 Zur Kennzeichnung des Kernaufbaus benutzt man folgende Schreibweise:



Die Skizze von (A 9) wird damit in einer Gleichung zu

$^{4}_{2}He + {}^{14}_{7}N \rightarrow {}^{17}_{8}O + {}^{1}_{1}H$

(Protonen p sind Wasserstoffkerne!)

Weitere Beispiele:

Chlor besteht aus den beiden natürlichen Isotopen

	$^{35}_{17}Cl$	und	$^{37}_{17}Cl$
Mengenverhältnis	75,4 %		24,6 %

Natürliches Uran enthält folgende drei Isotope:

	$^{234}_{92}U$	$^{235}_{92}U$	$^{238}_{92}U$
Protonenzahl	92	92	92
Neutronenzahl	142	143	146
Mengenverhältnis	0,006 %	0,720 %	99,274 %
		$\Sigma =$	100 %

Das Mengenverhältnis der Isotope eines Mischelements ist in allen natürlichen Vorkommen konstant. Das ist eine Ursache für die nicht ganzzahligen relativen Atommassen; sie sind ein durch das Mengenverhältnis der Isotope bestimmter Mittelwert.
Vom Wasserstoff sind insgesamt drei Isotope bekannt, zwei natürliche und ein künstliches. Sie haben neben einem Proton 0, 1 und 2 Neutronen im Kern. Die beiden schweren Wasserstoffisotope heißen Deuterium (Symbol D) und Tritium (Symbol T).

→ 42

A 10 In der kernphysikalischen Schreibweise sind anzugeben:

1 bis 3: die Symbole der drei Isotope des Wasserstoffs

4: Formel und relative Molekülmasse von Deuteriumoxid (schweres Wasser)

1		
2		
3		
4		

→ 45

Lösung		A 14
a)	f-Elektron $n = 4$ (und größer)	
b)	p-Elektron $n = 2$ (und größer)	

Fehler? ↓

Richtig? → 52

H 14 Aus den in I 14 genannten Zusammenhängen ergibt sich folgende Tabelle:

Hauptquantenzahl	Nebenquantenzahl	Elektronenbezeichnung
$n = 1$	$l = 0$	s
$n = 2$	$l = 0$	s
	$l = 1$	p
$n = 3$ usw.	$l = 0$	s
	$l = 1$	p
	$l = 2$	d

Weiter wie oben!

Lösung			A 9
a)	1	Heliumkern	
	2	Stickstoffkern	
	3	Kern eines Sauerstoffisotops	
	4	Wasserstoffkern (Proton)	
b)		Durch Beschuß von Stickstoffkernen der Masse 14 mit Heliumkernen (Masse 4) entstehen der Kern des Sauerstoffisotops der Masse 17 und ein Wasserstoffkern (Proton). (Oder sinngemäße Antwort.)	

Bei dieser Aufgabe kommt es vor allem darauf an, daß Sie erkannt haben:
Es entsteht der Kern eines Sauerstoffatoms der Masse 17 – ein *Sauerstoffisotop.*

Sie haben das verstanden? → 41

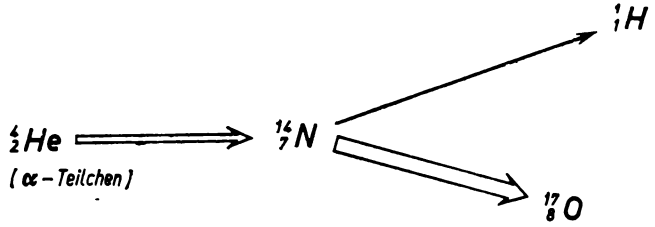
Sie möchten noch Erläuterungen haben? → 44

H 9

Zu a) 1 bis 4:

Die Kernladung bestimmt das Element, und durch Auszählen der Protonen und Vergleich mit der Tabelle auf Seite 26 finden Sie:

Teilchen 1: Kernladung 2, also Helium
Teilchen 2: Kernladung 7, also Stickstoff
Teilchen 3: Kernladung 8, also Sauerstoff



Zu b):

Die Atommasse von Sauerstoff ist fast genau 16, das bedeutet bei einer Kernladung 8, daß noch 8 Neutronen im Kern enthalten sind. Das bei dieser Atomumwandlung entstehende Sauerstoffatom enthält aber 9 Neutronen, hat dadurch die Masse 17 und ist ein Isotop des (häufigsten) Sauerstoffatoms der Masse 16.

Die Frage, warum bei dieser Umwandlung noch ein Proton frei wird und nicht der ganze Heliumkern sich mit dem Stickstoffkern zum Fluorisotop vereinigt, kann hier nicht erörtert werden.

→ 41

Lösung	A 10
1	$^{1}_{1}H$
2	$^{2}_{1}D$ oder $^{2}_{1}H$
3	$^{3}_{1}T$ oder $^{3}_{1}H$
4	D_2O, A = 20

Alles richtig? → 46

Fehler? ↓

H 10

1, 2, 3: Das häufigste (natürliche) Wasserstoffisotop hat im Kern ein Proton, Deuterium außerdem ein Neutron, Tritium noch zwei Neutronen. Daraus folgen die Massenzahlen 1, 2 und 3.

4: Wasser hat die Formel H_2O und die relative Molekülmasse von rund $16 + 1 + 1 = 18$. Deuteriumoxid enthält zwei Deuteriumatome und ein Sauerstoffatom. Wie lautet demnach die Formel?

Weiter wie oben!

I 11 Der Begriff »Isotope« wird nur für Atome *gleicher Kernladung* verwendet. (Definition (I 9), Seite 39.)
In der Kernphysik – der Bau der Elektronenhülle ist dort nicht Untersuchungsgegenstand – werden unterschiedliche Atomkerne allgemein als *Nuklide* bezeichnet.

Nuklide sind Atome mit unterschiedlichen Kernen.

Der Begriff Nuklid wird als Oberbegriff im folgenden Sinn verwendet:

Alle Isotope sind Nuklide, weil sie unterschiedliche Kerne besitzen. Aber auch die Atomkerne von Wasserstoff und Sauerstoff sind unterschiedlich und können deshalb dem Oberbegriff »Nuklid« zugeordnet werden.

Also: Nuklide $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}D$, $^{16}_{8}O$, $^{235}_{92}U$, $^{238}_{92}U$,

aber Isotope: $^{235}_{92}U$, $^{238}_{92}U$ oder $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}D$

Wir werden weiterhin allgemein von Nukliden sprechen. Man unterscheidet entweder

nach der Herkunft *künstliche und natürliche* oder
nach dem Verhalten *stabile und radioaktive* Nuklide.

Insgesamt sind bis jetzt mehr als 1 000 Nuklide bekannt, davon etwa 450 künstliche, radioaktive.

Künstliche Nuklide erhält man in Teilchenbeschleunigern oder Atomreaktoren. Die Elemente Neptunium bis Element 106 sind z. B. alle künstlich hergestellt und auch alle radioaktiv.

A 11 Kennzeichnen Sie die unten angegebenen Nuklide nach Herkunft und Verhalten!
(Natürlich, künstlich, stabil, radioaktiv.)

Nuklid	Herkunft	Verhalten
$^{16}_{8}O$		
$^{238}_{92}U$		
$^{249}_{97}Bk$		

→ 48
unten

I 12

Die Trennung von Isotopengemischen basiert auf den Massenunterschieden der Atome bzw. auf dem sich daraus ergebenden unterschiedlichen physikalischen Verhalten der Isotope. Für die Gewinnung von Reinelementen im technischen Maßstab sind große und aufwendige Anlagen erforderlich. Die Isotopentrennung für technische Zwecke ist deshalb auch heute noch sehr kostspielig, trotz großartiger Fortschritte in den letzten 20 Jahren.

Die Entwicklung der Atombombe, die erstmals eine technische Isotopentrennung erforderte, hatte die USA bis zum Frühjahr 1945 etwa 2 Milliarden Dollar gekostet. Ein so teures Objekt mußte dann wenigstens noch zum Einsatz kommen, und so wurde diese schreckliche Waffe ohne kriegsentscheidende Notwendigkeit auf Hiroshima und Nagasaki abgeworfen.

Schon wenige Jahre später konnte die UdSSR das amerikanische Atombombenmonopol durchbrechen, und bald demonstrierte in der Sowjetunion das erste Atomkraftwerk der Welt die friedliche Nutzung der Kernenergie. Seitdem führt das sozialistische Lager, mit der Sowjetunion an der Spitze und im Verein mit allen friedliebenden Menschen und tausenden fortschrittlichen Wissenschaftlern aus allen Ländern, einen beharrlichen Kampf um das Kernwaffenverbot. Es bedarf noch großer Anstrengungen, um die Menschheit vor dem Wahnsinn eines Kernwaffenkrieges zu bewahren, und es ist gut zu wissen, daß unsere Deutsche Demokratische Republik an der Seite der Sowjetunion für die Erhaltung des Weltfriedens kämpft.

→ 48

A 12 Fertigen Sie jetzt – ohne im Lernprogramm nachzuschlagen – eine Zusammenfassung Ihrer Kenntnisse über die Elementarteilchen und den Atomkern an! Halten Sie das in Ihrer Nachschrift fest!

Ihre Zusammenfassung muß etwa auf folgende Fragen Antwort geben:

1. Aus welchen Teilchen besteht ein Atom?
2. Welche Ladung und Masse haben die Teilchen?
3. Welches ungefähre Größen- und Massenverhältnis besteht zwischen Atom und Kern?
4. Welchen Kennzahlen entnimmt man die Anzahl der Elementarteilchen, und wo findet man diese Zahlen?
5. In welchem Zusammenhang steht die relative Atommasse mit dem Atomaufbau?
6. Was sind Isotope, und welches sind ihre Merkmale?
7. Was verstehen wir unter Nukliden?
8. Welche verschiedenen Isotopenarten gibt es?
9. Welches sind die Grundlagen der Isotopentrennung?

