

经全国中小学教材审定委员会
2004 年初审通过

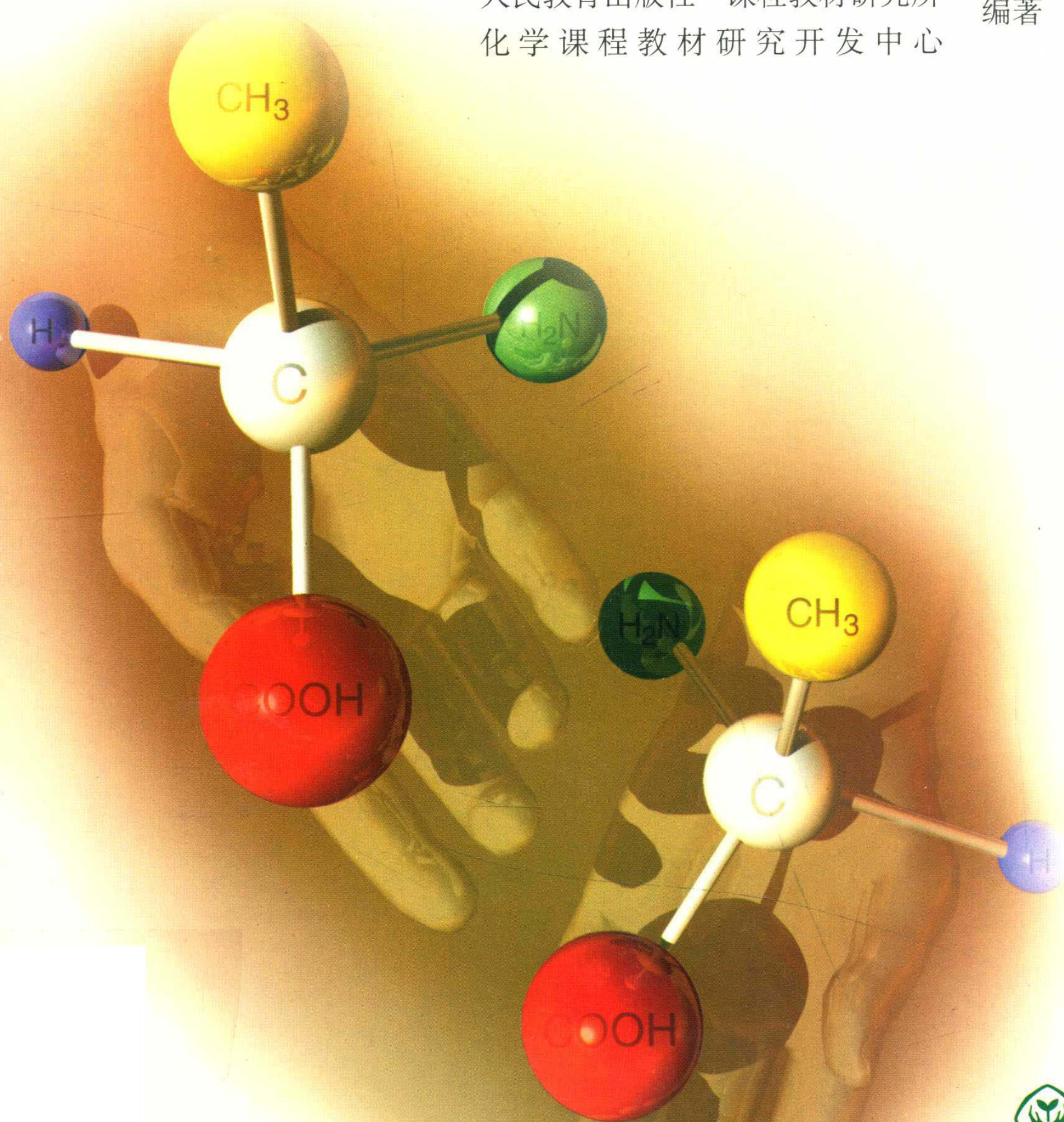
普通高中课程标准实验教科书

化学

选修 3

物质结构与性质

人民教育出版社 课程教材研究所 编著
化学课程教材研究开发中心



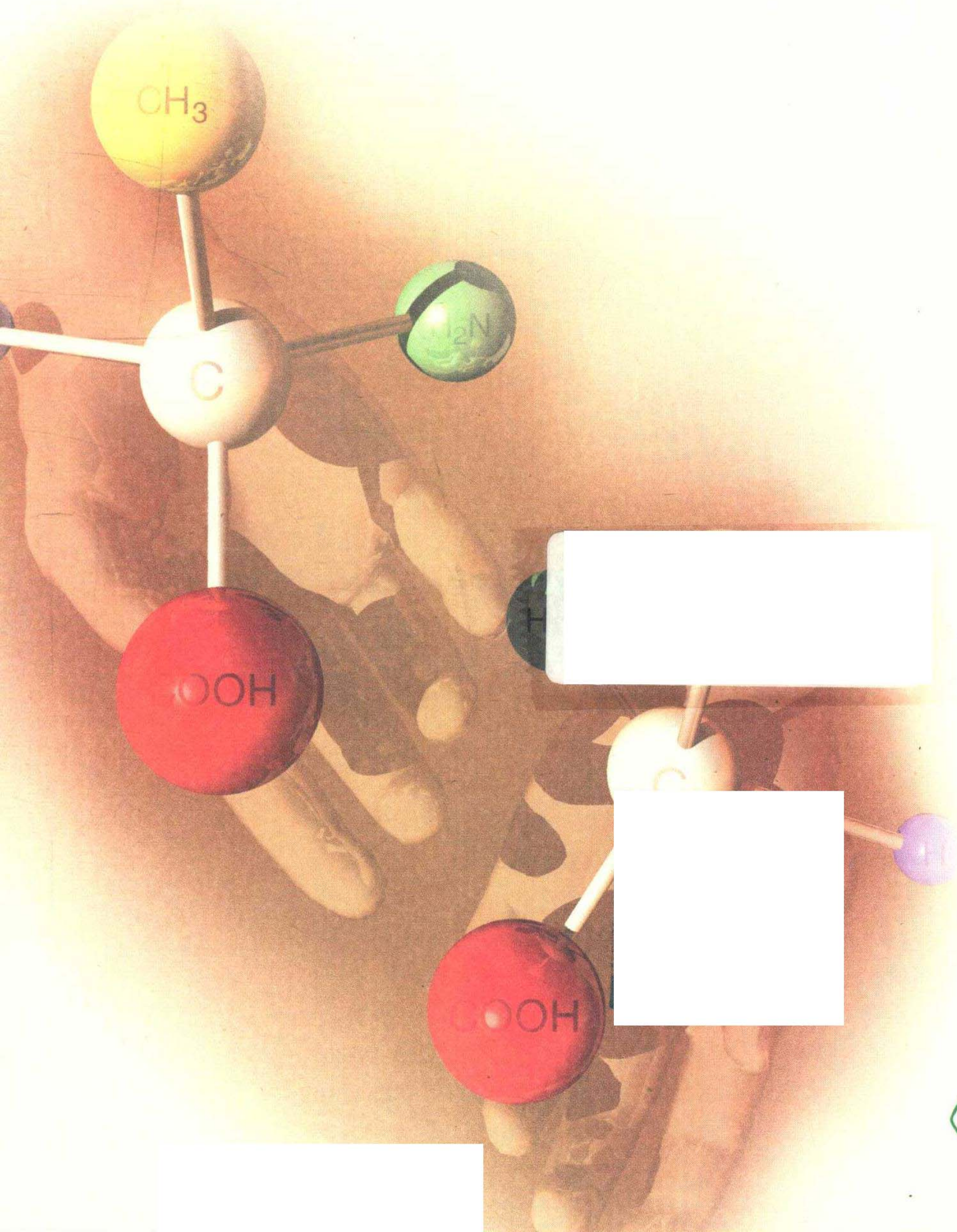
普通高中课程标准实验教科书

化学

选修3

物质结构与性质

人民教育出版社 课程教材研究所 编著
化学课程教材研究开发中心



经河北省教育厅推荐使用

主 编：宋心琦
副 主 编：王 晶 李文鼎

本册主编：吴国庆
副 主 编：李 俊
编写人员：吴国庆 李 俊
责任编辑：李 俊 乔国才
美术编辑：李宏庆
绘 图：倪晓雁 李宏庆 张傲冰

普通高中课程标准实验教科书

化学

选修 3

物质结构与性质

人民教育出版社 课程教材研究所 编著
化学课程教材研究开发中心

*

人民教育出版社出版

(联系地址:北京市海淀区中关村南大街 17 号院 1 号楼 邮编:100081)

