

免费提供

★★★ 精品教学资料包

服务热线: 400-615-1233
www.huatengzy.com

化学

(基础模块)

选题策划: 侯琳

责任编辑: 张昕

封面设计: 刘文东

ISBN 978-7-5661-3129-4



9 787566 131294 >

定价: 35.00元

化学(基础模块)

主编 董芝 李淑萍 邹虎林

哈尔滨工程大学出版社
Harbin Engineering University Press

X-A

化学

(基础模块)

主编 董芝 李淑萍 邹虎林

哈尔滨工程大学出版社
Harbin Engineering University Press

化 学

(基础模块)

主 编 董 芝 李淑萍 邹虎林
副主编 徐文富 谢学艺

内 容 简 介

本教材根据教育部颁布的《中等职业学校化学课程标准》(2020 年版),并结合现今社会对中职人才培养的新要求编写而成,主要内容包括原子结构与化学键、化学反应及其规律、溶液与水溶液中的离子反应、常见无机物及其应用、简单有机化合物及其应用、常见生物分子及合成高分子化合物。

本教材可作为中等职业学校的教学用书,也可作为相关人员的参考资料。

图书在版编目(CIP)数据

化学:基础模块 / 董芝,李淑萍,邹虎林主编. —
哈尔滨:哈尔滨工程大学出版社,2021.6(2022.10 重印)
ISBN 978-7-5661-3129-4

I. ①化… II. ①董… ②李… ③邹… III. ①化学课 —
中等专业学校 — 教材 IV. ①G634.81

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2021)第 118710 号

化学(基础模块)
HUAXUE (JICHU MOKUAI)

选题策划 侯 琳
责任编辑 张 昕
封面设计 刘文东

出版发行 哈尔滨工程大学出版社
社 址 哈尔滨市南岗区南通大街 145 号
邮政编码 150001
发行电话 0451-82519328
传 真 0451-82519699
经 销 新华书店
印 刷 三河市骏杰印刷有限公司
开 本 850 mm×1 168 mm 1/16
印 张 10.5
字 数 217 千字
版 次 2021 年 6 月第 1 版
印 次 2022 年 10 月第 2 次印刷
定 价 35.00 元

<http://www.hrbeupress.com>
E-mail: heupress@hrbeu.edu.cn

前言

P
R
E
F
A
C
E

公共基础课程是中等职业学校课程体系的重要组成部分，是培养学生思想政治素质、科学文化素养等的基本途径，对于促进学生可持续发展具有重要意义。为贯彻全国教育大会精神，落实《国家职业教育改革实施方案》，深化中等职业学校公共基础课程改革，教育部办公厅特制定《中等职业学校公共基础课程方案》。基于此，我们特组织了一线的教学专家和学科带头人共同策划了中等职业学校公共基础课程新课标系列教材，本套教材适合中等职业学校三年制各专业的公共基础课教学使用。

本教材根据教育部颁布的《中等职业学校化学课程标准》(2020年版)，并结合现今社会对中职人才培养的新要求编写而成，旨在培养学生的化学学科核心素养，使学生掌握必备的化学基础知识、基本技能和基本方法，认识物质变化规律，提高发现问题、分析问题、解决问题的能力，养成科学思维习惯，增强实践能力和创新意识；培养学生职业发展、终身学习和担当民族复兴大任所必需的化学学科核心素养，引导学生逐步形成科学精神及科学的世界观、人生观和价值观，自觉践行社会主义核心价值观，成为德智体美劳全面发展的高素质劳动者和技术技能型人才。

本教材根据化学课程教学目标，结合中等职业学校学生的学习水平和学习特点，科学合理地设置了课程结构。本教材共分六章，体系完整，内容丰富。本教材章节编排较为合理，课时安排得当，逻辑严谨，结构分明。

本书建议学时安排见下表：

主 题	内 容	学 时
原子结构与化学键	原子结构	6
	元素周期律与元素周期表	
	化学键	
	学生实验：化学实验基本操作	
化学反应及其规律	氧化还原反应	4
	化学反应速率	
	化学平衡	



续表

主 题	内 容	学 时
溶液与水溶液中的离子反应	溶液组成的表示方法	9
	弱电解质的解离平衡	
	水的离子积和溶液的 pH	
	离子反应和离子方程式	
	盐的水解	
	学生实验：溶液的配制、稀释和 pH 的测定	
常见无机物及其应用	常见非金属单质及其化合物	8
	常见金属单质及其化合物	
简单有机化合物及其应用	有机化合物的特点和分类	12
	烃	
	烃的衍生物	
	学生实验：重要有机化合物的性质	
常见生物分子及合成高分子化合物	糖类	6
	蛋白质	
	合成高分子化合物	
	学生实验：常见生物分子的性质	
合计		45

本教材由石家庄城市经济职业学院董芝、故城县职业技术教育中心李淑萍、平凉机电工程学校邹虎林任主编，由德惠市中等职业技术学校徐文富、临湘市第一中学谢学艺任副主编。

由于编者水平有限，书中不足之处在所难免，恳请读者批评指正。

编 者

目录

第一章	原子结构与化学键	1
第一节	原子结构	3
第二节	元素周期律与元素周期表	7
第三节	化学键	12
学生实验	化学实验基本操作	16
本章小结		19
第二章	化学反应及其规律	21
第一节	氧化还原反应	23
第二节	化学反应速率	28
第三节	化学平衡	31
本章小结		35
第三章	溶液与水溶液中的离子反应	37
第一节	溶液组成的表示方法	39
第二节	弱电解质的解离平衡	47
第三节	水的离子积和溶液的pH	49
第四节	离子反应和离子方程式	51
第五节	盐的水解	54
学生实验	溶液的配制、稀释和pH的测定	57
本章小结		60
第四章	常见无机物及其应用	63
第一节	常见非金属单质及其化合物	65
第二节	常见金属单质及其化合物	84
本章小结		103
第五章	简单有机化合物及其应用	105
第一节	有机化合物的特点和分类	107
第二节	烃	110
第三节	烃的衍生物	130