Die Lösung finden Sie im *Anhang auf Seite 79.* Wenn Sie Ihre Zusammenfassung dort verglichen haben, arbeiten Sie weiter

→ 49

Lösung		A 11
$^{16}_{8}O$	natürlich	stabil
$^{238}_{92}U$	natürlich	radioaktiv
$^{249}_{97}Bk$	künstlich	radioaktiv

→ 47

H 11 Wenn Sie noch einen Hinweis dazu brauchen:

Berkelium gehört zu den sog. Transuranen, die wegen ihrer Instabilität in der Natur nicht vorkommen (I 11, unten!).

Weiter wie angegeben!

2.5. Die Elektronenhülle

I 13

Das einem Planetensystem ähnliche Modell *Rutherfords* stand hinsichtlich der Vorstellungen über die Elektronen im Widerspruch zu Gesetzen der Elektrodynamik:

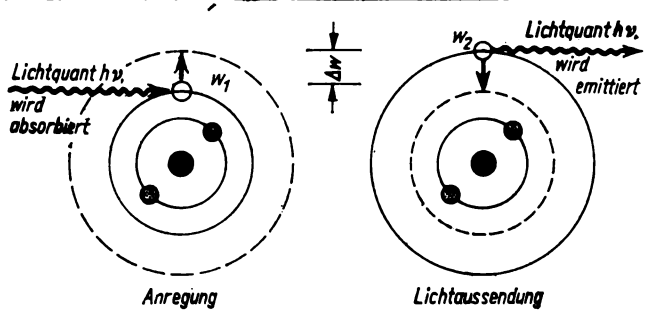
1. Jedes auf einer »Planetenbahn« umlaufende Elektron müßte als geladenes Teilchen Energie in Form von Strahlung abgeben und würde sich durch diesen Energieverlust dem Kern immer mehr nähern.
2. Die radiale Symmetrie des Wasserstoffatoms kann nicht erklärt werden.

Bohr entwickelte das *Rutherford*-Modell 1913 durch Anwendung der Quantentheorie zu einem für Berechnungen geeigneten Modell weiter. Insbesondere gelang es damit, die empirisch gefundenen Formeln für die Spektrallinien des Wasserstoffatoms exakt mathematisch abzuleiten.

Die neuen Gedanken waren:

1. Die Elektronen kreisen nicht auf beliebigen, sondern auf bestimmten, stationären Bahnen mit einem bestimmten Energieniveau und ohne Energieverlust.
2. Der Übergang eines Elektrons in eine andere Bahn erfolgt sprunghaft. Ein Sprung in höhere, energiereichere Bahnen wird durch Aufnahme von Energiequanten verursacht – angeregter Zustand des Atoms –. Ein Sprung aus den höheren in niedrigere Bahnen hat Energieabgabe in Form elektromagnetischer Strahlung zur Folge.

Anregung und Lichtaussendung bei einem Atom (schematisch)



50

Energiequanten sind die kleinsten möglichen »Energieportionen« (bei Licht: Photonen).

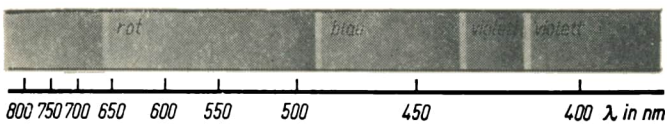
Energie eines Quants: $\boxed{W = h \cdot \nu}$

h = Plancksches Wirkungsquantum
$= 6{,}6 \cdot 10^{-34}\ Ws^2$
ν = Frequenz

Ein Elektron hat im Grundzustand die Energie w_1, im angeregten Zustand die größere Energie w_2. Der angeregte Zustand bleibt nur Bruchteile von Sekunden bestehen. Beim Übergang vom angeregten in den Grundzustand wird also die Energie $\Delta W = W_2 - W_1$ umgesetzt, und aus der obigen Formel $W = h \cdot \nu$ folgt, daß die ausgesandte Strahlung nur ganz bestimmte Frequenzen ν haben kann. Im Spektrum eines Atoms treten wegen der festliegenden Energiedifferenzen ΔW zwischen den möglichen Energiezuständen der Elektronen nur einzelne Linien auf (Linienspektrum).

Jede Linie der Frequenz $\nu = \frac{W}{h}$ entspricht damit einer charakteristischen Energiedifferenz ΔW zwischen zwei Energiezuständen eines Elektrons. (Siehe auch Bild Seite 19.)

Linienspektrum des Wasserstoffs



A 13 Füllen Sie die Lücken im folgenden Text!

Die Elektronen kreisen auf ganz bestimmten
Ursachen der Lichtaussendung sind
von Bahnen in Bahnen.
Weil die Bahnen in einem gegebenen Atom nur ganz bestimmte
zulassen, entsteht eine
Reihe charakteristischer

→ 55

A 14

Die neuen Gedanken *Bohrs* wurden von verschiedenen Forschern weiterentwickelt (*Sommerfeld, Pauli* u. a.). Das führte zur Aufstellung von vier *Quantenbedingungen,* durch die der Energieinhalt und der Zustand der einzelnen Elektronen im Atom gekennzeichnet werden.

Hauptquantenzahl n

Die Hauptquantenzahl n kennzeichnet den mittleren radialen Abstand des Elektrons vom Kern (kugelförmige »Schale«) und damit gleichzeitig das Hauptenergieniveau des Elektrons.
Die Hauptenergieniveaus werden, vom Kern her beginnend, mit $n = 1, 2, 3$ bis 7 gekennzeichnet. An Stelle der Ziffern für die Hauptenergieniveaus benutzt man zur Kennzeichnung der sieben Elektronenschalen auch Großbuchstaben von K bis Q.

Nebenquantenzahl l

Die Nebenquantenzahl l dient zur Kennzeichnung der Energieunterschiede der Elektronen innerhalb eines Hauptenergieniveaus n. Das ist eine Folge unterschiedlicher Bahndrehimpulse (Exzentrizität der elliptischen Bahnen in der »Schale«).
Die Nebenquantenzahl wird, in Abhängigkeit von n, durch $l = 0, 1, 2$ bis $n - 1$ gekennzeichnet, also z. B.

$n = 1$, $l = 0$
$n = 2$, $l = 0, 1$
$n = 3$, $l = 0, 1, 2$
usw. usw.

Statt der Ziffern 0, 1, 2, 3 usw. werden zur Kennzeichnung der Elektronen auf den betreffenden Niveaus auch die Buchstaben s, p, d, f usw. verwendet.

Die beiden anderen Quantenzahlen, die *Magnetquantenzahl* m, die die Lage eines vom Elektron erzeugten Magnetfeldes im Raum kennzeichnet, und die *Spinquantenzahl* s, die die Richtung der Eigenrotation des Elektrons um seine Achse angibt (Elektronenspin), interessieren uns an dieser Stelle zunächst nicht.

I 14

Durch die oben genannte Bedingung $l = 0, 1, 2 \cdots$ bis $n-1$ ist der Zusammenhang zwischen n und l festgelegt. Welches Hauptenergieniveau (Hauptquantenzahl) muß *mindestens* erreicht sein, damit

a) f-Elektronen | n =
b) p-Elektronen | n =

vorhanden sein können?

→ 42

I 15

Für die Aufklärung der Elektronenanordnung spielt außerdem das *Pauli*-Prinzip[1]), das sich aus den vier Quantenbedingungen ergibt, eine wichtige Rolle.

In einem Atom stimmen niemals zwei Elektronen in allen Quantenzuständen überein.

Auf Grund der vier Quantenbedingungen läßt sich daraus die maximale Elektronenzahl für jede Schale ableiten:

Maximale Elektronenzahl $= 2\ n^2$

Die folgende Übersicht zeigt die Art, Anzahl und Bezeichnung der Elektronen in den ersten vier Schalen. Vom symbolisch durch ⊕ dargestellten Atomkern sind senkrecht die *Hauptenergieniveaus* K, L, M, N usw., den Hauptquantenzahlen 1, 2, 3, 4 usw. entsprechend, aufgetragen. Waagerecht sind die nach $2\,n^2$ ermittelten *maximalen Elektronenzahlen in diesen Niveaus* angegeben.