网址: <http://www.pep.com.cn>

河北省出版总社有限责任公司代印

河北省新华书店发行

河北新华联合印刷有限公司印刷

*

开本:890 毫米×1 240 毫米 1/16 印张:5.75 插页:1 字数:101,000

2009 年 3 月第 3 版 2015 年 7 月第 11 次印刷

印数:390,144—453,093 册

ISBN 978-7-107-18450-5/G·11539(课) 定价:7.35 元

著作权所有·请勿擅用本书制作各类出版物·违者必究。
如有印装质量问题,请与河北新华联合印刷有限公司联系调换。
公司地址:石市站前街 6 号 电话:0311-87770589 邮编:050001
邮购电话:400-707-5816;0311-66720366 投诉电话:0311-88641102

目 录

引言

第一章 原子结构与性质

2

第一节 原子结构

4

第二节 原子结构与元素的性质

13

归纳与整理

23

复习题

24

第二章 分子结构与性质

26

第一节 共价键

28

第二节 分子的立体构型

35

第三节 分子的性质

45

归纳与整理

56

复习题

57

第三章 晶体结构与性质

58

第一节 晶体的常识

60

第二节 分子晶体与原子晶体

65

第三节 金属晶体

73

第四节 离子晶体

78

归纳与整理

83

复习题

84

开放性作业

85

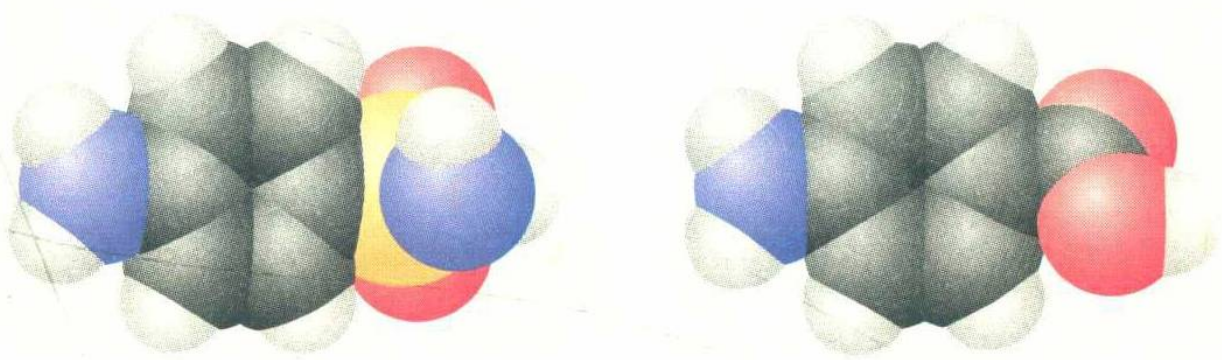
元素周期表

结构上类似于细菌必须的营养物——对氨基苯甲酸，细菌误将磺胺药当作对氨基苯甲酸，才被杀死。请看一看下面两张图，对氨基苯磺酰胺和对氨基苯甲酸的结构何其相似乃尔①！

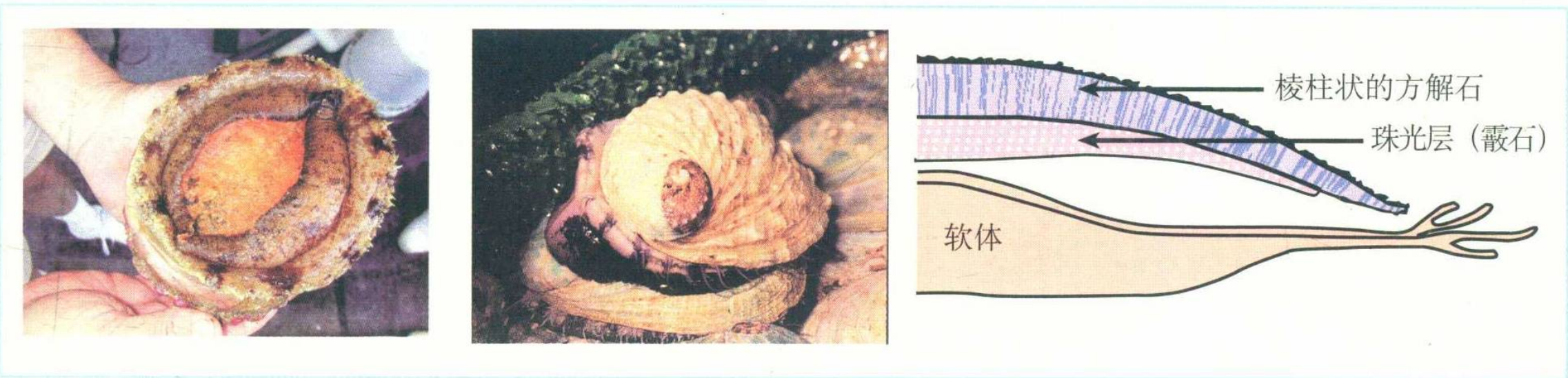
在这里，我们不应当忘记化学家的贡献，若化学家没有合成对氨基苯磺酰胺（1908 年），哪会有磺胺药？后来化学家还合成了许多不同结构的磺胺药，形成一个磺胺药大家族。

21 世纪化学的重要课题之一是模拟生物体中酶的结构，通过分子设计，创造与酶的结构相似从而具有酶的性质的物质。

我们在第二章将讨论如何在《化学 1》《化学 2》的基础上继续深入认识分子的结构与性质。晶体结构是决定物质性质的又一个重要因素。最简单的例子莫过于金刚石与石墨。如果你不学化学，无论如何不会想到珍贵坚硬的金刚石和价廉柔软的石墨竟然都是碳的单质！它们的性质为什么不同？是由于金刚石和石墨的晶体结构不同。组成相同而晶体结构不同的物质比比皆是。另一个例子是：贝壳的无机成分主要是 CaCO_3 ，而贝壳有外层和内层之分，分别是两种晶体结构不同的碳酸钙，外壳叫方解石，内层叫霏石，各有各的功能——方解石因坚硬而起保护作用，霏石因光滑而使软体自由移动。下图是鲍鱼及其剖面图，图中标出了它的两层不同结构的壳。