学生实验 重要有机化合物的性质·····	141
本章小结·····	144
第六章 常见生物分子及合成高分子化合物 ·····	147
第一节 糖类·····	149
第二节 蛋白质·····	152
第三节 合成高分子化合物·····	154
学生实验 常见生物分子的性质·····	157
本章小结·····	159
参考文献 ·····	161



第一章

原子结构与化学键

丰富多彩的物质世界是由 100 多种元素组成的。在初中化学中，我们已初步认识到，物质在不同条件下表现出来的各种性质都与它们的化学组成和微观结构有关。例如，金刚石和石墨都是由碳原子组成的，但组成前者的碳原子呈立方体结构，组成后者的碳原子呈鳞片形层状结构，因此金刚石和石墨的性质差别很大（金刚石的硬度和熔点都很高，可以用来刻划玻璃；石墨质软，可以用来制作铅笔芯）。

本章我们将学习与了解原子结构和元素周期律的基础知识，理解物质或原子性质与其结构之间的关系。



第一节 原子结构

原子是由原子核和核外绕核运动的电子构成的，那么原子中的原子核是不是可以再分呢？

一、原子核

1911 年，新西兰著名物理学家欧内斯特·卢瑟福（Ernest Rutherford）设计了一个使用 α 粒子轰击金箔的实验。在一个铅盒里放有少量的放射性元素钋 (Po)，它发出的 α 粒子束从铅盒的小孔中射出，形成一束很细的射线射到金箔上，如图 1-1 (a) 所示。他推测这些 α 粒子会穿过金箔顺利到达对面的探测板上。结果却发现：绝大多数的 α 粒子直接穿过金箔且不改变原来的方向，只有很少的 α 粒子发生了很大角度的偏转，如图 1-1 (b) 所示。

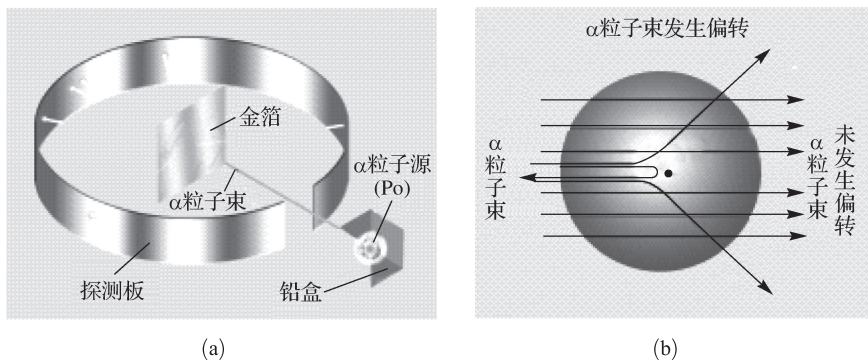


图 1-1 α 粒子轰击金箔的实验

卢瑟福等人猜想：极少数 α 粒子发生大角度的偏转是因为它们和金原子中某种极为坚硬密实的核发生了碰撞。这个核很小，带正电，却集中了原子的大部分质量，称为原子核。他们据此推测原子是由原子核和核外电子构成的，电子在原子核外“很大”的空间里运动。后来的研究表明，原子核是由带正电荷的质子和不带电的中子构成的，因此原子核带正电，其所带的正电荷数称为核电荷数。因为原子呈电中性，所以若用字母 Z 表示核电荷数，则

$$Z = \text{核内质子数} = \text{核外电子数}$$

原子核中质子和中子的质量差不多，都比电子大得多，质子质量约为电子质量的 1 836 倍，因此原子核集中了约 99.95% 的原子质量，即原子的质量主要集中在原子核上。质子和中子的相对质量都近似为 1，如果忽略电子的质量，将核内所有质子和中子的相对质量取近似整数值相加，所得的数值叫作质量数，用字母 A 表示。若中子数用字母 N 表示，则



$$\text{质量数}(A) = \text{质子数}(Z) + \text{中子数}(N)$$

于是,原子组成及粒子之间的关系如图 1-2 所示。

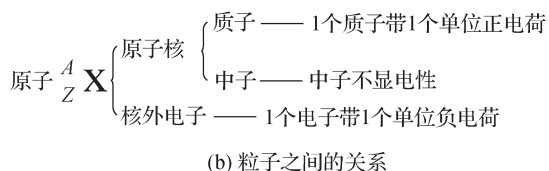
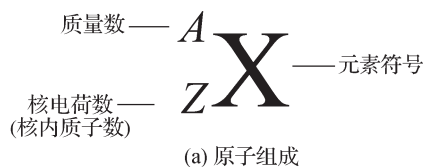


图 1-2 原子组成及粒子之间的关系



知识链接

欧内斯特·卢瑟福(图 1-3), 1871 年 8 月 30 日生于新西兰纳尔逊的一个手工业工人家庭, 1937 年 10 月 19 日因病在剑桥逝世, 与牛顿和法拉第并排安葬。