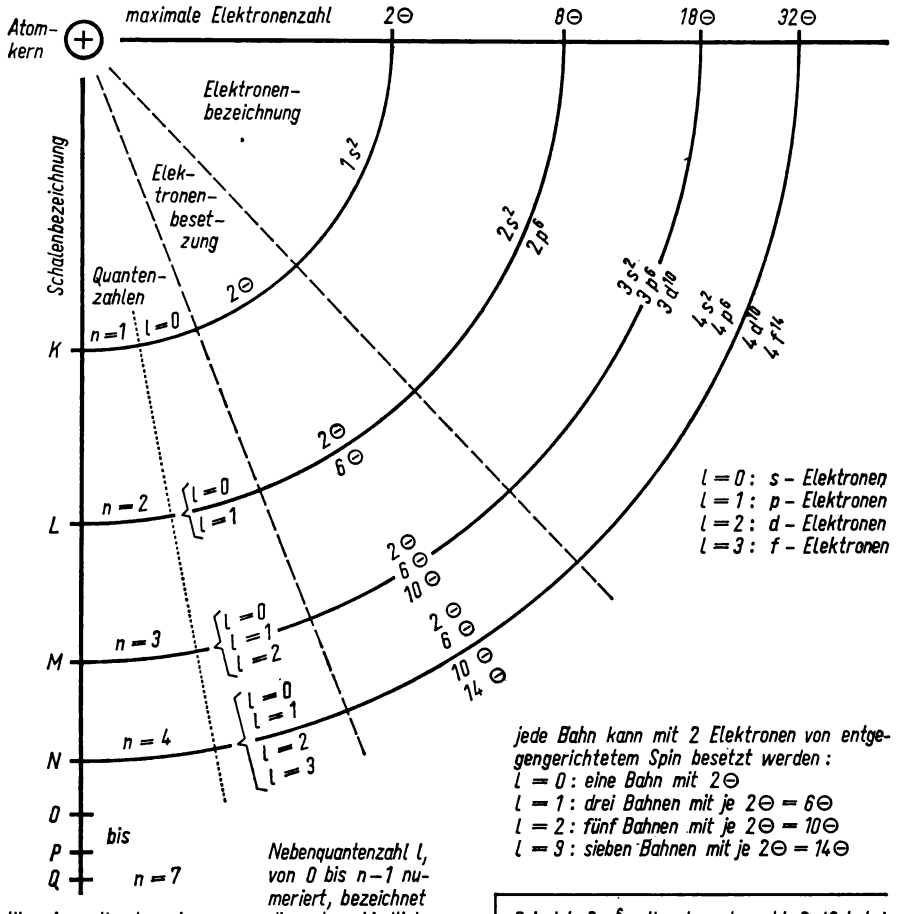
Nehmen Sie ein Blatt Papier, und decken Sie die schematische Darstellung der Elektronenverteilung in der Atomhülle so ab, daß zunächst nur der linke Kreissektor sichtbar ist! Lesen Sie dann die jeweils dazu unten angegebenen Hinweise! Durch Drehen des Abdeckblattes machen Sie sich nun Sektor für Sektor mit dem Inhalt vertraut.

→ 53

---

[1]) *Wolfgang Pauli*, Physiker, 1900 in Österreich geboren, 1958 in Amerika verstorben. Für das von ihm 1925 aufgestellte Prinzip erhielt er 1945 den Nobelpreis.

Schematische Darstellung der Zusammenhänge zwischen Hauptquantenzahl n, Nebenquantenzahl l und der Elektronenbesetzung:



Hinweise: *Hauptquantenzahl entspricht Schalennummer*

Nebenquantenzahl l, von 0 bis n−1 numeriert, bezeichnet die unterschiedlich exzentrischen Bahnen in der Schale

Beispiel $2p^6$: *Hauptquantenzahl 2 (Schale)*
Elektronenbezeichnung p
Elektronenzahl 6

→ 54

A 15 Nehmen Sie ein Periodensystem zur Hand, und tragen Sie in die Tabelle ein:

1. die Symbole der Elemente 4 bis 18
2. die Elektronenbezeichnungen

Beispiel: Element 3, Lithium, 3 ⊖

Hauptquantenzahl (Schale) $\langle 1s^2 \; 2s^1 \rangle$ Anzahl der Elektronen

Buchstabe s: Elektronenbezeichnung des Niveaus in der Schale (Nebenquantenzahl)

Die Elektronen werden in der *Reihenfolge* K, L, M usw. und *innerhalb der Schale in der Reihenfolge* s, p, d usw. eingebaut.

1 $1s^1$ H								2 $1s^2$ He
3 $1s^2$ $2s^1$ Li	4	5	6	7	8	9	10	
11 $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$	12	13	14	15	16	17	18	

Sie haben eine Lösung? → 58

Sie haben keine Lösung? ↓

Z 15 Die maximal mögliche Elektronenbesetzung ist:

n = 1; K-Schale, 1 s-Niveau mit 2 Elektronen $\Sigma = 2e^-$

n = 2; L-Schale, 1 s-Niveau mit 2 Elektronen
1 s-Niveau mit 2 Elektronen
} $\Sigma = 8e^-$

n = 3; M-Schale, 3 p-Niveaus mit je 2 Elektronen
3 p-Niveaus mit je 2 Elektronen
5 d-Niveaus mit je 2 Elektronen
} $\Sigma = 18e^-$

Beachten Sie dazu noch die oben angegebene Reihenfolge des Einbaues der Elektronen, und lösen Sie jetzt (A 15)!

Lösung	A 13
Bahnen	
Elektronensprünge	
höheren (energiereichen)	
niedrigere (energiearme)	
Elektronensprünge	
Spektrallinien	

Lückenwörter in der einzusetzenden Reihenfolge.

Alles richtig? → 51

Fehler? ↓

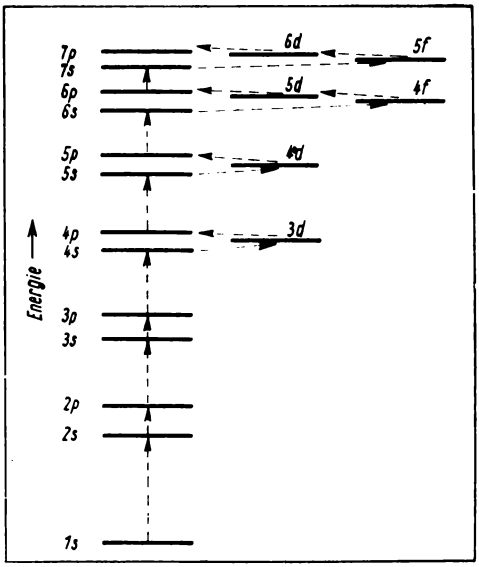
H 13 Ein Spektrum ist – allgemein – eine Folge bestimmter Frequenzen, im Falle des Lichtes eine Folge elektromagnetischer Wellen bestimmter Frequenzen (bestimmter Wellenlängen).

$$\text{Wellenlänge } \lambda = \frac{\text{Fortpflanzungsgeschwindigkeit } c}{\text{Frequenz } \nu}$$

Während das Sonnenlicht ein kontinuierliches Spektrum besitzt (im sichtbaren Bereich sind alle Frequenzen vorhanden), sind die Spektren der Atome diskontinuierlich: Bestimmten Elektronensprüngen entspricht eine charakteristische Energiedifferenz und damit elektromagnetische Strahlung genau definierter Frequenz. Jedem Elektronensprung entspricht eine Linie im Spektrum.

Nach Fehlerberichtigung weiter wie oben angegeben!

I 16 Für das Verständnis der Elektronenanordnung müssen Sie noch das Energieniveauschema kennen. Merken Sie sich bitte:



Es werden *der Reihe nach* jeweils *die am niedrigsten* liegenden Energieniveaus besetzt, also in der Reihenfolge 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, **3d!**, 4p usw.! Die Pfeile im obenstehenden Bild geben diese Reihenfolge an.

Aus der Lage der Energieniveaus ergibt sich, daß in der Außenschale nur die s- und p-Niveaus besetzt werden (s^2 und $p^6 = 8e^-$ maximal), weil das d-Niveau jeweils höher liegt als das s-Niveau der folgenden Schale: 3d höher als 4s, 4d höher als 5s usw.

Am Beispiel der Elemente der 4. Periode soll das näher erläutert werden.

Nehmen Sie dazu wieder das Periodensystem zur Hand!

Argon: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Kalium: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^1}$
und nicht $3d^1$, weil 3d höher liegt als 4s

Calcium: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \ 4s^2$
aus dem gleichen Grunde

Skandium: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{3d^1}\ 4s^2$

Jetzt – und bei den folgenden Nebengruppenelementen bis zum Zink – wird das 3d-Niveau besetzt, das energetisch auf das 4s-Niveau folgt. Die Elektronen werden also in die vorletzte Schale eingebaut.

→ 57

Zink: $\underbrace{1s^2}_{2e^-}\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{8e^-}\ \underbrace{3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}}_{18e^-}\ 4s^2$

Die ersten drei Schalen sind voll besetzt.

Gallium: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$

Bis zum Element Krypton müssen Sie das beherrschen und aus dem Periodensystem herauslesen können!

A 16 Tragen Sie bitte in die Tabelle die Anzahl der Elektronen ein! (Energieniveauschema beachten!)

	K	L		M			N				Schale
	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f	Bahn
Ge											Anzahl der Elektronen
As											
Se											
Br											
Kr											

→ 59

Lösung	A 15

1 H	$1s^1$															**2** He	$1s^2$
3 Li	$1s^2$ $2s^1$	**4** Be	$1s^2$ $2s^2$	**5** B	$1s^2$ $2p^1$ $2s^2$	**6** C	$1s^2$ $2s^2$ $2p^2$	**7** N	$1s^2$ $2s^2$ $2p^3$	**8** O	$1s^2$ $2s^2$ $2p^4$	**9** F	$1s^2$ $2s^2$ $2p^5$	**10** Ne	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$		
11 Na	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$	**12** Mg	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$	**13** Al	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^1$	**14** Si	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^2$	**15** P	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^3$	**16** S	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^4$	**17** Cl	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^5$	**18** Ar	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$		

Alles richtig? Dann bekommen Sie ein Sonderlob, weil diese Aufgabe nicht ganz einfach war!

→ 56

Fehler?

↓

H 15 Wenn Sie (Z 15), Seite 54, noch nicht gelesen haben, so holen Sie das zunächst nach!

Und nun:

H, He — die erste Schale wird mit zwei Elektronen im s-Niveau besetzt.
Li, Be — es kommen zwei s-Elektronen in die zweite Schale.
B bis Ne — sechs p-Elektronen kommen in die zweite Schale, die damit bei Ne voll besetzt ist.
Na, Mg — zwei s-Elektronen in die dritte Schale.
Al bis Ar — der Reihe nach je ein p-Elektron in die dritte Schale, Ar hat in der Außenschale wiederum 8 Elektronen (wie Ne).

Weiter wie oben!