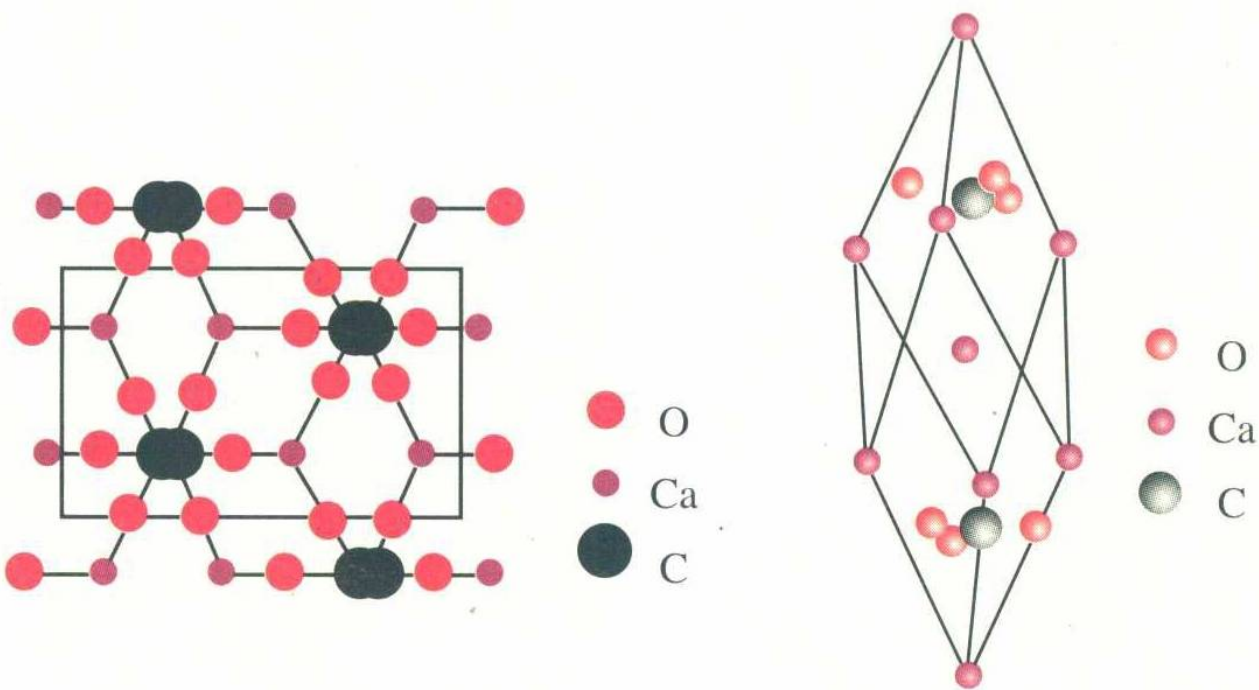


对氨基苯磺酰胺 对氨基苯甲酸
(图中原子：黑 C；白 H；蓝 N；红 O；黄 S)



你或许可以粗浅地从右下面两张图中看出，霏石与方解石的晶体结构是不同的。或许你看不懂这些图，不要紧！本书第三章将在化学 1、化学 2 的基础上使你初步学会如何考察晶体的结构，初步认识晶体的结构与性质的关系。

世上万物，神奇莫测，常常超乎人们按“常理”的想像。学了本书，也许能使你想像的翅膀变得更有力吧。



霏石的晶体结构图 方解石的晶体结构图

① “何其相似乃尔”——毛泽东语，因奇故引之。

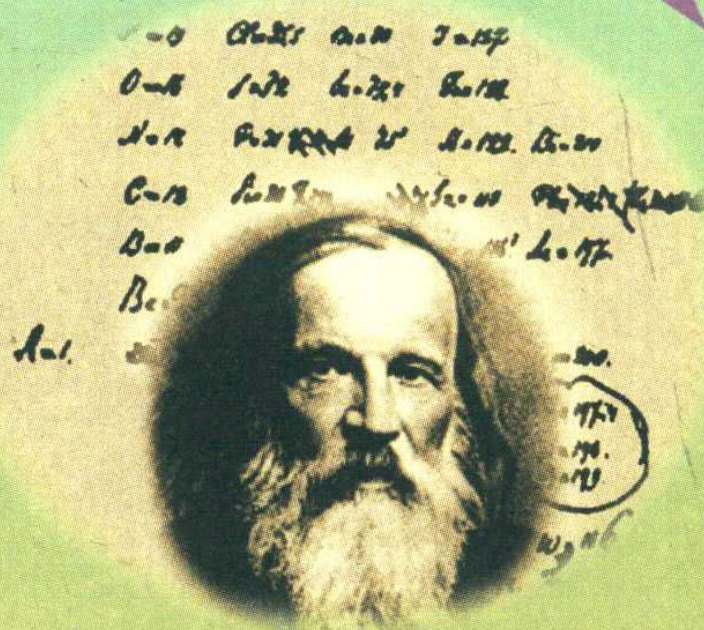
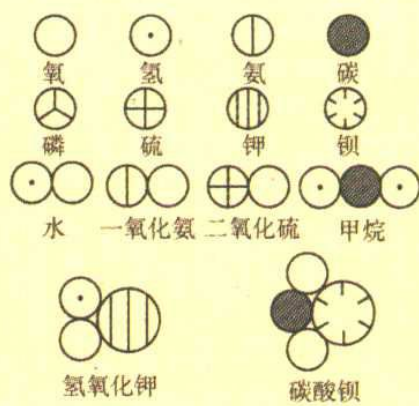


原子

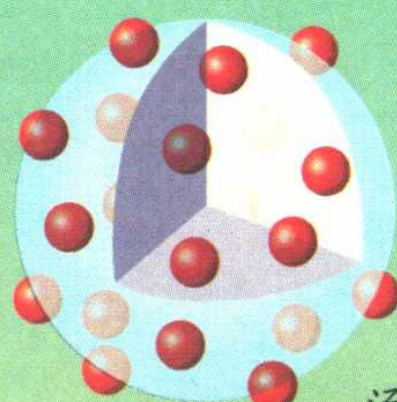
古希腊原子



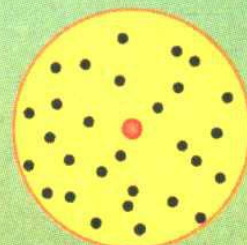
道尔顿原子模型 (1803年)



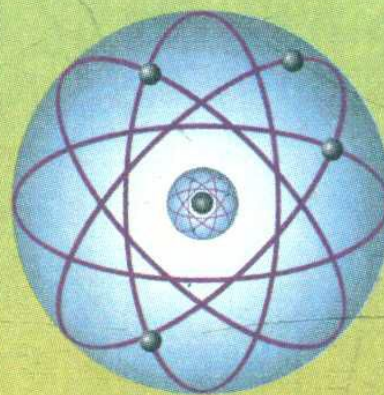
门捷列夫发表第一张元素周期表 (1869年)



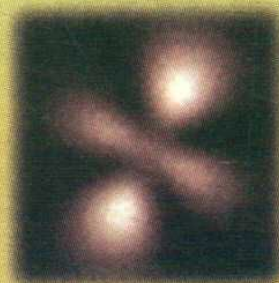
汤姆生原子模型 (1904年)



卢瑟福原子模型 (1911年)



玻尔原子模型 (1913年)



电子云模型 (1926年)

第一章

原子结构与性质

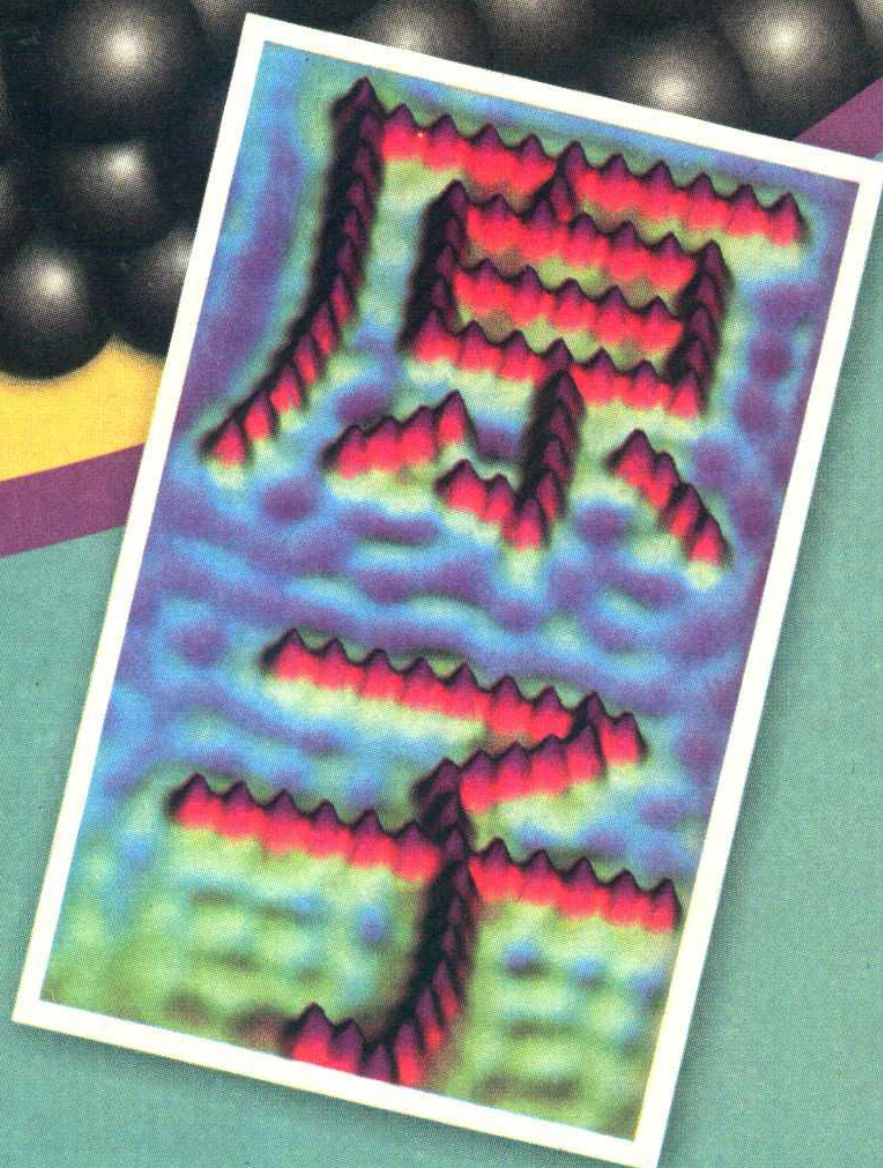
“原子”一词源自古希腊。希腊语中ATOM是不可再分的意思，古希腊哲学家认为原子是世间万物最小的粒子。19世纪初，英国人道尔顿创立了化学原子论，认为原子是化学元素的最小粒子，每一种元素有一种原子。19世纪末，门捷列夫系统地研究了元素的性质，发现了元素周期律。20世纪初，人们终于认识到原子有复杂的结构。