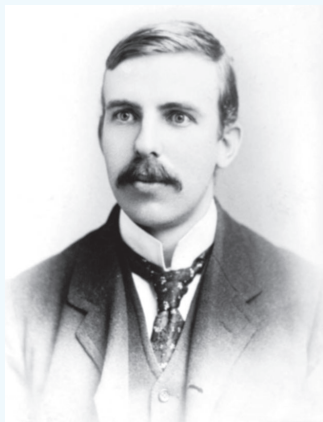


图 1-3 欧内斯特·卢瑟福

他被公认为 20 世纪最伟大的实验物理学家, 在放射性和原子结构等方面都做出了重大的贡献。他还是最先研究核物理的人, 被称为近代原子核物理学之父。

二、同位素

原子核内有质子和中子, 质子数决定了元素的种类, 同一种元素的原子核内的中子数不一定相同, 这些具有相同质子数、不同中子数(或不同质量数)的同一元素的不同核素互为同位素。例如, 同位素 ^{12}C 和 ^{14}C , ^{12}C 的原子核中有 6 个质子和



6 个中子，而 ^{14}C 的原子核中则有 6 个质子和 8 个中子；再如氕、氘和氚，它们的原子核中都有 1 个质子，但是它们的原子核中的中子数分别为 0 个、1 个及 2 个，所以它们互为同位素。同位素的表示是在该元素符号的左上角注明质量数，如 ^{14}C 、 ^{12}C 等。

由于核的不稳定性，同位素往往具有放射性。

同位素在元素周期表中占据同一位置，其化学性质几乎相同（氕、氘和氚的化学性质稍有差异），但原子质量或质量数不同，因而其物理性质也有所差异。

大多数的天然元素都是由几种同位素组成的。在自然界中天然存在的同位素称为天然同位素，人工合成的同位素称为人造同位素。如果该同位素具有放射性，则称为放射性同位素。放射性同位素具有以下特征：

（1）放射性同位素的原子核很不稳定，会不间断地、自发地放射出各种不同的射线，直至变成另一种稳定的同位素，即所谓的“核衰变”。

（2）放射性同位素在进行核衰变时，可放射出 α 射线、 β 射线、 γ 射线和发生电子俘获等，但是放射性同位素在进行核衰变时并不一定能同时放射出这几种射线。

（3）不同的放射性同位素有不同的半衰期，衰变时放射出的射线的种类和数量也不同。



知识链接

放射性元素的原子核有半数发生衰变时所需要的时间叫作半衰期。放射性元素的半衰期越长，说明其衰变得越慢；半衰期越短，说明其衰变得越快。例如，放射性的 ^{32}P 的半衰期是 14.28 天，即假使原来有 100 万个 ^{32}P 原子，经过 14.28 天后，就只剩下 50 万个了。

放射性同位素在能源、工业、农业、医疗、环境、考古等方面都有着广泛的应用，主要是因为它们放射出的不同粒子的射线的辐射性和其特有的半衰期性质。

三、核外电子的排布

在含有多个电子的原子中，各个电子的能量并不相同。在离核较近的区域内运动的电子的能量较低，在离核较远的区域内运动的电子的能量较高，这些不同的“区域”称为电子层。按照与原子核的距离，从内到外的电子层的顺序分别用 $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$ 或 K、L、M、N、O、P、Q 来表示（图 1-4）。核外电子总是尽可能地先从内层（能量最低的第 1 层）排起，当第 1 层排满后再排第 2 层，即按由内到外的顺序依次排列。原子的核外电子层最少的只有 1 层，最多的有 7 层，最外层的



电子层上所排列的电子数不超过 8 个(电子层只有 1 层的,所排列的电子数不超过 2 个)。

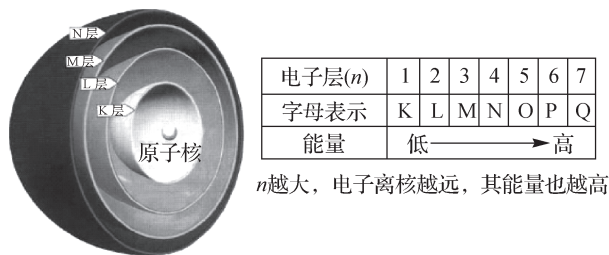


图 1-4 电子层模型示意图

用原子结构示意图可以方便、简明地表示核外电子的分层排布情况,图 1-5 为钠原子的原子结构示意图。

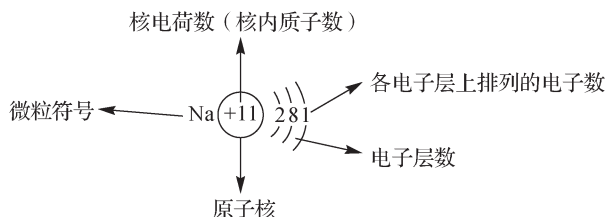


图 1-5 钠原子的原子结构示意图

原子核外电子的排布遵守下列规律:

- (1) 原子核外电子尽可能地分布在能量较低电子层上(离核较近的电子层上)。
- (2) 若电子层数是 n , 则该电子层上所排列的电子数最多是 $2n^2$ 个。
- (3) 无论是第几层, 如果作为最外电子层, 那么该电子层上所排列的电子数不能超过 8 个; 如果作为倒数第 2 层(次外层), 那么该电子层上所排列的电子数不能超过 18 个; 如果作为倒数第 3 层, 那么该电子层上所排列的电子数不能超过 32 个。