Lösung											A 16
	K	L		M			N				Schale
	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f	Bahn
Ge	2	2	6	2	6	10	2	2			Anzahl der Elektronen
As	2	2	6	2	6	10	2	3			
Se	2	2	6	2	6	10	2	4			
Br	2	2	6	2	6	10	2	5			
Kr	2	2	6	2	6	10	2	6			

Keine Fehler? → 60

Sonst ↓

H 16 Im Periodensystem sind die Elemente nach steigender Kernladung geordnet. Das bedeutet gleichzeitig, daß in von links nach rechts aufeinanderfolgenden Elementen jeweils ein Elektron mehr in die Atomhülle eingebaut wird.

Die Besetzung der Bahnen (bzw. Schalen) wird durch ihr Energieniveau und ihre Aufnahmefähigkeit bestimmt. Bei Ge bis Kr sind die 1., 2. und 3. Schale und in der 4. Schale das s-Niveau belegt, die hinzukommenden Elektronen sind also 4p-Elektronen.

Nach Fehlerberichtigung weiter wie oben!

I 17

Zum Schluß dieses Abschnittes noch einige wichtige Tatsachen über die Außenelektronen:

Sie wissen bereits (I 16), daß die äußere Schale maximal mit 8 Elektronen besetzt werden kann (Ausnahme He: $2e^-$). Immer wenn diese volle Besetzung realisiert ist, liegt ein Edelgas vor (He, Ne, Ar, Kr usw.), die Atome haben dann einen energetisch besonders stabilen Zustand erreicht.

Sie müssen nun noch eine weitere Gesetzmäßigkeit beachten: Bahnen im *gleichen Energieniveau* (eine s-Bahn, drei p-, fünf d-Bahnen usw. mit je zwei Elektronen) werden zunächst alle mit *einem Elektron* besetzt, bevor sich Elektronenpaare bilden.

Beispiel: Kohlenstoff $1s^2$, $2s^2$, $2p^2$
Stickstoff $1s^2$, $2s^2$, $2p^3$

Die *p-Elektronen* im C und N sind *Einzelelektronen* in zwei bzw. drei 2p-Bahnen. Erst bei O, F und Ne bilden sich dann der Reihe nach ein, zwei und drei p-Elektronen*paare*.

Die Außenelektronen bestimmen weitgehend das chemische Verhalten und die Wertigkeit, sie heißen deshalb *Valenzelektronen*. Die Besetzung der Außenschale ist für das Verständnis chemischer Vorgänge von besonderer Bedeutung und wird symbolisch durch *Elektronenformeln* folgendermaßen dargestellt:

Einzelne Valenzelektronen werden durch Punkte um das chemische Symbol gekennzeichnet, Elektronenpaare durch je einen Strich.

H•							He |
Li•	Be |	B |	C |	·N |	| O |	| F |	| Ne |

→ 61

In der Außenschale werden also, wie dargestellt, das s- und p-Niveau wie folgt besetzt:

Li,	s^1:	erstes Elektron
Be,	s^2:	erstes Paar
B bis N,	p^1, p^2, p^3:	drei Einzelelektronen in je ein p-Niveau
O,	p^4:	ein weiteres Paar, zwei p-Bahnen noch mit Einzelelektronen
F,	p^5:	zwei p-Elektronenpaare, noch ein Einzelelektron
Ne,	p^6:	drei p-Elektronenpaare

Auch eine andere Gruppierung der Punkte und Striche um das Symbol ist zulässig, z. B. $|\overline{S}\cdot$.

A 17 Fertigen Sie eine Zusammenfassung über den Abschnitt 2.5. an, und beantworten Sie darin folgende Fragen:

1. Welche neuen Gedanken *Bohrs* führten zur Weiterentwicklung des Atommodells?
2. Wodurch entstehen die Linienspektren der Atome?
3. Was besagt das *Pauli*-Prinzip, und welche maximale Elektronenbesetzung ergibt sich daraus für die ersten 4 Schalen?
4. Durch welche Gesetzmäßigkeiten ist die Reihenfolge des Einbaus der Elektronen bestimmt?
5. Was versteht man unter Valenzelektronen, und auf welche Weise werden sie in Elektronenformeln dargestellt?
6. Schreiben Sie der Reihe nach die Elektronenformeln der Elemente mit den Ordnungszahlen 11 bis 18 auf!

Wenn Sie diese Aufgabe gelöst haben, können Sie im Anhang, Seite 80, vergleichen.

Danach weiter → 62

3. Das wellenmechanische Atommodell

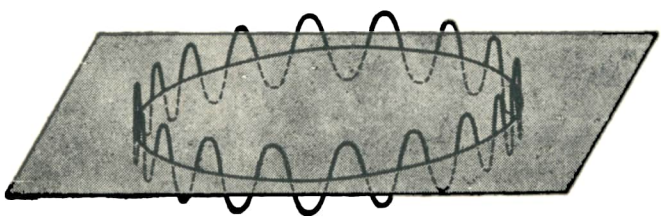
3.1. Das Atom als schwingendes System

I 18

Die Physik unterscheidet zwischen Materie in Form von Teilchen und Feldformen der Materie (z. B. elektrisches Feld, Magnetfeld u. ä.). Licht zeigt z. B., je nach der experimentellen Fragestellung, einmal Eigenschaften wie ein Feld elektromagnetischer Wellen, ein anderes Mal Eigenschaften wie ein Teilchenstrom von Photonen. Auch die bisher besprochenen *Elementarteilchen* besitzen einen solchen Doppelcharakter wie das Licht und können als Teilchen oder als *Felder* beschrieben werden.

Uns interessieren hier die Elektronen. Im vorigen Abschnitt wurden sie als Teilchen behandelt, die auf bestimmten Quantenbahnen den Kern umkreisen. Der deutsche Physiker *W. Heisenberg* konnte 1927 nachweisen, daß es unmöglich ist, gleichzeitig Lage und Geschwindigkeit der Elektronen experimentell zu bestimmen. Wollte man z. B. die Lage und Energie eines Elektrons ermitteln, so würde die dazu erforderliche Energie – mindestens ein Energiequant wäre nötig – die gemessenen Größen schon wesentlich beeinflussen. Die Bahnen der Elektronen sind aus diesen prinzipiellen Erwägungen heraus nicht mit beliebiger Genauigkeit angebbar.

Außerdem ist die Annahme fester Elektronenbahnen (Bohrsches Modell) unvereinbar mit den Gesetzen der räumlichen Verteilung elektromagnetischer Wellen, wenn man die Elektronen nicht als Teilchen, sondern als Feldformen der Materie betrachtet.



Schematische Darstellung einer stehenden *Welle,* die etwa einem kreisenden *Teilchen* entspricht

→ 63

Die moderne Modellvorstellung vom Atom – das wellenmechanische Modell – basiert auf folgenden Voraussetzungen:

1. Das Elektron kann nicht zu einem gegebenen Zeitpunkt an einem bestimmten Ort lokalisiert werden. Man kann nur die *Aufenthaltswahrscheinlichkeit* eines Elektrons in einem bestimmten Raumelement angeben.
2. Das Elektron wird als ein in einem besonderen Schwingungszustand (stehende Welle) befindliches, räumlich um den Atomkern verteiltes elektromagnetisches Feld betrachtet: *Ladungswolke.*
3. Die verschiedenen Energiezustände der Elektronen spiegeln sich wider in *verschiedenen Formen der Ladungswolke,* oder, anders ausgedrückt, in unterschiedlicher räumlicher Verteilung der Aufenthaltswahrscheinlichkeit.

Das wellenmechanische Atommodell, dem Wesen nach rein mathematisch, ist nicht so anschaulich wie das Bohrsche Modell. Es lassen sich damit aber viele chemische Sachverhalte umfassender erklären.

A 18 Tragen Sie die Antworten auf folgende Fragen in Stichworten in die dafür vorgesehenen Felder ein!

Welche beiden Materieformen unterscheidet man?

1	
2	

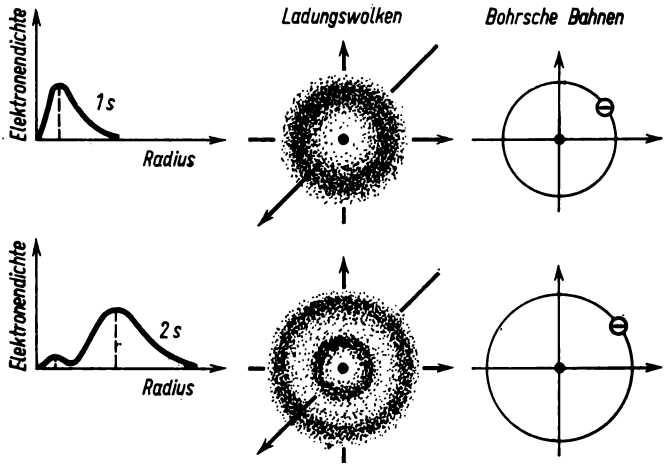
In welchen Atommodellen spiegeln sich diese wider?

3	
4	

→ 66

3.2. Die Aufenthaltsräume der s- und p-Elektronen

I 19 Im folgenden Bild ist links die radiale Abhängigkeit der Aufenthaltswahrscheinlichkeit für ein s-Elektron der Hauptquantenzahlen 1 und 2 dargestellt. An den den Maxima der Kurven entsprechenden Stellen der Elektronenhülle ist die Wahrscheinlichkeit am größten, das Elektron zu einem gegebenen Zeitpunkt anzutreffen, an den Minima am geringsten. Man spricht auch von einer *»Elektronendichteverteilung«*. Diese bestimmt die räumliche Gestalt der »Ladungswolke Elektron«.
Für s-Elektronen ist sie kugelsymmetrisch, wie die daneben dargestellte Ladungswolke zeigt. Zum Vergleich sind ganz rechts die Bohrschen Bahnen gezeichnet.



Sie erkennen, daß im Unterschied zu den ebenen, kreisförmigen Bahnen des Bohrschen Modells das Elektron im wellenmechanischen Modell als eine räumliche Ladungswolke aufgefaßt wird.