对原子结构的认识是理解元素周期律和元素周期性的理论基础。原子的基本性质——原子半径、原子质量、核电荷数、核外电子排布、电离能和电负性等决定了物质的性质。

扫描隧道电子显微镜的探测器（碳纳米管）上的有机分子（吡啶）探针正在检出原子存储的信息。

在金刚石表面上排列氢原子（白）和氟原子（绿），其存储的信息是市售DVD光盘信息量的1 000万倍。

在固体表面操纵原子写出“原子”。



一、开天辟地——原子的诞生

现代大爆炸宇宙学理论认为，我们所在的宇宙诞生于一次大爆炸。大爆炸后约 2 小时，诞生了大量的氢、少量的氦以及极少量的锂。其后，经过或长或短的发展过程，氢、氦等发生原子核的融合反应，分期分批地合成其他元素。宇宙的年龄至今约 140 亿年了，氢仍然是宇宙中最丰富的元素，约占宇宙原子总数的 88.6%，氦约为氢原子数的 1/8，它们合起来约占宇宙原子总数的 99.7% 以上，而其他 90 多种天然元素的原子总数加起来不足 1%。至今，所有恒星，包括太阳，仍在合成元素，而且，所有这些元素都是已知的。地球的年龄已有 46 亿年。地球上的元素绝大多数是金属，非金属（包括稀有气体）仅 22 种。

原子结构 atomic structure

大爆炸 big bang

科学史话

早在 1815 年，有个名叫普鲁特(W. Prout)的人就曾经预言过，氢是所有元素之母。不过，他的预言没有任何根据，100 多年来一直遭人嘲笑。普鲁特的预言是一种思辨性推测，他认为既然氢最轻，它就可能是一切其他原子之母。尽管他的思辨性推测后来得到了理论上的解释，然而，由思辨性推测作出的预言绝不是科学。科学假设不同于思辨性推测，须以已有科学事实和理论为依据，更要用系统的科学观察和实验来验证。实证是科学的基本特征。



图 1-1 宇宙大爆炸模拟图

二、能层与能级

我们已经知道，多电子原子的核外电子的能量是不同的。按电子的能量差异，可以将核外电子分成不同的能层，并用符号 K、L、M、N、O、P、Q……表示相应的第一、二、三、四、五、六、七……能层。例如，钠原子有 11 个电子，分布在 3 个不同的能层上，第一能层 2 个电子，第二能层 8 个电子，第三能层 1 个电子。

电子 electron

能量 energy

能层 shell

能级 level

理论研究已经证明，原子核外每一能层所能容纳的最多电子数如下：

能	层	一	二	三	四	五	六	七	
符	号	K	L	M	N	O	P	Q	
最多电子数		2	8	18	32	50			

理论研究还证明，多电子原子中，同一能层的电子，能量也可能不同，还可以把它们分成能级，就好比能层是楼层，能级是楼梯的阶级。能级的符号和所能容纳的最多电子数如下：

能	层	K	L		M			N				O		
能	级	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	
最多电子数		2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	

在每一个能层中，能级符号的顺序是 ns 、 np 、 nd 、 nf (n 代表能层)。任一能层的能级总是从 s 能级开始，而且能级数等于该能层序数：第一能层只有 1 个能级($1s$)，第二能层有 2 个能级($2s$ 和 $2p$)，第三能层有 3 个能级($3s$ 、 $3p$ 和 $3d$)，依次类推。以 s 、 p 、 d 、 f 排序的各能级可容纳的最多电子数依次为 1、3、5、7..... 的二倍。

学 与 问

1. 原子核外电子的每一个能层最多可容纳的电子数与能层的序数(n)间存在什么关系？
2. 不同的能层分别有多少个能级，与能层的序数(n)间存在什么关系？
3. 英文字母相同的不同能级中所能容纳的最多电子数是否相同？

三、构造原理与电子排布式

多电子原子的核外电子排布遵循什么规律呢？知道了原子核外电子的能层和能级可容纳的最多电子数，是否就可以得出各种原子的电子排布呢？如果原子的核外电子完全按能层次序排布，填满一个能层再开始填下一个能层。那么，钾原子的电子排布为什么不是 2、8、9，而是 2、8、8、1 呢？如何认识多电子原子的核外电子排布规律呢？

科学家归纳大量的光谱事实得出如下结论：设想从氢原子开始，随着原子核电荷数的递增，原子核每增加一个质子，原子核外便增加一个电子，这个电子大多是按图 1-2 所示的能级顺序填充的，填满一个能级再填一个新能级。这种规律称为构造原理。