知识链接

原子很小, 而原子核更小, 它的体积只占原子体积的几千亿分之一。如果把原子比喻成一个庞大的体育场, 则原子核只相当于体育场中央的一只蚂蚁。因此, 原子内部有相当大的空间, 电子就在这个空间内绕着原子核做高速运动。



课后练习

1. 下列说法中正确的是()。
A. 同一元素各核素的质量数不同, 但它们的化学性质几乎完全相同



表 1-2 核电荷数为 1~18 的元素的原子核外电子排布及一些主要特征

原子序数	1	2	3	4	5	6	7	8	9
元素名称	氢	氦	锂	铍	硼	碳	氮	氧	氟
元素符号	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F
电子层结构									
原子半径 / (10 ⁻¹⁰ m)	0.32	0.93	1.23	0.89	0.82	0.77	0.70	0.66	0.64
化合价	+1	0	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -3	+6 -2	-1
金属性与非金属性	非金属	稀有气体	活泼金属	较活泼金属	非金属	非金属	较活泼非金属	很活泼非金属	最活泼非金属
原子序数	10	11	12	13	14	15	16	17	18
元素名称	氖	钠	镁	铝	硅	磷	硫	氯	氩
元素符号	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
电子层结构									
原子半径 / (10 ⁻¹⁰ m)	1.22	1.54	1.36	1.18	1.17	1.10	1.04	0.99	1.54
化合价	0	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -3	+6 -2	+7 -1	0
金属性与非金属性	稀有气体	活泼金属	活泼金属	金属	非金属	非金属	较活泼非金属	很活泼非金属	稀有气体



从表 1-2 中可以看出,随着核电荷数的递增,元素的原子半径、化合价、金属性与非金属性等性质不是一直变化下去的,而是相隔一定数目的元素后重复出现与前面元素性质相似的元素,显示出有规律的变化。分析 3~10 号元素可知,原子的最外层电子数从 1 递增到 8 达到稳定结构,元素从活泼金属变化到活泼非金属,再到稀有气体。虽然 11~18 号元素的原子比 3~10 号元素的原子多了一个电子层,但是最外层电子数、原子半径、元素的金属性与非金属性等的变化规律和 3~10 号元素相似。实践证明,如果把已知的元素按原子序数递增的顺序排列起来,它们的性质也将呈现相似的变化规律。这种元素的性质随着元素原子序数的递增而呈周期性变化的规律叫作元素周期律。元素性质的周期性变化是元素原子核外电子排布周期性变化的必然结果。

二、元素周期表

根据元素周期律,把已知的 100 多种元素中电子层数相同的各种元素,按原子序数递增的顺序从左到右排成一行,再把最外层电子数相同、内层结构相似的元素按电子层数递增的顺序由上而下排成一列,这样构成的表就是元素周期表。元素周期表是元素周期律的具体表现形式,它能直观地反映元素之间的相互联系及规律。元素周期表有多种形式,目前广泛采用的是长式周期表。以下介绍长式周期表的结构。

(一) 周期

周期表中共有 7 个横行,每个横行为 1 个周期,共有 7 个周期,即电子层数相同且按照原子序数递增的顺序排列的一系列元素,称为 1 个周期。

第 1 周期只有氢和氦两种元素,称为特短周期。

第 2 周期从锂开始到氖结束,共有 8 种元素,称为短周期。

第 3 周期从钠开始到氩结束,共有 8 种元素,称为短周期。

第 4 周期从钾开始到氩结束,共有 18 种元素,称为长周期。

第 5 周期从铷开始到氙结束,共有 18 种元素,称为长周期。

第 6 周期从铯开始到氡结束,共有 32 种元素,这个周期称为特长周期。其中,从 57 号镧元素至 71 号镥元素共有 15 种金属元素,它们的性质相似,称为镧系元素,在周期表内占 1 个空格。习惯上将镧系元素单独列在周期表的下方。

第 7 周期元素未排满,称为不完全周期。其中,从 89 号锕元素至 103 号铹元素共有 15 种元素,它们的电子层结构和性质十分相似,全是放射性元素,称为锕系元素。和镧系元素一样,锕系元素在周期表中占 1 个空格,并按原子序数递增的顺序另列在周期表的下方。锕系元素中铀后面的元素都是人工进行核反应制得的合成元素。

在这 7 个周期中,除第 1 周期和第 7 周期外,每个周期从左到右原子最外层电子数都是从 1 个增加到 8 个,都是从活泼金属开始逐渐过渡到活泼非金属,最后以



稀有气体结束。分析每个周期元素的原子结构,可以得到如下关系:

元素的周期序数 = 该元素原子的电子层数

(二) 族

周期表共有 18 个纵行,除第 8、9、10 三个纵行统称为Ⅷ族外,其余每一个纵行为一族。族又分为主族和副族。由短周期元素和长周期元素共同构成的纵行叫作主族,完全由长周期元素构成的纵行叫作副族。一般用罗马数字来表示族序,主族元素在族序数后面加上一个“A”字,如第ⅠA族、第ⅡA族等;副族元素在族序数后面加上一个“B”字,如第ⅠB族、第ⅡB族等。稀有气体元素的化学性质非常不活泼,通常状况下难以参加化学反应,它们的化合价为 0,因而叫作零族,也称为ⅧA族。周期表中有 7 个主族、7 个副族、1 个Ⅷ族和 1 个零族,共有 16 个族。副族和Ⅷ族元素位于第ⅡA族和第ⅢA族之间,称为过渡元素。