→ 65

Der Kernabstand der Stellen größter Dichte in der Ladungswolke entspricht dabei dem Radius der Bohrschen Bahn. Auch im wellenmechanischen Atommodell spiegelt sich also ein bestimmter Schalenaufbau wider. Die Weiterentwicklung drückt sich beim wellenmechanischen Atommodell in einer größeren Wirklichkeitsnähe der Vorstellungen über die Elektronen aus.

A 19

Wie erklärt man den Begriff »Ladungswolke«?

Unterstreichen Sie die richtigen Antworten!

a) Es ist die Verteilung der Elektronen um den Kern.
b) Der Begriff kennzeichnet die unterschiedliche Wahrscheinlichkeit, das schwingende Elektron an einer bestimmten Stelle anzutreffen.
c) Der Begriff wird als anschauliche Vorstellung für die Feldform des Elektrons benutzt.
d) Der Begriff ist nur eine andere Bezeichnung für die Bohrsche Bahn bzw. Schale.

Welcher grundlegende Unterschied besteht zwischen dem Bohrschen und dem wellenmechanischen Atommodell?

→ 67

Lösung		A 18
1	Teilchen	
2	Felder (Wellen)	
3	Bohrsches Modell	
4	wellenmechanisches Modell	

Alles richtig? → 64

Fehler? Dann ↓

H 18

Sie müssen sich die Fragestellung genau überlegen, denn die Antworten gehen aus (I 18) eindeutig hervor!

Noch einmal:

Im Bohrschen Modell werden die Elektronen als Teilchen behandelt. Ihre Anordnung im Atom wird quantenmechanisch erklärt.

Das wellenmechanische Atommodell basiert auf der Vorstellung besonderer Schwingungszustände des Elektrons. Das Elektron ist als eine feldartig über einen bestimmten Raum verteilte Ladungswolke anzusehen.

Weiter wie oben!

Lösung		A 19
b), c)	unterstrichen: richtig	→ 68
a), d)	unterstrichen: falsch	→ H 19

Während im Bohrschen Modell die Elektronen als Teilchen betrachtet werden und in ebenen Bahnen den Kern umkreisen, werden im wellenmechanischen Modell die Elektronen als räumlich (kugelförmig) um den Kern verteilte elektromagnetische Felder (Wellen) betrachtet. Jedes einzelne Elektron erfüllt einen bestimmten Raum um den Kern, bildet als elektromagnetisches Feld eine »Ladungswolke«.

H 19

a) Sie haben übersehen, daß die Ladungswolke der Raum ist, in dem man (mit 90 % Wahrscheinlichkeit – das wurde noch nicht erwähnt) ein Elektron antreffen kann. In diesem Raum ist das Elektron an bestimmten Stellen häufiger, an anderen Stellen weniger oft zu finden.

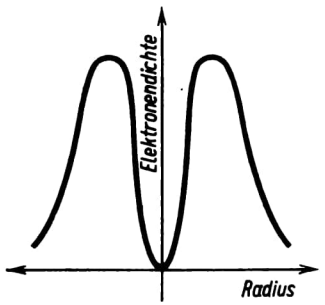
d) Sie haben den grundlegenden Unterschied zwischen Bohrschem Modell – Teilchen auf Bahnen – und dem wellenmechanischen Modell – räumliche Felder – noch nicht verstanden. Im wellenmechanischen Modell ist das Elektron kein punktförmiges Teilchen, sondern eine räumlich ausgedehnte »Ladungswolke«. Betrachten Sie nochmals die Zeichnungen in (I 19), Seite 64, und lesen Sie den erläuternden Text dazu!

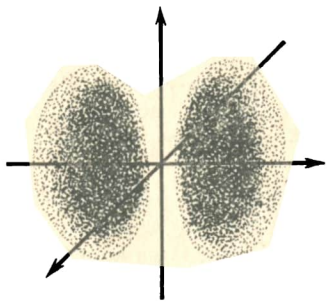
→ 68

120 Wie wir bereits wissen, sind die Aufenthaltsräume für das Elektron im s-Zustand kugelsymmetrisch. Man spricht auch vom s-Orbital (Einzahl: der Orbital) und vom *Orbital-Modell*:

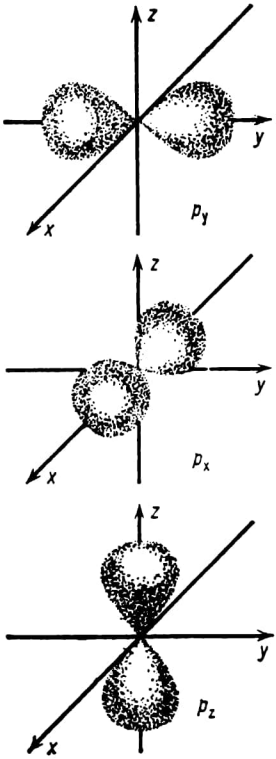
Den Raumbereich, in dem sich mit 90 % Wahrscheinlichkeit das Elektron aufhält, bezeichnet man als Orbital.

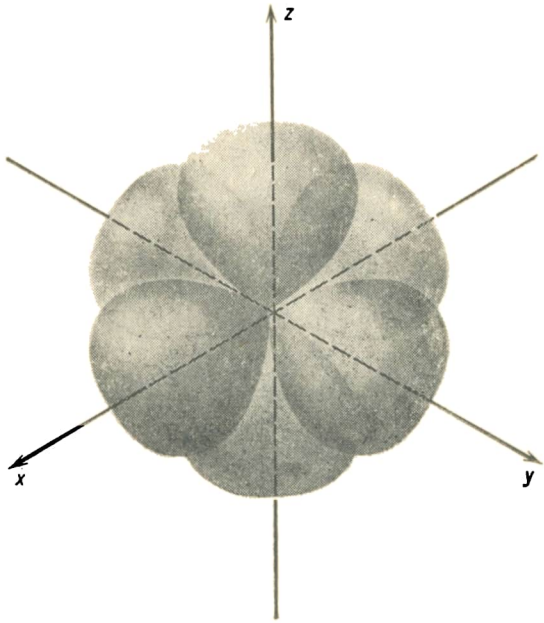
Die p-Orbitale (Aufenthaltsräume der Elektronen im p-Zustand) haben Hantelform.





Die p-Orbitale stehen in den drei Achsen des Raumes rechtwinklig aufeinander (links im folgenden Bild) und ergeben zusammen die rechts dargestellte, kugelförmige Anordnung.





69

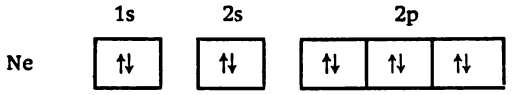
Die drei p-Orbitale p_x, p_y und p_z, also die p-Orbitale auf der x-, y- und z-Achse, sind der wellenmechanische Ausdruck für die drei p-Bahnen des Bohrschen Modells (I 15). Die d- und f-Orbitale interessieren uns zunächst nicht.

Jeder Orbital kann mit 2 Elektronen besetzt sein. Das erklärt sich aus der Eigenrotation des Elektrons, dem Elektronenspin. Es gibt zwei Möglichkeiten: Rechts- und Linksrotation. Die beiden Elektronen in einem Orbital besitzen entgegengesetzten Drehsinn – antiparallelen Spin.

Für die Reihenfolge gilt das Energieniveauschema (I 16) (erst s-, dann p-Orbitale usw.) und für die drei p-Orbitale das in (I 17), S. 61, Gesagte:

Zunächst wird jeder Orbital mit einem Elektron belegt.

Symbolisch stellt man die Orbitale durch Kästchen, die Elektronen durch Pfeile dar, z. B.:

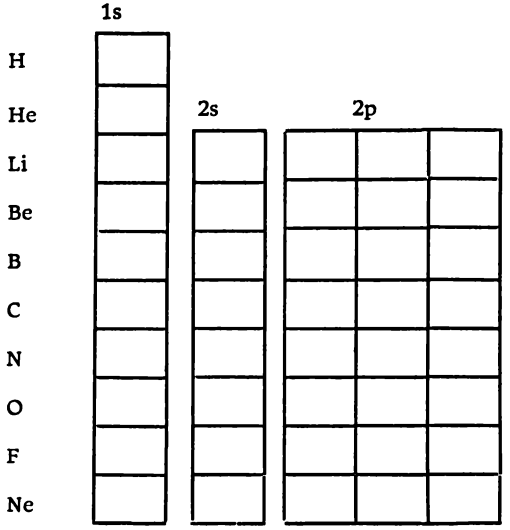


Elektronenschema des Neonatoms

Die entgegengerichteten Pfeile kennzeichnen den antiparallelen Spin.

A 20

Tragen Sie in das nebenstehende Orbitalschema die Elektronen ein!



72

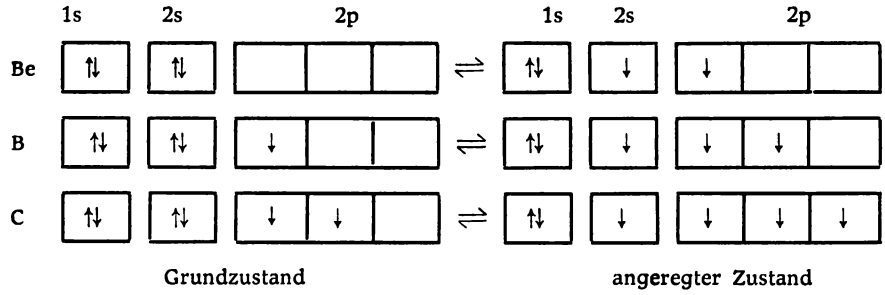
I 21

Die Elektronenschemata von (I 20) und (A 20) können zu falschen Vorstellungen über die Wertigkeit einiger Elemente führen, sie kennzeichnen den *Grundzustand.*

Bei der *Verbindungsbildung* reagieren nämlich nur Elektronen mit nicht kompensiertem Spin, also solche, die einen Orbital einzeln besetzt haben. Für H, Li, N, O und F ergibt sich ein richtiges Bild, dagegen wäre Be nullwertig, B einwertig und C zweiwertig. Das widerspricht der Erfahrung, nach der

Be zweiwertig,
B dreiwertig und
C vierwertig ist.