构造原理	aufbau principle
电子排布	electronic configuration

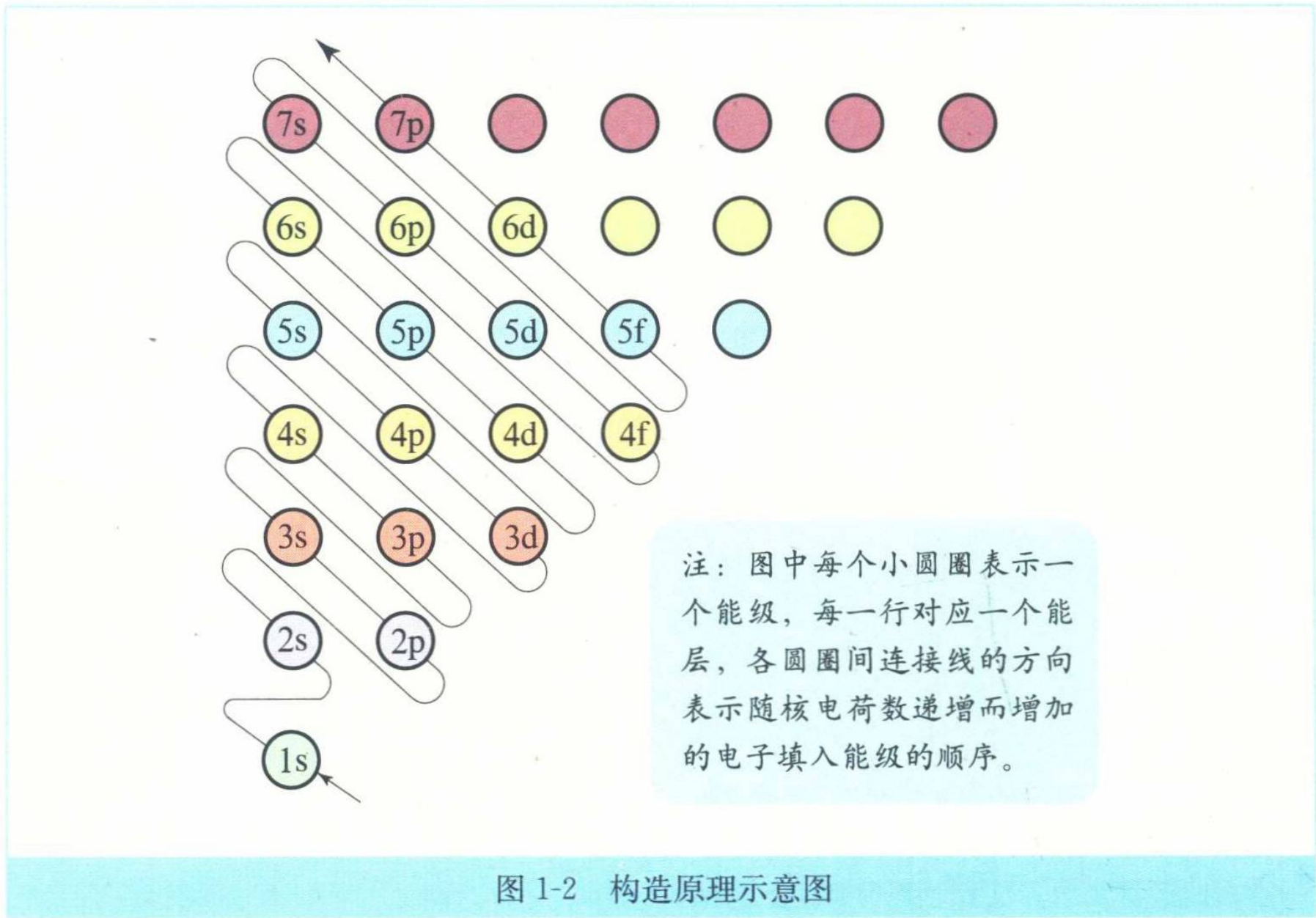


图 1-2 构造原理示意图

表 1-1 是根据构造原理表示的一些元素原子的电子排布式，表中能级符号右上角的数字是该能级上排布的电子数。例如，Na 的电子排布式为： $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 。在书写电子排布式时，能层低的能级要写在左边，不能按填充顺序写。例如，原子序数为 21 的钪 (Sc) 的电子排布式中最后两个能级表示为 $3d^1 4s^2$ ，而不能写成 $4s^2 3d^1$ 。

表 1-1 一些元素原子的电子排布式

原子序数	元素名称	元素符号	电子排布式				
			K	L	M	N	O
1	氢	H	$1s^1$				
2	氦	He	$1s^2$				
3	锂	Li	$1s^2$	$2s^1$			
4	铍	Be	$1s^2$	$2s^2$			
5	硼	B	$1s^2$	$2s^2 2p^1$			
.....							
10	氖	Ne	$1s^2$	$2s^2 2p^6$			
11	钠	Na	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^1$		
12	镁	Mg	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2$		
13	铝	Al	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^1$		
.....							
18	氩	Ar	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$		
19	钾	K	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^1$	
20	钙	Ca	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2$	
21	钪	Sc	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^1$	$4s^2$	
.....							

原子序数	元素名称	元素符号	电子排布式				
			K	L	M	N	O
26	铁	Fe	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^6$	$4s^2$	
.....							
30	锌	Zn	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2$	
31	镓	Ga	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^1$	
.....							
36	氪	Kr	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^6$	
37	铷	Rb	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^6$	$5s^1$
.....							

思考与交流

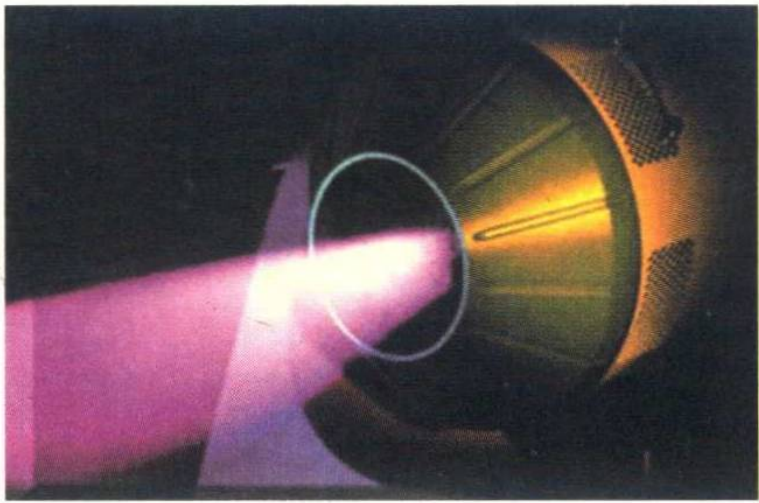
- 1. 写出溴和氩的电子排布式，它们的最外层有几个电子？
- 2. 电子排布式的书写可以简化，如可以把钠的电子排布式写成 $[\text{Ne}]3s^1$ 。试问：上式方括号里的符号的意义是什么？你能仿照钠原子的简化电子排布式写出第 8 号元素氧、第 14 号元素硅和第 26 号元素铁的简化电子排布式吗？

四、能量最低原理、基态与激发态、光谱

现代物质结构理论证实，原子的电子排布遵循构造原理能使整个原子的能量处于最低状态，简称能量最低原理。处于最低能量的原子叫做基态原子。当基态原子的电子吸收能量后，电子会跃迁到较高能级，变成激发态原子。例如，电子可以从 1s 跃迁到 2s、6p……相反，电子从较高能量的激发态跃迁到较低能量的激发态乃至基态时，将释放能量。光（辐射）是电子释放能量的重要形式之一。在日常生活中，我们看到的许多可见光，如灯光、霓虹灯光、激光、焰火……都与原子核外电子发生跃迁释放能量有关。



图 1-3 节日燃放的焰火与电子跃迁有关



激光源



夜空中的激光

图 1-4 激光的产生与电子跃迁有关

不同元素的原子发生跃迁时会吸收或释放不同的光，可以用光谱仪摄取各种元素的电子的吸收光谱或发射光谱，总称原子光谱。在历史上，许多元素是通过原子光谱发现的，

如铯（1860 年）和铷（1861 年），其光谱图中有特征的蓝光和红光，它们的拉丁文名称由此得名。又如，稀有气体氦的原意是“太阳元素”，是 1868 年分析太阳光谱发现的，最初人们以为它只存在于太阳，后来才在地球上发现。在现代化学中，常利用原子光谱上的特征谱线来鉴定元素，称为光谱分析。