(三) 元素周期表中元素性质的递变规律

同一周期的元素,从左到右随着核电荷数的递增,其金属性逐渐减弱,非金属性逐渐增强。因此,金属元素的最高价氧化物对应的水化物的碱性逐渐减弱,如碱性 $\text{NaOH} > \text{Mg}(\text{OH})_2 > \text{Al}(\text{OH})_3$; 非金属元素的最高价氧化物对应的水化物的酸性逐渐增强,如酸性 $\text{H}_3\text{PO}_4 < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HClO}_4$ (高氯酸)。

同一主族的元素,从上到下随着电子层数的逐渐增多,其非金属性逐渐减弱,金属性逐渐增强。因此,其氧化物对应的水化物的碱性逐渐增强,如碱性 $\text{LiOH} < \text{NaOH} < \text{KOH}$; 第ⅤA族元素,如非金属性 $\text{N} > \text{P}$,因此,其最高价氧化物对应的水化物的酸性 $\text{HNO}_3 > \text{H}_3\text{PO}_4$ 。

表 1-3 中列出了元素周期表中元素一些常见性质的递变规律。

表 1-3 元素周期表中元素一些常见性质的递变规律

元素的性质	同一周期 (从左到右)	同一主族 (从上到下)
原子半径	逐渐减小	逐渐增大
电子层排布	电子层数相同, 最外层电子数递增	电子层数递增, 最外层电子数相同
得电子与失电子能力	得电子能力逐渐增强, 失电子能力逐渐减弱	得电子能力逐渐减弱, 失电子能力逐渐增强
金属性与非金属性	金属性逐渐减弱, 非金属性逐渐增强	金属性逐渐增强, 非金属性逐渐减弱
对应水化物的碱性	逐渐减弱	逐渐增强
最高价氧化物的酸性	逐渐增强	逐渐减弱
非金属气态氢化物的形成难易程度及稳定性	形成由难到易, 稳定性逐渐增强	形成由易到难, 稳定性逐渐减弱



知识链接

元素金属性的强弱通常根据其单质跟水或酸起反应置换出氢气的难易程度或形成的最高价氧化物对应的水化物的碱性强弱来判断。元素非金属性的强弱通常根据单质与氢气生成气态氢化物的难易程度或形成的最高价氧化物对应的水化物的酸性强弱来判断。

(四) 元素周期表的作用

(1) 可以一目了然地获得元素的一些信息, 如元素名称、元素符号、原子序数、相对原子质量等, 如图 1-6 所示的 Fe 元素的信息。

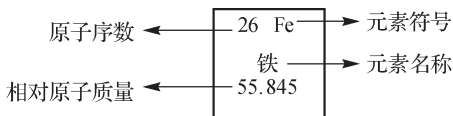


图 1-6 Fe 元素的信息

(2) 对金属元素、非金属元素(包括稀有气体元素)用不同的颜色进行了分区, 因此可以清楚地确定元素是属于金属元素还是属于非金属元素或是属于过渡元素。

(3) 方便根据原子序数确定元素在元素周期表中的位置。例如, 已知某元素的原子序数为 7, 则确定其在周期表中位置的方法是: 先写出该元素的原子结构示意图, 由其电子层数为 2 可以确定其处于第 2 周期, 由其最外层有 5 个电子可以确定其处于第 VA 族。



课后练习

- 对照元素周期表, 下列判断不正确的是 ()。
 - 酸性强弱: $\text{HClO}_4 > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_3\text{PO}_4 > \text{H}_4\text{SiO}_4$
 - 原子半径大小: $\text{Na} > \text{S} > \text{O}$
 - 碱性强弱: $\text{KOH} > \text{NaOH} > \text{LiOH}$
 - 还原性强弱: $\text{F}^- > \text{Cl}^- > \text{I}^-$
- 下列有关元素周期律的叙述正确的是 ()。
 - 元素周期律的本质是元素原子核外电子排布呈周期性变化
 - 元素周期律的本质是原子半径呈现周期性的变化
 - 元素周期律的本质是元素的性质随原子序数的递增呈现周期性的变化
 - 元素周期律的本质是元素的性质随着相对原子质量的递增呈现周期性的变化
- 对照元素周期表, 在下列横线上填写正确的答案。
 - 含有 8 个质子、10 个中子的原子对应元素的化学符号是 _____。
 - 元素周期表中位于第 8 纵行的铁元素属于第 _____ 族。
 - 所含元素超过 18 种的周期是第 _____ 和第 _____ 周期。



第三节 化 学 键

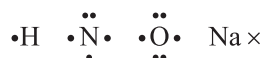
到目前为止,人们已经发现的元素有 100 多种,而由这些元素的原子组成的物质却数以千万计。元素的原子是通过什么作用形成如此丰富的物质的呢?