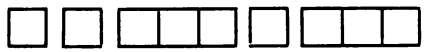
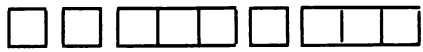
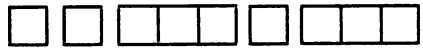
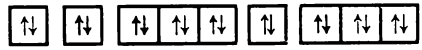
Diese Wertigkeiten entstehen, indem durch Energiezufuhr vor der Reaktion – Promotionsenergie – jeweils eines der $2s^2$-Elektronen in einen freien 2p-Orbital springt. Das Atom befindet sich dann im *angeregten Zustand,* ist reaktionsbereit. Die Anregungs- oder Promotionsenergie beträgt durchschnittlich 250 bis 290 kJ · mol^{-1} (60 bis 70 kcal · mol^{-1}).



Ausführliche Informationen über die verschiedenen Arten der Wertigkeiten erhalten Sie später bei Behandlung der »Chemischen Bindung«.

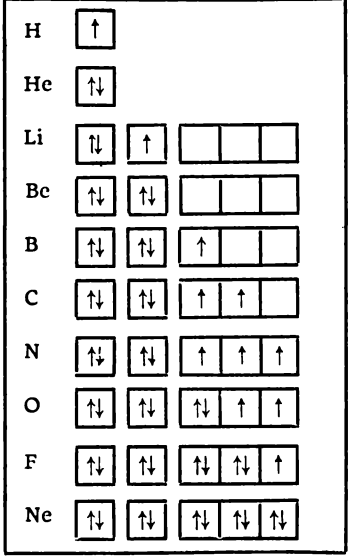
→ 71

A 21 Fertigen Sie sich jetzt einen Elektronenkatalog der Elemente 11 bis 17 an! (Beispiel siehe letzte Zeile.)

Symbol	Elektronenanordnung	Orbitalbesetzung 1s 2s 2p 3s 3p
Na		
Mg		
Al		
Si		
P		
S		
Cl		
Ar	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	

→ 73

Lösung	A 20



Alles richtig?

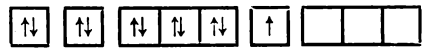
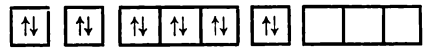
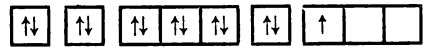
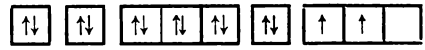
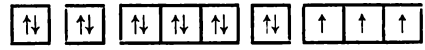
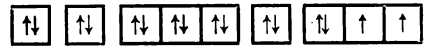
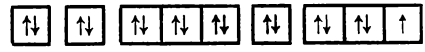
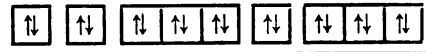
→ 70

Sind Ihnen doch Fehler unterlaufen?

↓

H 20 Schlagen Sie bitte nochmals zurück nach (I 17), Seite 61 oben. Damit sind Sie nun sicherlich in der Lage, Ihren Fehler zu erkennen.

Weiter wie oben!

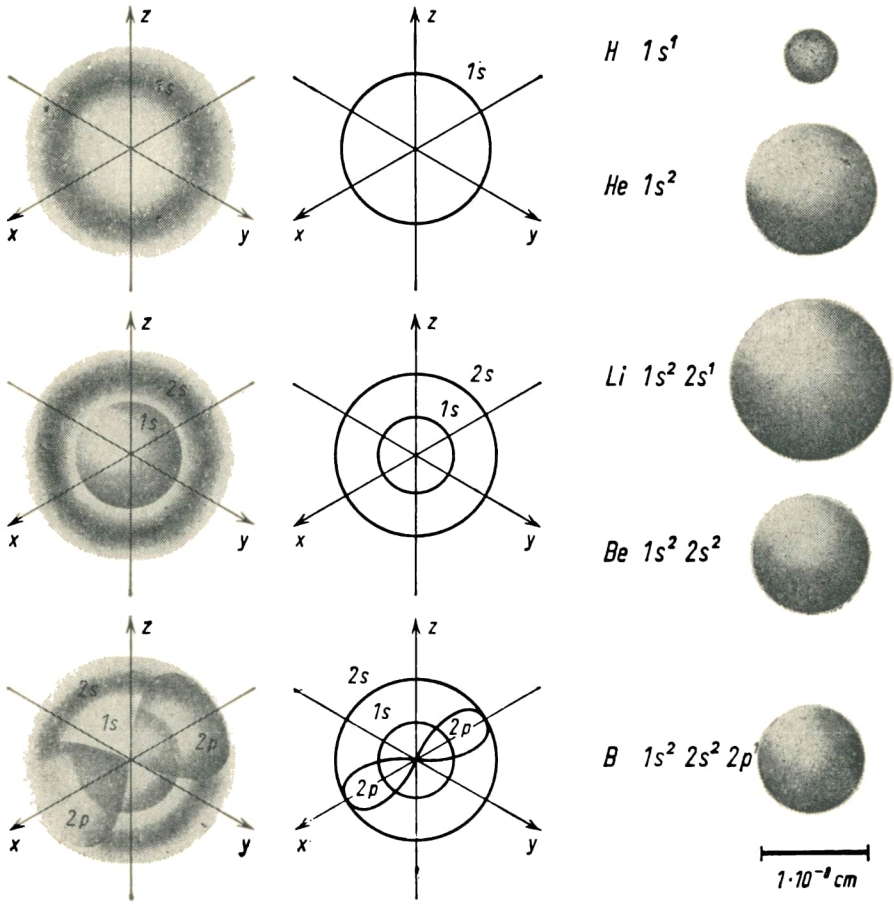
Lösung		A 21
Symbol	Elektronenanordnung	Orbitalbesetzung
Na	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	
Mg	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	
Al	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	
Si	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$	
P	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	
S	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	
Cl	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	
Ar	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	

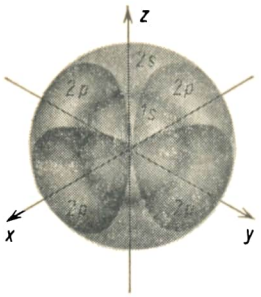
→ 74

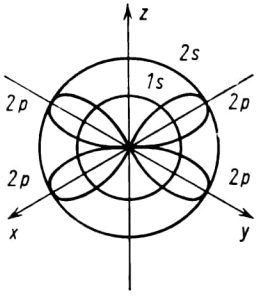
3.3. Orbitalmodelle einiger Atome

I 22 Der Versuch einer räumlichen Veranschaulichung wellenmechanischer Atommodelle ist nur für einfach gebaute Atome einigermaßen aussichtsreich.
Für die Zeichnungen wurde die gleichachsige (isometrische) Projektion gewählt. Beachten Sie vor allem: Die Ladungswolken durchdringen sich gegenseitig (s- und p-Orbitale). Die Atome einiger im Periodensystem aufeinanderfolgender Elemente haben gleiche Form der Orbitale, aber unterschiedliche Größe.

Orbitalmodell	Schematische Darstellung	Größenvergleich

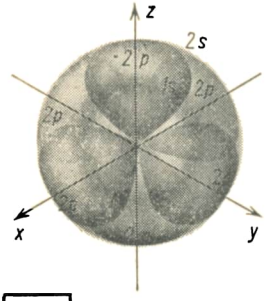


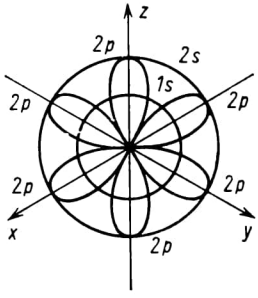




$1 \cdot 10^{-8}$ cm

C $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$





N $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

O $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

F $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

A 22 Warum besitzen die Orbitalmodelle von N, O, F (und Ne) die gleiche Gestalt? Kreuzen Sie die richtigen Antworten an!

a) Weil in diesen Atomen die gleichen Orbitale besetzt sind. ☐

b) Weil sie gleich viele Elektronen enthalten. ☐

c) Weil die Form eines Orbitals unabhängig von der Besetzung mit einem oder zwei Elektronen ist. ☐

d) Weil die Elemente der gleichen Periode die gleichen Orbitale und damit gleiche Gestalt haben. ☐

→ 77

I 23 Das wellenmechanische Atommodell ist eine in vielerlei Hinsicht notwendige Weiterentwicklung des Bohrschen »Planetenmodells«:

Die Beschreibung der Elektronen durch ihre Wellenfunktion (Orbital) führt zur Zuordnung von Aufenthalts*räumen* der Elektronen in der Hülle, die mit den Erfahrungen der Praxis gut übereinstimmen. Dadurch wird die chemische Bindung umfassender verständlich – Sie werden das bei der Behandlung der Bindungsarten erkennen –, und auch die räumliche Ausrichtung der Bindekräfte und die Geometrie vieler Moleküle sind in Übereinstimmung mit den praktischen Erfahrungen erklärbar.

Das weiter vorn schon einmal Gesagte muß aber zum Schluß nochmals betont werden:

Modelle dürfen nicht mit der Wirklichkeit identifiziert werden. Sie bilden bestimmte Seiten der objektiven Realität anschaulich ab, und unsere fortschreitenden Erkenntnisse ermöglichen eine ständig präzisere Widerspiegelung dieser Wirklichkeit und ihre immer vollkommenere Beherrschung und Nutzbarmachung.