光谱 spectrum

光谱分析 spectrum
analysis

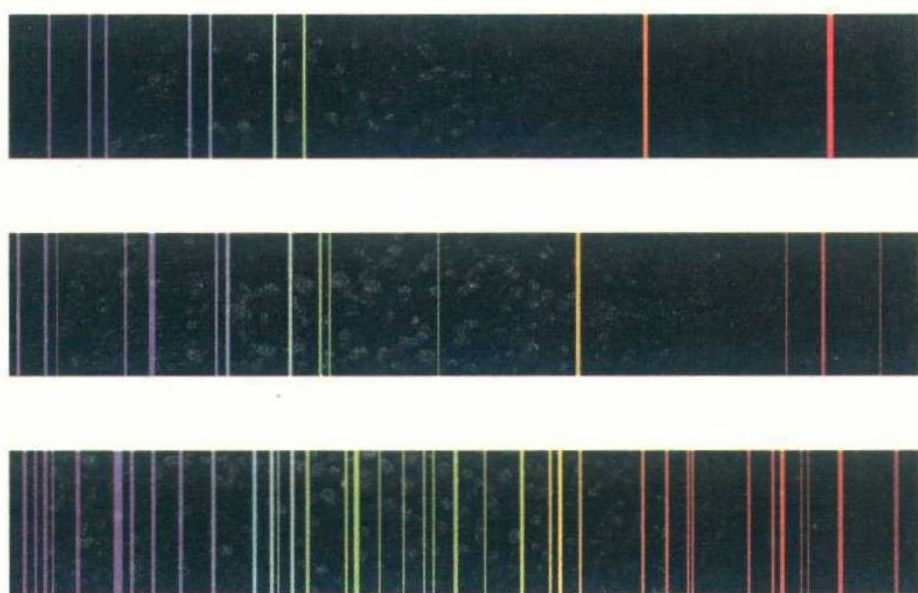


图 1-5 锂、氢、汞的发射光谱

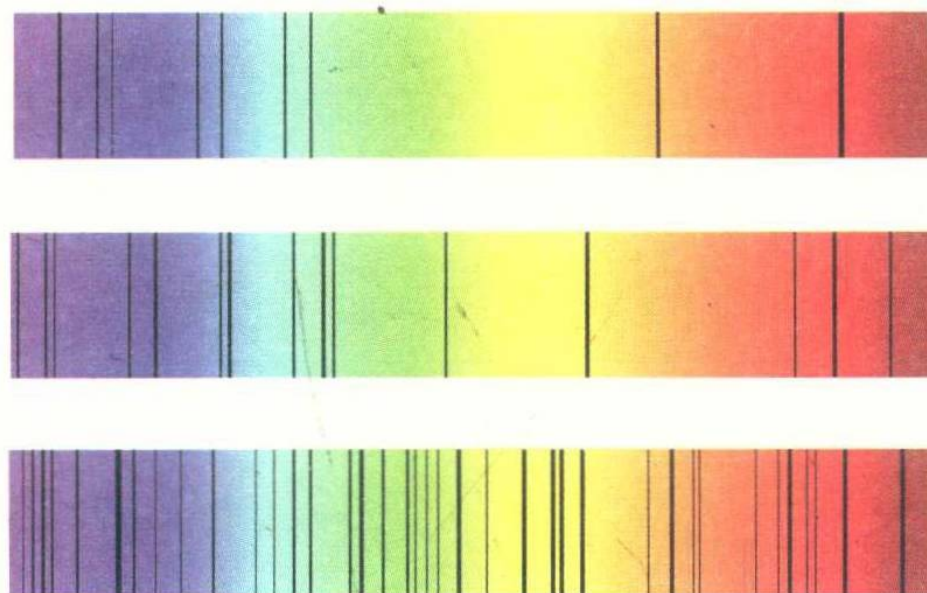


图 1-6 锂、氢、汞的吸收光谱

科学史话

光谱一词最早是由伟大的物理学家牛顿（I. Newton, 1643—1727）提出的。1672 年，牛顿在英国的自然科学会刊上发表一篇论文，作了如下描述：“……在 1666 年之初……我物色到一块三角形的玻璃棱镜……我把屋子遮黑，在窗户遮挡物上开个小孔，引入太阳光，并通过三棱镜把太阳光折射到对面的墙壁上。最初，我看到墙上出现的鲜艳而强烈的颜色，觉得是一种娱乐。后来，引起我的深思：根据折射定律，预计它应是环形的，可我看到的却是长方形的，我感到惊奇……”牛顿在这篇文章中提出了“光谱”一词来表达他所见到的现象。牛顿同时还类比音乐音阶，选定红、橙、黄、绿、青、蓝、紫为“七基色”。这种类比的“七基色”尽管并非绝对可靠，却一直沿用至今，说明“类比”不失为一种科学思维方法。

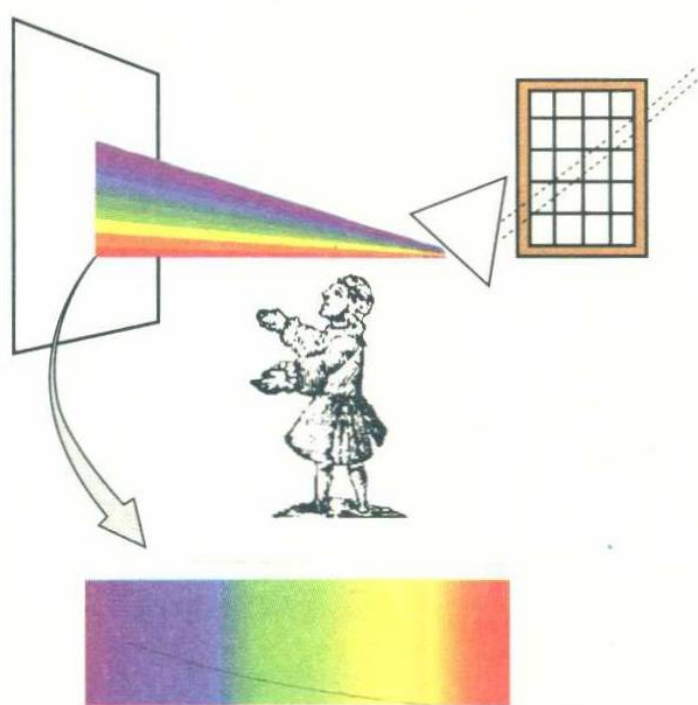


图 1-7 牛顿和七基色



图 1-8 玻尔

1859 年，德国科学家本生(R. Bunsen)和基尔霍夫(G. Kirchhoff)发明了光谱仪，摄取了当时已知元素的光谱图。

1913 年，丹麦科学家玻尔（N. Bohr，1885—1962）第一次认识到氢原子光谱是氢原子的电子跃迁产生的，并通过纯粹的理论计算得到氢原子光谱的谱线波长，跟实验结果几乎完全相同，科学界为之震惊。原子结构理论从此长足发展，最后建立了量子力学，人类历史从此进入了原子时代。

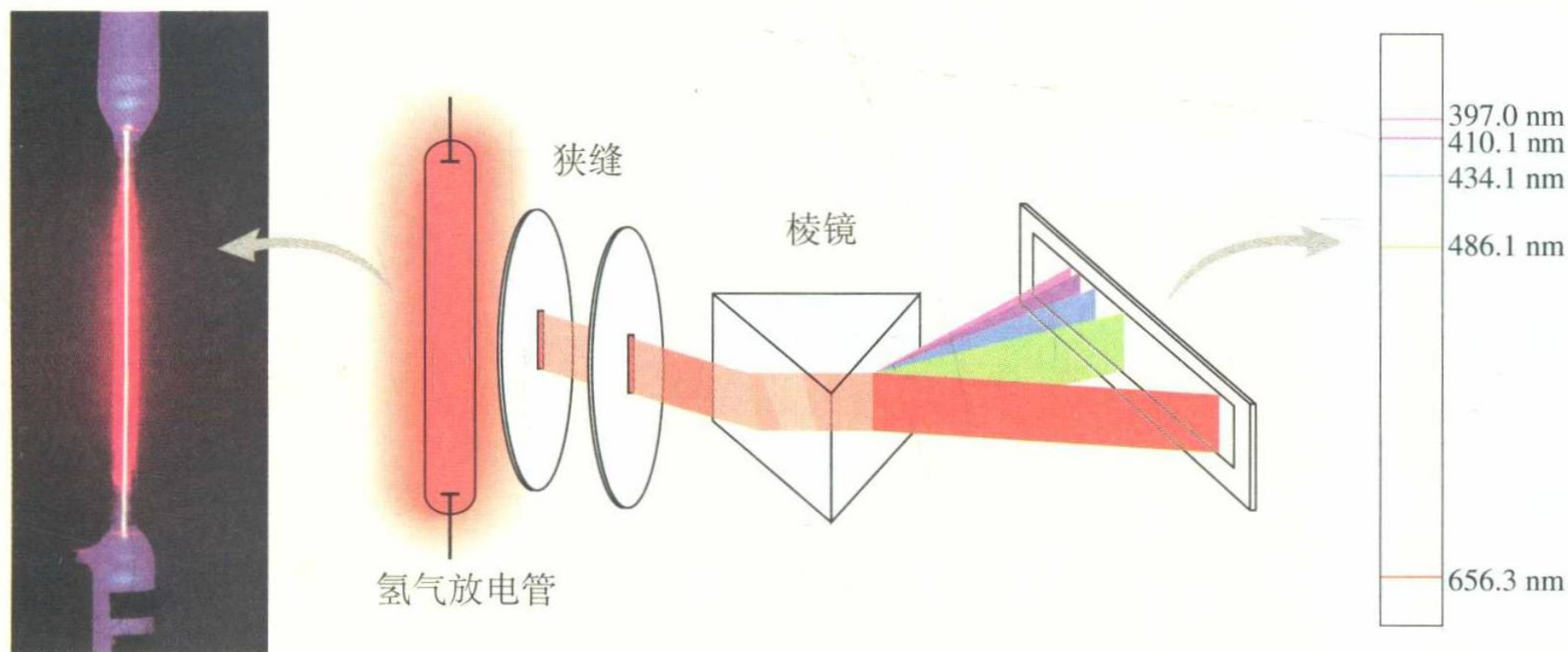


图 1-9 用光谱仪测定氢气放电管发射的氢的发射光谱

五、电子云与原子轨道

原子核外电子是如何运动的呢？

20 世纪初，丹麦科学家玻尔把原子类比为太阳系，提出了原子的行星模型，认为核外电子像行星绕着太阳运行那样绕着原子核运动。1922 年，玻尔因此获得诺贝尔物理奖。然而，到了 1926 年，玻尔建立的行星模型被量子力学原子结构理论替代了。