一、电子式

在化学反应中,一般是原子的最外层电子发生变化。为了简便起见,化学中常在元素符号周围用小黑点“·”或小叉“×”来表示元素原子的最外层电子,相应的式子叫作电子式。用电子式可以表示原子、离子、单质分子,也可以表示共价化合物、离子化合物及其形成过程。

(一) 原子的电子式

依据元素原子最外层电子数的多少,用小黑点“·”或小叉“×”在元素符号周围表示出该元素原子的最外层电子数,如氢原子、氮原子、氧原子、钠原子的电子式分别如下:



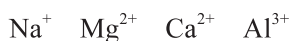
学习提示

表示电子的“·”或“×”通常写在元素符号的上、下、左、右四个方向,而不写在“斜角”的位置。

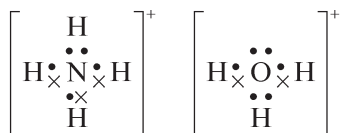
(二) 离子的电子式

1. 阳离子的电子式

简单的阳离子由于在形成过程中已失去最外层电子,因此其电子式的书写方式就是在离子符号右上角标明所带电荷数,如钠离子、镁离子、钙离子、铝离子的电子式分别如下:



复杂的阳离子(如 NH_4^+ 、 H_3O^+ 等)的电子式在书写时除应标出共用电子对、非共用电子对外,还应加方括号,并在方括号的右上方标出离子所带的电荷,如 NH_4^+ 和 H_3O^+ 的电子式分别如下:





2. 阴离子的电子式

非金属元素的原子在形成阴离子时，总是得到电子以使其最外层达到稳定结构。无论是简单的阴离子，还是复杂的阴离子，在书写其电子式时都应标出电子对，还应加方括号，并在方括号的右上方标出离子所带的电荷，如氯离子、氢氧根离子的电子式分别表示为



(三) 单质分子的电子式

用电子式表示单质分子时必须正确地表示出共用电子对数，并满足每个原子的稳定结构（最外层达到稳定结构），如氯气分子的电子式为 $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ :\text{Cl}:\text{Cl}: \\ \cdot\cdot \end{array}$ 。

二、离子键

(一) 金属钠与氯气的反应



实践活动

取一块绿豆大小的金属钠（切去表面氧化层），用滤纸吸净其表面的煤油（金属钠一般保存在煤油中），放在石棉网上，并将盛有氯气的集气瓶倒扣在钠的上方，用酒精灯微热，会发现钠在氯气中剧烈燃烧，产生白烟，如图 1-7 所示。这是因为金属钠与氯气反应生成了氯化钠，该反应的化学方程式为

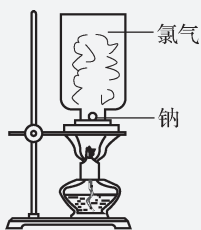


图 1-7 钠与氯气反应的实验图示

从宏观上讲，钠在氯气中燃烧生成新的物质——氯化钠。若从微观角度考虑，在加热的情况下，氯气分子先被破坏分化成氯原子，氯原子再与钠原子组合生成新的物质。那么氯原子和钠原子又是以怎样的方式结合在一起的？它们之间存在什么样的作用力呢？

(二) 氯化钠的形成

从原子结构来看，钠原子的最外电子层上只有 1 个电子，容易失去；氯原子的最外电子层上有 7 个电子，容易夺得 1 个电子而达到最外层 8 个电子的稳定结构。当钠原子与氯原子相遇时，钠原子失去最外层的 1 个电子，变成 +1 价的钠离子；氯



原子得到钠原子失去的 1 个电子, 变成 -1 价的氯离子, 阴阳离子之间通过静电作用而形成了稳定的化合物——氯化钠。氯化钠的形成过程可用图 1-8 来简单表示。

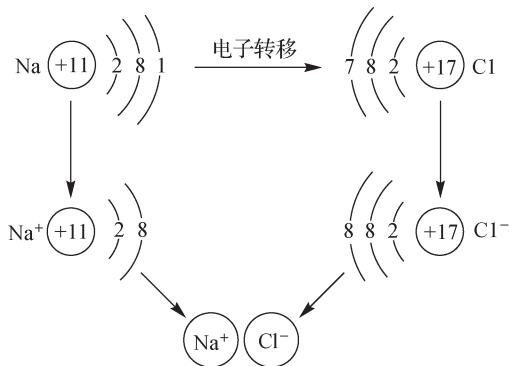
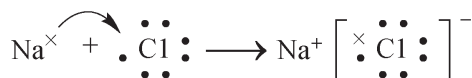


图 1-8 氯化钠的形成过程

氯化钠的形成过程用电子式表示如下:



(三) 离子键的特征

像氯化钠这样, 阴阳离子之间通过静电作用所形成的化学键叫作离子键。由离子键结合而成的化合物叫作离子化合物。

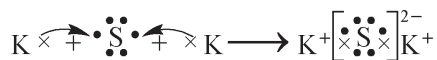
离子键具有如下特征:

(1) 成键的微粒是阴离子和阳离子。

(2) 成键的本质是静电作用(静电作用包括阴阳离子间的静电吸引作用和电子与电子之间、原子核与原子核之间的静电排斥作用)。

活泼的金属原子容易失去电子生成金属阳离子, 活泼的非金属原子容易得到电子生成非金属阴离子。因此, 活泼的金属物质(如 K、Na、Ca、Mg 等)与活泼的非金属物质(如 F_2 、 Cl_2 、 Br_2 、 O_2 、S 等)进行化合时能形成离子键, 生成离子化合物。

大多数强碱、盐、金属氧化物中都含有离子键, 属于离子化合物, 如硫化钾(K_2S)就是通过离子键结合而形成的离子化合物, 用电子式表示其形成过程如下:



学习提示

用电子式表示离子化合物的形成过程容易出现下列错误:

(1) 漏标离子的电荷数。

(2) 阴离子书写时漏加括号。

(3) 把相同的离子连写在一起, 如将 $\text{K}^{+} \left[\begin{array}{c} \times \\ \cdot\ddot{\text{S}}\cdot \\ \times \end{array} \right]^{2-} \text{K}^{+}$ 写成 $\text{K}^{+} \text{K}^{+} \left[\begin{array}{c} \times \\ \cdot\ddot{\text{S}}\cdot \\ \times \end{array} \right]^{2-}$ 。

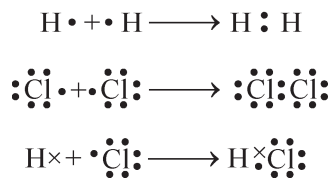
(4) 把“ $\rightarrow$ ”写成“ $=$ ”。



三、共价键

活泼金属元素和活泼非金属元素的原子间可以通过离子键结合成离子化合物。离子键理论能很好地说明离子化合物的形成过程，但对于由同种原子组成的非金属单质分子（如 H_2 、 Cl_2 ）和电负性相差很小的不同原子组成的非金属分子（如 HCl 、 SO_2 ）等，它们中的原子不可能形成以离子键结合的正、负离子。这些分子的形成不能用离子键理论来解释。研究证明，形成这些分子的原子之间通过共用其最外层电子，在理想情况下各自达到电子饱和的状态，由此组成比较稳定和坚固的化学键，即共价键。

下面用电子式来分别表示 H_2 、 Cl_2 、 HCl 的形成过程：



在 H_2 、 Cl_2 、 HCl 的形成过程中，电子不是从一个原子转移到另一个原子，而是每个原子各提供一个电子，组成一个电子对，使各原子的电子层都达到稳定结构，这种电子对称为共用电子对。共用电子对在两个原子核周围运动，使每个原子都达到稳定结构。以共用电子对形成分子的化合物就叫作共价化合物。表 1-4 列出了一些共价化合物的电子式。

表 1-4 一些共价化合物的电子式

共价化合物	H_2	N_2	H_2O	CO_2	CH_4
电子表达式	$\text{H} : \text{H}$	$:\text{N}::\text{N}:$	$\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$	$\ddot{\text{O}}::\text{C}::\ddot{\text{O}}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \times \\ \text{H} \times \text{C} \times \text{H} \\ \times \\ \text{H} \end{array}$

为了书写方便，化学上常用一条短线“—”表示一对共用电子对，如 HCl 、 Cl_2 、 N_2 又可以表示为 H—Cl 、 Cl—Cl 、 $\text{N}\equiv\text{N}$ 。

在共价键中，成键的微粒是原子，成键原子必须有未成对电子。一般非金属元素的原子之间可形成共价键。

不同元素的原子吸引电子的能力是不相同的。当成键原子吸引电子的能力不同时，共用电子对会发生偏移。根据电子对是否发生偏移，可将共价键分为非极性共价键和极性共价键。在单质分子中，同种非金属原子形成的共价键，电子对不偏移，称为非极性共价键。例如， Cl—Cl 、 $\text{N}\equiv\text{N}$ 中的共价键为非极性共价键。在化合物分子中，不同种非金属原子形成的共价键，电子对发生偏移，称为极性共价键。例如， H—Cl 、 S—H 、 F—H 中的共价键为极性共价键。

离子键和共价键是两种主要的化学键。化学反应的实质是反应物分子内旧化学



键的断裂和产物分子中新化学键的形成。

学习提示

- (1) 含有共价键的分子不一定是共价化合物, 如 H_2 、 O_2 。
- (2) 含有共价键的化合物不一定是共价化合物, 如 NaOH 、 Na_2O_2 , 它们虽然含有共价键, 但属于离子化合物。
- (3) 离子化合物中可能含有共价键, 共价化合物中一定不含有离子键。

课后练习

1. 下列关于离子键和共价键的说法, 正确的是 ()。

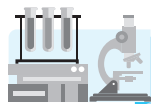
- A. 共价键只存在于共价化合物中
- B. 离子键可存在于单质中
- C. 离子键和共价键不可能同时存在于一种化合物中
- D. 存在离子键的化合物都是离子化合物

2. 下列电子式书写正确的是 ()。

- A. $\text{H} \times \ddot{\text{Cl}} :$ B. $:\ddot{\text{O}} \times \text{C} \times \ddot{\text{O}}:$
- C. $[\ddot{\text{O}} \times \text{H}]^-$ D. $\text{H} \times \ddot{\text{Cl}} : \times \ddot{\text{O}}:$

3. 下列说法正确的是 ()。

- A. 非金属元素构成的单质中一定存在共价键
- B. 非金属单质的气态氢化物中一定存在共价键
- C. 离子化合物中一定含有离子键
- D. 在一种化合物中只能存在一种类型的化学键



学生实验 化学实验基本操作

实验目的

复习药品的取用、物质的加热等基本操作。

实验用品

器材: 试管、药匙(或纸槽)、镊子、试管夹、酒精灯、火柴、胶头滴管、木条、铁架台、烧杯。

实验药品: CuSO_4 溶液、 NaOH 溶液、石灰石(CaCO_3)、稀盐酸、酚酞试液、



CuO 粉末、 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 晶体。

实验步骤

1. 药品的取用

(1) 向试管中倒入少量 NaOH 溶液，然后向其中加 3~5 滴 CuSO_4 溶液，振荡试管，观察现象。用同样的方法，分别向盛有少量 NaOH 溶液和 CuSO_4 溶液的试管中加酚酞试液，观察现象。操作如图 1-9 和图 1-10 所示。将观察到的实验现象填入表 1-5 中。