A 23 Fertigen Sie eine Zusammenfassung zum Abschnitt 3. an, und beantworten Sie dabei die folgenden Fragen:

1. Welche Erkenntnisse führten zum wellenmechanischen Atommodell?
2. Was versteht man unter einem Orbital, und welche Form haben die s- und p-Orbitale?
3. Wie wird die Orbitalbesetzung schematisch dargestellt, und nach welchen Gesetzmäßigkeiten erfolgt sie?
4. Was versteht man unter Promotionsenergie, und was bewirkt sie?
5. Worin besteht die Weiterentwicklung gegenüber dem Bohrschen Modell?
6. Skizzieren Sie die schematischen Darstellungen der Orbitalmodelle von Beryllium, Bor und Kohlenstoff!

→ 80

Anhang

Lösung	A 22

Kreuze bei a) und c): richtig

Kreuze bei b) und d): falsch

→ 76

H 22

b) Das ist ein schwerwiegender Flüchtigkeitsfehler! Die Atome haben doch nicht gleich viele Elektronen:
N hat $7e^-$, O hat $8e^-$, F hat $9e^-$.

d) Auch das ist nicht richtig!
Innerhalb einer Periode werden erst der s-Orbital, dann die drei p-Orbitale einfach und danach doppelt besetzt.

Weiter wie oben!

α-Teilchen 17, 40
angeregter Zustand 49, 50, 70
Atombegriff 11
Atomdurchmesser 24, 31
Atomhypothese, Daltonsche 11
Atomkern 31
Atommasse, relative 36
Atommodell, Bohrsches 24
–, Rutherfordsches 17
–, wellenmechanisches 62
Atomspektrum 19, 50, 55
Atomumwandlung 40

Coulombsches Gesetz 17, 18

Elektron 15, 24, **29**
–, Aufenthaltswahrscheinlichkeit 63
Elektronenbahnen 49
Elektronenformel 60
Elektronenspin 69
Elektronensprünge 49
Elementarladung 29
Elementarteilchen 29
Energieniveauschema 56
Energiequanten 50

Hauptquantenzahl 51

Isotope **39**, 41

Katodenstrahlen 15
Kerndurchmesser 24, 31
Kernladungszahl 38

Ladungseinheit 29
Ladungswolke 63, 64
Linienspektrum 19, 50, 55

Masseneinheit 29
Massenwert 38
Massenzahl 36, **38**
Materie, Feldformen 62
Mischelemente **39**, 41

Nebenquantenzahl 51
Neutron 24, **29**
Nukleon 24, **31**
Nuklid 46

Orbital 68
– modell 74, 75

Pauli-Prinzip 52
Plancksches Wirkungsquantum 50
Proton 24, **29**

Quantenbedingungen 51

Reinelement 39

Spektrum 55
Spin 69

Valenzelektron 60

Anhang

Sie finden hier die Zusammenfassungen des Inhalts der Hauptteile und eine schematische Darstellung des Lernweges im vorstehenden Programm. Die Zusammenfassungen sollten mindestens auch Bestandteil Ihrer Nachschrift sein (evtl. hier heraustrennen). Das Lernwegschema wird Ihnen das Nachschlagen bestimmter Programmstellen erleichtern.

Geschichtliches zur Entstehung der Atomtheorie

(Abschnitt 1.)

Der Atombegriff wurde von dem griechischen Philosophen *Demokrit* geprägt. Der Engländer *John Dalton* benutzte diesen Begriff Anfang des 19. Jahrhunderts zur Bezeichnung hypothetisch angenommener Teilchen, um damit die Gesetzmäßigkeiten über Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen zu erklären. Das war der Beginn der »atomistischen Denkweise« in der Chemie. Die Elektronen wurden bei der Untersuchung von Gasentladungen in hochevakuierten Röhren entdeckt. Im Jahre 1911 fand der englische Physiker *Rutherford* den Atomkern und entwickelte das erste Atommodell. Mehr als 20 Jahre danach wurden dann bei Untersuchungen von Atomumwandlungen als Kernbausteine die Protonen und Neutronen gefunden. Genaue Kenntnisse über den Bau der Elektronenhülle erlangte man durch die Analyse der Linienspektren der Atome.

Der Atombau nach dem Bohrschen Modell, Isotope und Nuklide

(Abschnitte 2.1. bis 2.4.; Lösung A 12)

Ein Atom besteht aus 3 verschiedenen Arten von Elementarteilchen: Proton (+) und Neutron (neutral) im Kern und Elektronen (–) in der Hülle. Proton und Neutron haben etwa die gleiche Masse. Sie ist rund 1 840mal größer als die Masse des Elektrons. Die Masse des Atoms ist praktisch im Kern vereinigt (99,9 %), der Kern hat aber nur $\frac{1}{10\,000}$ Durchmesser des Gesamtatoms.

Die Anzahl der Elementarteilchen kann man aus der Kernladungszahl (Z = Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen) und der Massenzahl (A = Anzahl der Nukleonen (p + n)) ableiten.

Im PSE sind die Elemente nach der Kernladungszahl fortlaufend geordnet. Der Massenwert, die relative Atommasse eines bestimmten Isotops, ist, gerundet, mit der Massenzahl dieses Isotops identisch.

Isotope sind Atome gleicher Kernladung, aber verschiedener Masse infolge verschiedener Neutronenzahlen. Die meisten natürlichen Elemente sind Isotopengemische. Durch gleiches chemisches Verhalten bleibt der einmal gegebene prozentuale Anteil der verschiedenen Isotope bei allen chemischen Reaktionen unverändert.

Allgemein bezeichnet man Atome mit unterschiedlichen Kernen als Nuklide.

Es gibt natürliche und künstliche, stabile und radioaktive Nuklide. Man analysiert und trennt Isotope auf Grund unterschiedlicher physikalischer Eigenschaften, die sich fast stets aus den unterschiedlichen Massen der Atome ableiten.

Das Bohrsche Atommodell

(Abschnitt 2.5., Lösung A 17)

Die Elektronen kreisen auf Bahnen mit bestimmtem Energieniveau. Energieaufnahme hebt sie auf höhere Bahnen (angeregter Zustand), Rücksprung ist mit Energieabgabe in Form elektromagnetischer Strahlung bestimmter Frequenz verbunden (Spektrum).
In einem Atom stimmen niemals zwei Elektronen in allen vier Quantenzuständen überein (Haupt-, Neben-, Magnet- und Spinquantenzahl).

Die maximale Elektronenbesetzung beträgt für

$n = 1$: $1s^2 = 2e^-$
$n = 2$: $2s^2\ 2p^6 = 8e^-$
$n = 3$: $3s^2\ 3p^6\ 3d^{10} = 18e^-$
$n = 4$: $4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14} = 32e^-$
allgemein: $\mathbf{2n^2}$

Die Energieniveaus bestimmen die Reihenfolge des Einbaus, dabei wird jede Bahn zunächst mit einem Elektron besetzt. Weil das s-Niveau der folgenden Schale niedriger liegt als das d-Niveau der vorhergehenden Schale, können außen maximal 8 Elektronen eingebaut werden. Ist diese Maximalbesetzung der Außenschale realisiert, liegt ein Edelgas vor.,
Die Außenelektronen werden auch Valenzelektronen genannt, weil sie das chemische Verhalten bestimmen.
Elektronenformeln entstehen, wenn man die Außenelektronen als Punkte bzw. Striche (für Paare) um das chemische Symbol gruppiert. Die Elemente Natrium bis Argon haben z. B. folgende Elektronenformeln:

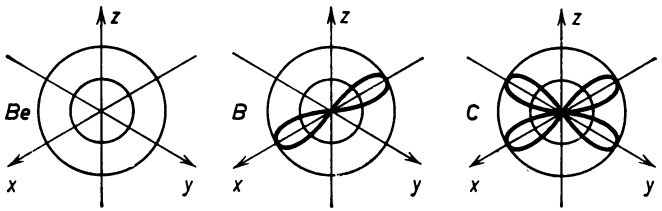
Na· Mg| Al| Si| ·P| |S| |Cl| |Ar|

Das wellenmechanische Atommodell

(Abschnitt 3., Lösung A 23)