量子力学指出，不可能像描述宏观物体运动那样，确定具有一定空间运动状态（如 1s、2s、3s……）的核外电子在某个时刻处于原子核外空间何处，而只能确定它出现在原子核外空间各处的概率。用 P 表示电子在某处出现的概率， V 表示该处的体积，则 P/V 称为概率密度，用 ρ 表示。

氢原子只有一个电子，而图 1-10 中有许许多多小黑点，可见这些小黑点不是电子本身。那么，图中的小黑点是什么呢？小黑点是 1s 电子在原子核外出现的概率密度的形象描述。小黑点越密，表明概率密度越大。由于核外电子的概率密度分布看起来像一片云雾，因而被形象地称作电子云。换句话说，电子云是处于一定空间运动状态的电子在原子核外空间的概率密度分布的形象化描述。

电子云图很难绘制，使用不便，我们常使用电子云轮廓图。

概率 probability
概率密度 probability density



图 1-10 氢原子的 1s 电子在原子核外出现的概率密度分布图

电子云 electron cloud

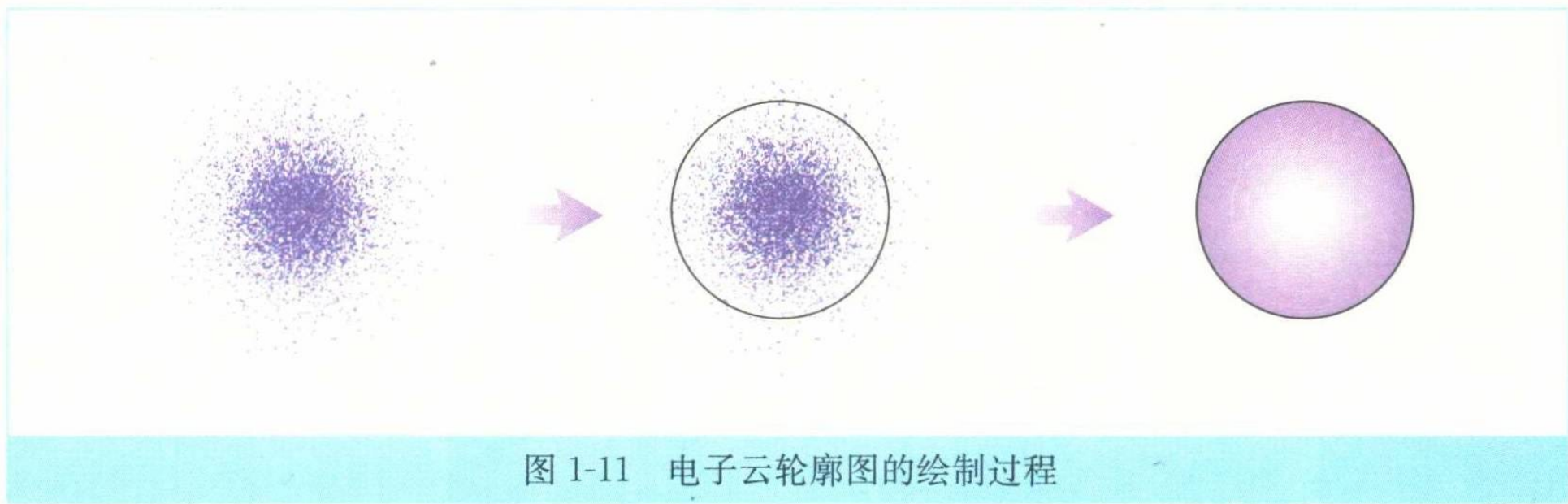


图 1-11 电子云轮廓图的绘制过程

绘制电子云轮廓图的目的是表示电子云轮廓的形状，对核外电子的空间状态有一个形象化的简便描述。轮廓图的大小不影响绘图的目的，只需在绘制不同空间状态的电子云轮廓图时标准一致即可。例如，绘制电子云轮廓图时，把电子在原子核外空间出现概率 $P=90\%$ 的空间圈出来（如图 1-11）。图 1-12 是 $1s$ 、 $2s$ 、 $3s$ 、 $4s$ 的电子云轮廓图。所有原子的任一能层的 s 电子的电子云轮廓图都是一个球形，只是球的半径大小不同。

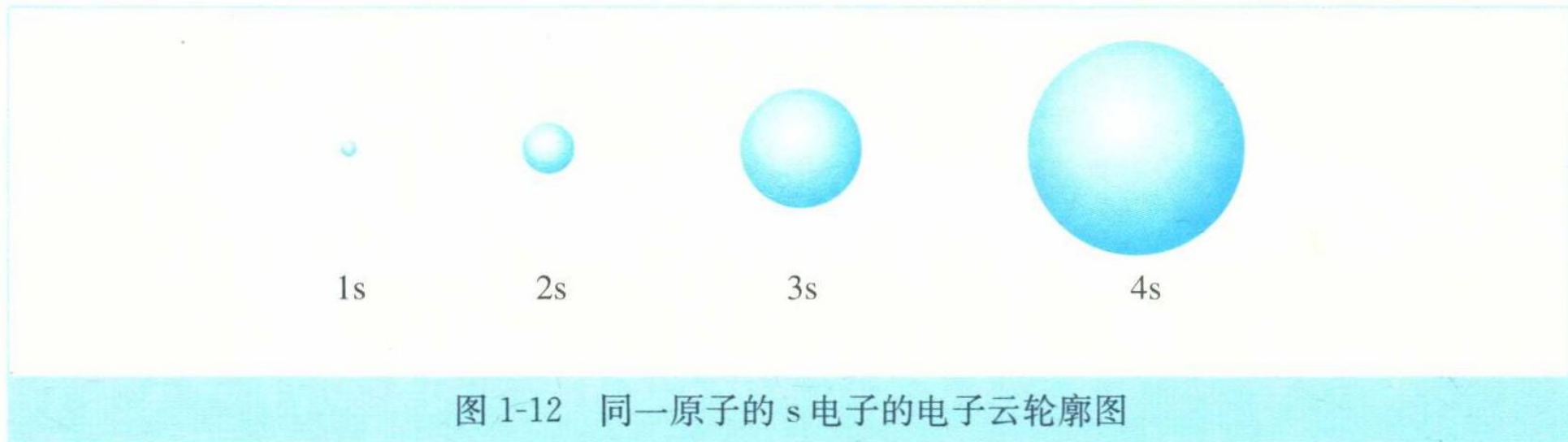


图 1-12 同一原子的 s 电子的电子云轮廓图

同一原子的能层越高， s 电子云半径越大，是由于电子的能量依次增高，电子在离核更远的区域出现的概率逐渐增大，电子云越来越向更大的空间扩展。这就好像宇宙飞船必须提供能量推动才能克服地球引力上天， $2s$ 电子比 $1s$ 电子能量高，克服原子核的吸引在离核更远的空间出现的概率就比 $1s$ 大，因而 $2s$ 电子云必然比 $1s$ 电子云更扩散。

除 s 电子云外，其他空间运动状态的电子云都不是球形的。例如， p 电子云是哑铃状的（如图 1-13），而且，无论 $2p$ 、 $3p$ 还是 $4p$ ……能级都有 3 个相互垂直的电子云，分别称为 p_x 、 p_y 和 p_z （如图 1-14），右下标 x 、 y 、 z 分别是 p 电子云在坐标里的取向。