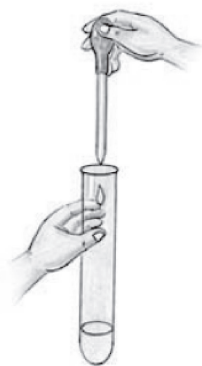


图 1-9 滴加 CuSO_4 溶液 (或酚酞试液)



图 1-10 加酚酞试液

表 1-5 实验现象记录

实 验	实验现象
NaOH 溶液 + CuSO_4 溶液	
NaOH 溶液 + 酚酞试液	
CuSO_4 溶液 + 酚酞试液	

需要注意的是，向试管中倾倒液体药品时，应先取下试剂瓶的瓶塞，倒放在桌面上，然后手心对着标签拿起试剂瓶，使瓶口紧靠试管口，将液体缓缓倒入试管。

用胶头滴管向试管中滴加液体时，胶头滴管应垂悬在试管口上方，不能接触试管。

(2) 在试管中加入 2~3 块石灰石，用胶头滴管向试管中滴入约 2 mL 稀盐酸，观察石灰石表面发生的变化，然后将一根燃着的木条伸进试管口，观察现象。

现象：_____。

需要注意的是，取用块状固体药品时要用镊子，取用粉末状固体药品时要用药匙。取用时，先将试管平放，再将盛有药品的药匙或夹持固体的镊子伸到试管底部，然后将试管直立，使药品慢慢滑落至试管底部。



2. 物质的加热

(1) 取少量 CuO 粉末, 装入试管中, 再向试管中加入约 2 mL 稀盐酸, 振荡试管, 观察现象; 然后加热试管, 观察现象。操作如图 1-11 所示。



图 1-11 加热 CuO 粉末

现象: _____。

(2) 取少量 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 晶体放入试管中, 将试管固定在铁架台上, 试管口要向下倾斜, 然后用酒精灯加热试管, 观察现象。操作如图 1-12 所示。

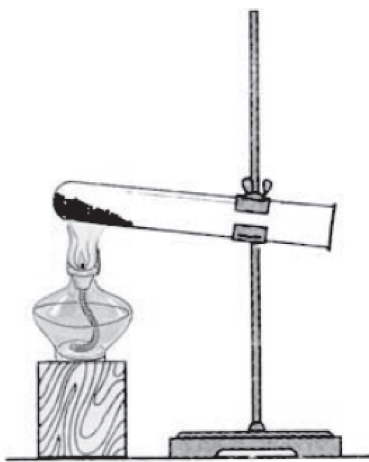


图 1-12 加热 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 晶体

现象: _____。

需要注意的是, 对试管进行加热时要用试管夹或铁架台, 一般夹在离试管口大约三分之一的位置处, 如图 1-12 所示。不能手持试管加热, 不要触碰刚加热完的试管, 以免被烫伤。加热时切不可将试管口对着自己或他人, 以免液体沸腾溅出伤人。

思考与讨论



- (1) 写出以上实验中反应的化学方程式。
- (2) 加热 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 晶体时, 为什么试管口要稍向下倾斜?



本章小结

一、原子结构

(1) 原子核简称“核”，位于原子的核心部分，由质子和中子两种微粒构成。“核”很小，却集中了原子的大部分质量。原子核带正电，其所带的正电荷数称为核电荷数。因为原子呈电中性，所以若用字母 Z 表示核电荷数，则

$$Z = \text{核内质子数} = \text{核外电子数}$$

(2) 具有相同质子数、不同中子数（或不同质量数）的同一元素的不同核素互为同位素。同位素在元素周期表中占据同一位置，其化学性质几乎相同，但原子质量或质量数不同，因而其物理性质也有所差异。

(3) 原子核外电子的排布遵守下列规律：

① 原子核外电子尽可能地分布在能量较低的电子层上（离核较近的电子层上）。

② 若电子层数是 n ，则该电子层上所排列的电子数最多是 $2n^2$ 个。

③ 无论是第几层，如果作为最外电子层，那么该电子层上所排列的电子数不能超过 8 个；如果作为倒数第 2 层（次外层），那么该电子层上所排列的电子数不能超过 18 个；如果作为倒数第 3 层，那么该电子层上所排列的电子数不能超过 32 个。

二、元素周期律与元素周期表

(1) 人们按照核电荷数由小到大的顺序为元素依次编号，这种序号叫作元素的原子序数。原子序数在数值上等于该元素原子的核电荷数。

(2) 元素的性质随着元素原子序数的递增而呈周期性变化的规律叫作元素周期律。根据元素周期律，把已知的 100 多种元素中电子层数相同的各种元素，按原子序数递增的顺序从左到右排成一行，再把最外层电子数相同、内层结构相似的元素按电子层数递增的顺序由上而下排成一列，这样构成的表就是元素周期表。元素周期表是元素周期律的具体表现形式，它能直观地反映元素之间的相互联系及规律。

三、化学键

(1) 在化学反应中，一般是原子的最外层电子发生变化。化学中常在元素符号周围用小黑点“ $\cdot$ ”或小叉“ $\times$ ”来表示元素原子的最外层电子，相应的式子叫作电子式。



(2) 阴阳离子之间通过静电作用所形成的化学键叫作离子键。由离子键结合而成的化合物叫作离子化合物。

(3) 形成分子的原子之间通过共用其最外层电子, 在理想情况下各自达到电子饱和的状态, 由此组成比较稳定和坚固的化学键, 即共价键。