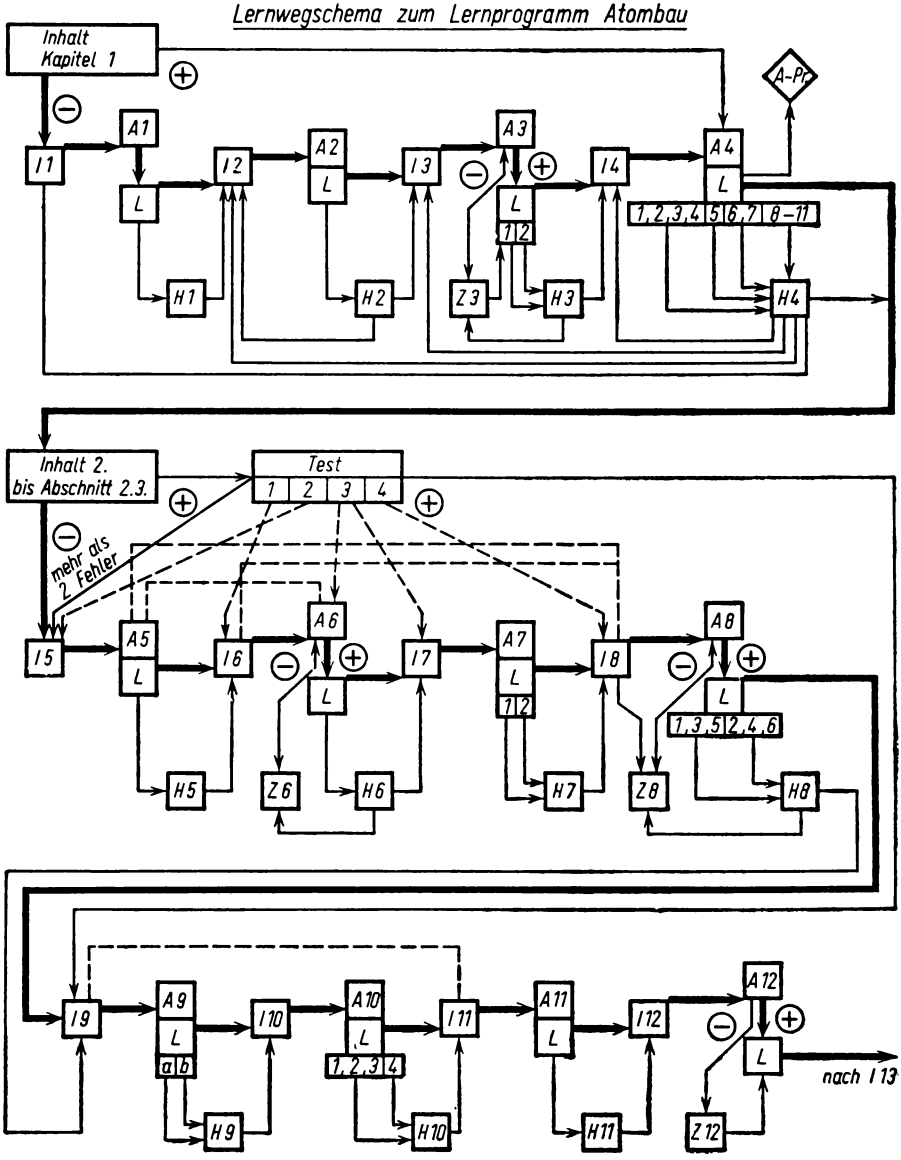
Weil es nicht möglich ist, experimentell Lage und Energie eines Elektrons beliebig genau zu bestimmen, gibt man den Raum an, in dem sich das Elektron mit bestimmter Wahrscheinlichkeit aufhält. Die Form (Gestalt) dieses Raumes erhält man durch Beschreibung des Elektrons als elektromagnetische Welle. Man nennt diesen durch die Wellenfunktion des Elektrons gegebenen Bereich Orbital. Die s-Orbitale sind kugelsymmetrisch um den Kern angeordnet, die p-Orbitale haben Hantelform.

Schematisch gibt man die Orbitale durch Kästchen und die Elektronen durch Pfeile darin. an, wobei die Reihenfolge der Besetzung durch das Energieniveauschema festgelegt ist und ein Orbital immer nur zwei Elektronen mit antiparallelem Spin enthalten kann.
Bei Elementen der 2., 3. und 4. Hauptgruppe kann durch Energiezufuhr (Promotionsenergie) eines der zwei s-Elektronen des äußeren Niveaus auf ein unbesetztes p-Orbital angehoben und dadurch ein Zustand erreicht werden, in dem nur Einzelelektronen im äußeren Niveau vorhanden sind: angeregter Zustand.
Das wellenmechanische Atommodell ermöglicht ein tieferes Verständnis der chemischen Bindung und des räumlichen Baus der Moleküle.



ENDE DES LERNPROGRAMMS!

Lernwegschema zum Lernprogramm Atombau

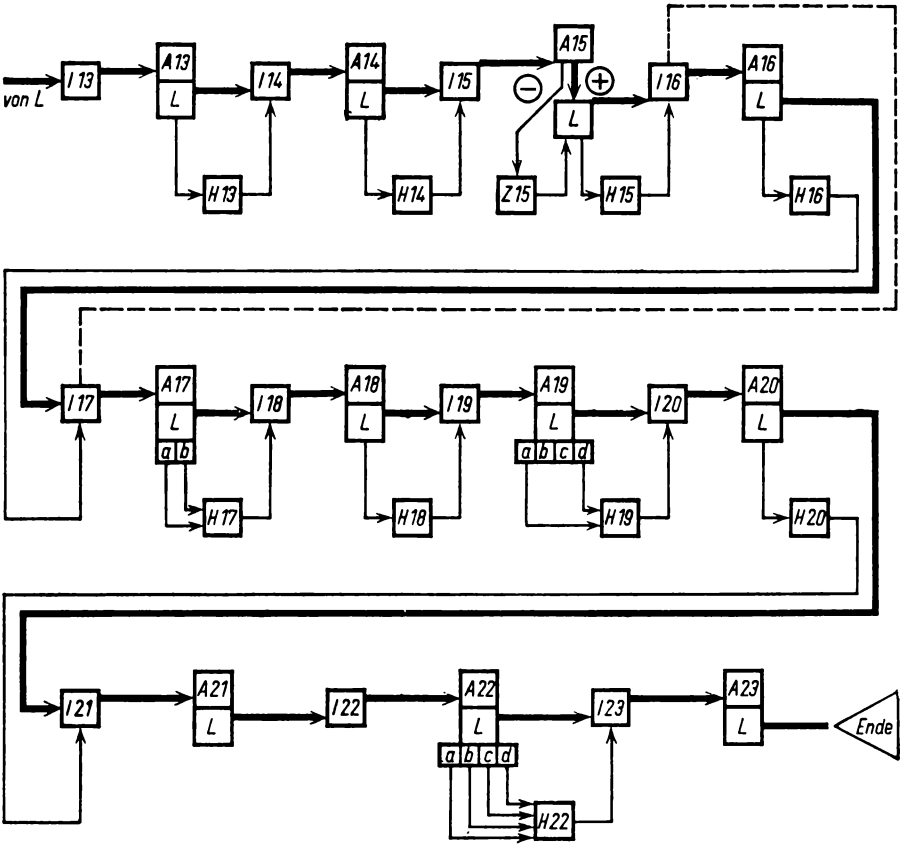


Zeichenerklärung:

- direkter Programmweg
- Weg über Hilfsinformationen
- Beziehungen zwischen den Informationen bzw. Aufgaben

⊕ Lösung

⊖ keine Lösung


von L
I 13
A 13
L
I 14
A 14
L
I 15
A 15
L
I 16
A 16
L
H 13
H 14
Z 15
H 15
H 16
I 17
A 17
L
a b
I 18
A 18
L
I 19
A 19
L
a b c d
I 20
A 20
L
H 17
H 18
H 19
H 20
I 21
A 21
L
I 22
A 22
L
a b c d
I 23
A 23
L
Ende
H 22

Periodensystem der Elemente (langperiodische Darstellung, relative Atommassen gerundet, nach IUPAC 1980)

Periode	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIII	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	0
1 1s	1 **H** 1,008															2 **He** 4,00
2 2s 2p	3 **Li** 6,94	4 **Be** 9,01									5 **B** 10,81	6 **C** 12,01	7 **N** 14,01	8 **O** 16,00	9 **F** 19,00	10 **Ne** 20,18
3 3s 3p	11 **Na** 22,99	12 **Mg** 24,31									13 **Al** 26,98	14 **Si** 28,09	15 **P** 30,97	16 **S** 32,06	17 **Cl** 35,45	18 **Ar** 39,95
4 4s 3d 4p	19 **K** 39,10	20 **Ca** 40,08	21 **Sc** 44,96	22 **Ti** 47,88	23 **V** 50,94	24 **Cr** 52,00	25 **Mn** 54,94	26 **Fe** 55,85	27 **Co** 58,13	28 **Ni** 58,69	29 **Cu** 63,55	30 **Zn** 65,38	31 **Ga** 69,72	32 **Ge** 72,59	33 **As** 74,92	34 **Se** 78,96	35 **Br** 79,90	36 **Kr** 83,80
5 5s 4d 5p	37 **Rb** 85,47	38 **Sr** 87,62	39 **Y** 88,91	40 **Zr** 91,22	41 **Nb** 92,91	42 **Mo** 95,94	43 **Tc** (98)	44 **Ru** 101,07	45 **Rh** 102,91	46 **Pd** 106,42	47 **Ag** 107,87	48 **Cd** 112,41	49 **In** 114,82	50 **Sn** 118,69	51 **Sb** 121,75	52 **Te** 127,60	53 **I** 126,90	54 **Xe** 131,29
6 6s (4f) 5d 6p	55 **Cs** 132,90	56 **Ba** 137,33	57 **La** 138,91	72 **Hf** 178,49	73 **Ta** 180,95	74 **W** 183,85	75 **Re** 186,21	76 **Os** 190,2	77 **Ir** 192,22	78 **Pt** 195,08	79 **Au** 196,97	80 **Hg** 200,59	81 **Tl** 204,38	82 **Pb** 207,2	83 **Bi** 208,98	84 **Po** (209)	85 **At** (210)	86 **Rn** (222)
7 7s (5f) 6d	87 **Fr** (223)	88 **Ra** 226,03	89 **Ac** 227,03	104 **Ku** (Unq) (261)	105 **Ns** (Unp) (262)													

Lanthanoide: 4f	58 **Ce** 140,12	59 **Pr** 140,91	60 **Nd** 144,24	61 **Pm** (145)	62 **Sm** 150,36	63 **Eu** 151,96	64 **Gd** 157,25	65 **Tb** 158,93	66 **Dy** 162,50	67 **Ho** 164,93	68 **Er** 167,26	69 **Tm** 168,93	70 **Yb** 173,04	71 **Lu** 174,97
Actinoide: 5f	90 **Th** 232,04	91 **Pa** 231,04	92 **U** 238,03	93 **Np** 237,05	94 **Pu** (244)	95 **Am** (243)	96 **Cm** (247)	97 **Bk** (247)	98 **Cf** (251)	99 **Es** (252)	100 **Fm** (257)	101 **Md** (258)	102 **No** (259)	103 **Lr** (260)