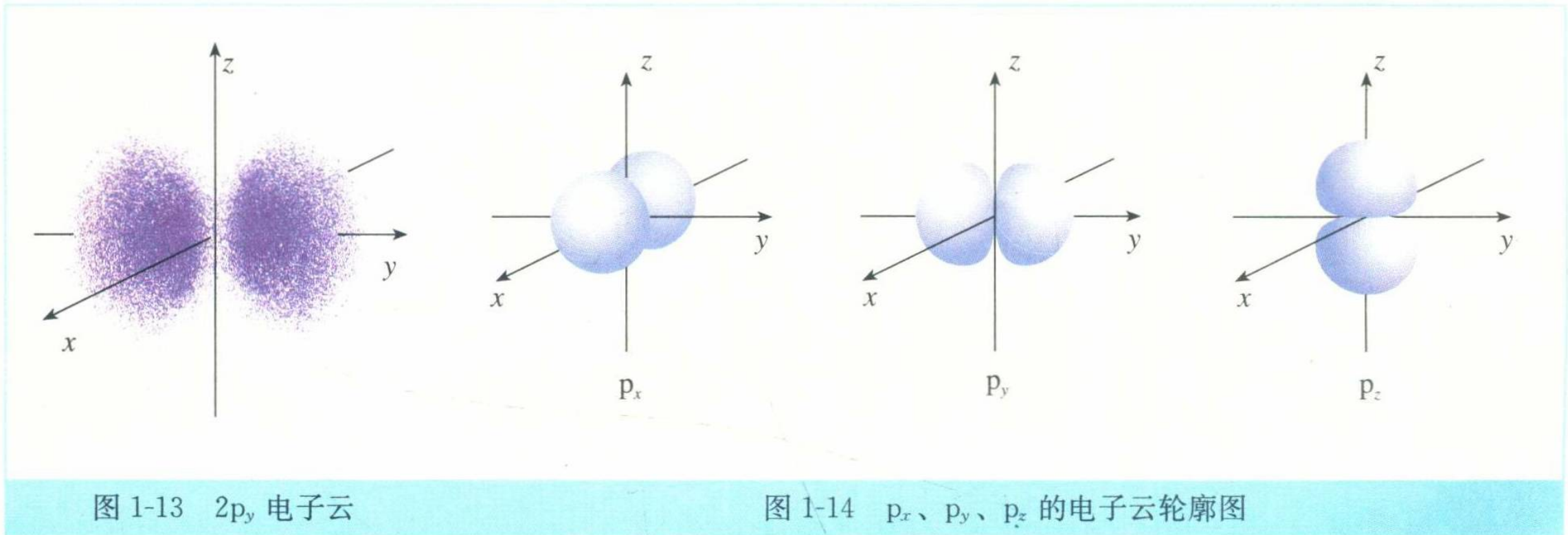


图 1-13 $2p_y$ 电子云

图 1-14 p_x 、 p_y 、 p_z 的电子云轮廓图

量子力学把电子在原子核外的一个空间运动状态称为一个原子轨道。根据量子力学的

结论，表 1-2 列举了 K、L、M、N 等能层的能级、原子轨道数、原子轨道名称以及电子云轮廓图。

表 1-2 不同能层的能级、原子轨道及电子云轮廓图

能层	能级	原子轨道数	原子轨道名称	电子云轮廓图	
				形状	取向
K	1s	1	1s	球形	
L	2s	1	2s	球形	
	2p	3	2p _x 、2p _y 、2p _z	哑铃形	相互垂直
M	3s	1	3s	球形	
	3p	3	3p _x 、3p _y 、3p _z	哑铃形	相互垂直
	3d	5	①		
N	4s	1	4s	球形	
	4p	3	4p _x 、4p _y 、4p _z	哑铃形	相互垂直
	4d	5			
	4f	7			
.....					

六、泡利原理和洪特规则

回顾每个能级最多可容纳的电子数： ns 、 np 、 nd 、 nf能级分别最多可容纳 2×1 、 2×3 、 2×5 、 2×7个电子。有了原子轨道的概念，你更清楚了：上述 1、3、5、7.....是 ns 、 np 、 nd 、 nf能级里的原子轨道数，而它们分别乘以 2 是由于每个轨道里最多只能容纳 2 个电子，通常称为电子对，用方向相反的箭头“ $\downarrow\uparrow$ ”表示。

量子力学告诉我们，电子除空间运动状态外，还有一种状态叫做自旋。电子自旋可以比喻成地球的自转。电子自旋有顺时针和逆时针两种状态，常用上下箭头（ $\uparrow$ 和 $\downarrow$ ）表示自旋状态相反的电子。在一个原子轨道里，最多只能容纳 2 个电子，而且它们的自旋状态相反，这个原理由泡利首先提出，称为泡利原理。

下面我们介绍表达电子排布的另一种方式，叫做电子排布图。在电子排布图中，用方框表示原子轨道，用箭头表示电子。如锂的电子排布图： $\overset{1s}{\boxed{\downarrow\uparrow}} \overset{2s}{\boxed{\uparrow}}$ ，其中一个方框表示一个轨道，一个箭头表示一个电子。

泡利原理
Pauli exclusion principle
洪特规则 Hund's rule

① d 轨道和 f 轨道各有其名称、形状和取向，此处不再赘述。

学与问

1. 下列电子排布图中哪个是硼的？



2. 下列电子排布图中哪个是碳的？



当电子排布在同一能级的不同轨道时，基态原子中的电子总是优先单独占据一个轨道，而且自旋状态相同，这个规则是由洪特首先提出的，称为洪特规则。由此，你就能判断碳原子的电子排布图了。

总之，基态原子的电子排布遵循能量最低原理、泡利原理和洪特规则。用构造原理得到的电子排布式给出了基态原子核外电子在能层和能级中的排布，而电子排布图还给出了电子在原子轨道中的排布。另外，我们通常所说的电子排布指的是基态原子的电子排布。

习



题

1. 以下能级符号正确的是()。

- A. 6s B. 2d C. 3f D. 7p

2. 下列各能层中不包含 p 能级的是()。

- A. N B. M C. L D. K

3. 下列能级中轨道数为 3 的是()。

- A. s 能级 B. p 能级 C. d 能级 D. f 能级

4. 下列各原子或离子的电子排布式错误的是()。

- A. $K^+ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ B. $F 1s^2 2s^2 2p^5$
C. $S^{2-} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ D. $Ar 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

5. 下列各图中哪一个是氧原子最外层的电子排布图？



6. 以下电子排布式是不是基态原子的电子排布？

- A. $1s^1 2s^1$ B. $1s^2 2s^1 2p^1$ C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ D. $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$

7. 按构造原理写出第 9、17、35 号元素原子的电子排布式。它们的核外电子分别有几层？最外层电子数分别为多少？

8. 在元素周期表中找出钠和硫，按构造原理写出它们的电子排布式和电子排布图，并预言它们的最高化合价和最低化合价。

一、原子结构与元素周期表

元素周期表中每一周期的第一个元素（除第一周期外）是锂、钠、钾、铷、铯、钫——碱金属。你能根据构造原理写出它们的电子排布式吗？

碱金属	原子序数	周期	电子排布式
锂	3	二	$1s^2 2s^1$ 或 $[\text{He}]2s^1$
钠	11	三	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 或 $[\text{Ne}]3s^1$
钾	19	四	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ 或 $[\text{Ar}]4s^1$
铷	37	五	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ 或 $[\text{Kr}]5s^1$
铯	55	六	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$ 或 $[\text{Xe}]6s^1$

这表明，随着元素原子的核电荷数递增，每到出现碱金属，就开始建立一个新的电子层，随后最外层上的电子逐渐增多，最后达到 8 个电子，出现稀有气体；然后又开始由碱金属到稀有气体，如此循环往复——这就是元素周期系中的一个周期。例如，第 11 号元素钠到第 18 号元素氩的最外层电子排布重复了第 3 号元素锂到第 10 号元素氖的最外层电子排布——从 1 个电子到 8 个电子；再往后，尽管情形变得复杂一些，但每个周期的第 1 个元素的原子最外电子层总是 1 个电子，最后一个元素的原子最外电子层总是 8 个电子。可见，元素周期系的形成是由于元素的原子核外电子的排布发生周期性的重复。

由于随着核电荷数的递增，电子在能级里的填充顺序遵循构造原理，元素周期系的周期不是单调的，每一周期里元素的数目并不总是一样多，而是随周期序号的递增渐渐增多，同时，金属元素的数目也逐渐增多：

周 期	一	二	三	四	五	六	七
元素数目	2	8	8	18	18	32	32(?)
金属元素数目	0	2	3	14	15	30	?

因而，我们可以把元素周期系的周期发展形象地比喻成螺壳上的螺旋（如图 1-15）。

元素周期系

the periodic system
of the elements

元素周期表

the periodic table
of the elements