



“十二五”职业教育国家规划教材
经全国职业教育教材审定委员会审定

化学

HUAXUE

第2版

主 审 郭小仪

医学指导 盛红专

主 编 许颂安 别同玉

副 主 编 (以姓氏笔画为序)

丁秋玲 胡 虹 唐智宁

编 者 (以姓氏笔画为序)

丁亚明 丁秋玲 丁欢欢

匡煜华 李炜琴 朱 铭

许颂安 别同玉 张 威

范红梅 周汉锋 胡 虹

徐伟刚 唐智宁 夏前正

序 言

长期以来,国家卫生计生委一直关心护理教育的改革,不断加强护理人才培养。护理工作是医疗卫生工作的重要组成部分,在医疗、预防、康复医学中均占有极其重要的地位。随着现代医学模式的不断改变,新的护理模式已由传统的以执行医嘱为中心的疾病护理发展到以病人为中心的身心整体护理。这一转变,不仅要求护理人员要具有丰富的医学理论知识、熟练的护理操作技术,还必须加强自身修养,提高思想道德素质、科学文化素质、专业素质和身体心理素质。这也是当前国家卫生计生委推行的优质护理服务所要求的。

20世纪90年代,我国部分地区先后试办了五年制护理专业高等职业教育。实践证明,这种学制有其独特的优势。它将中等和高等职业教育贯通,整体设计学生的知识、能力和素质结构,统筹安排中高等职业教育的课程体系,更好地培养学生的职业意识和职业能力,减少了课程的重复,提高了教育效率,因此,是我国护理专业高等职业教育的重要形式之一。

江苏联合职业技术学院是经教育部正式备案的以五年制高职教育为主的普通高等学校,下设41所分院,设置100多个五年制高职专业。为全面推进职业教育课程改革,江苏联合职业技术学院成立了护理专业协作委员会,由成员学校的骨干教师组成了课程改革与师资队伍建设项目组,承担五年制高职教育护理专业建设和课程改革的实践和研究工作。“十二五”期间,江苏联合职业技术学院在对护理行业发展和护理专业人才市场需求进行广泛调研的基础上,邀请医药卫生行业专家、临床专家、课程专家及护理专业骨干教师共同参与,对护理岗位进行调查与分析,形成了具有五年制高职特色的护理人才培养方案,编写了本套高职高专护理专业规划教材。

本套教材能够结合护理专业的特点,坚持以能力为本位、以就业为导向,突出实践性教学环节,较好地体现了最新的职业教育理念。具体来说,主要有以下几个特色:

1. 在教学内容上坚持课程整体优化,突出实践性和针对性

本套教材紧密围绕护理专业人才培养目标,对课程内容进行整合优化。按照护理专业岗位需求、课程目标选择教学内容,增加了护理专业实训、实践的比重,更加突出护理专业课程的实践性、针对性和实用性。同时,结合护理专业职业资格标准,及时将与护理岗位直接相关的新知识、新技术引入到教学中,使学生能够掌握从事护理岗位工作的基本技能和专门技能。

2. 在组织结构上坚持“项目引领、任务驱动”的课程体系

该套教材打破了护理专业传统的章节编写体系,采用了项目化、模块化的编写模式。通过项目、任务、学习目标、护理情境案例等为载体组织学习单元,体现模块化、系统化、项目化的职教理念和护理专业学生的认知规律,强调护理专业教材内容的创新性、综合性、实用性与可读性。

3. 在教材呈现形式上力求立体化、数字化

为配合护理专业教学的需要,该套教材配设了丰富的多媒体教学资源,包括教学课件、电子教案、护理专业教学大纲、护理实训录像以及护理专业技能实训题库等。力求教材呈现形式新颖多样,图、文、声、像并茂,方便师生的教与学。

4. 在课程选取上增加了选修课程的比重

该套教材结合学校办学实际,增加了护理专业选修课教材的比重,扩大了学生对课程的选择权,并在课程内容的深度与广度上具有一定的弹性,努力形成灵活、开放、多样的课程体系,坚持统一性与灵活性的有机结合。从而适应护理岗位市场的变化和护理专业学生个性发展的需要,促进学生的全面发展。

该套教材主要适用于五年制高等职业教育护理专业,也适用于三年制高等职业教育、中等职业教育的护理专业,还可供护理人员继续教育用。

该套教材的出版,为高等职业教育护理专业课程改革起到了一定的推进作用。我们殷切希望,更多的护理教育工作者能积极参与护理教育课程改革,努力培养和造就面向各级医疗、预防、保健机构从事临床护理、社区护理和健康保健等护理工作的高素质技能型应用人才。

为落实《国家十二五教育发展规划纲要》关于职业教育的意见,适应“十二五”对卫生职业教育发展的要求,顺应护理专业课程改革的步伐,贯彻“以就业为导向,以能力为本位”的职教理念,我们以郭小仪主编的《化学》(2006年)及许颂安主编的《化学》(2011年)为基础,组织再次修订本教材。两次修订均以长期从事高职高专医药卫生类专业的一线化学教学专家为编写团队,广泛征集化学和专业课程教学专家的意见和建议,充分反映本学科的新发展和新要求,对原教材内容进行全面的梳理、重组、增新和完善。

作为护理专业的一门文化基础课程,本教材编写坚持“必需、够用”的原则;注重教材的基础性、科学性、先进性、实用性和发展性;淡化学科意识,反映前沿知识,突出能力养成,融入人文素养,体现护理专业特色;注重化学与医学的融合,服务于高素质技能型护理人才的培养。

教材是教本,更是学本,为了贯彻“以生为本”的教学理念,培养学生自主、合作、探究的学习能力,在教材修订上体现了以下特色:采用模块形式,以“单元导读”引导学生针对性地进行相关单元内容的学习;以“观察与思考”让学生观察演示实验或参与实验探究的过程,达到获得知识、应用知识、培养技能的目的;以“课堂互动”形式实现课堂教学中师生的交流,有利于学生对新知识的掌握和理解;以“练习与实践”加强学生对单元内容的训练,巩固和反思所学单元的相关内容。为体现“贴近专业、贴近社会、贴近生活”的原则,设置了“资料卡片”“阅读材料”“知识拓展”三个板块,介绍日常生活、未来岗位有关事例和前沿知识,并对相关知识加以拓展延伸,开阔学生医学视野,培养学生应用能力和专业兴趣,以满足不同层次学生的弹性需求。

本教材按102课时编写,使用本教材的学校可向主编索取课程标准等资料,各校可根据专业设置和特色差异对教学内容和课时进行合理调整。

本教材由苏州卫生职业技术学院郭小仪担任主审,南通大学教授盛红专博士担任

医学指导,南通卫生高等职业技术学校许颂安、淮阴卫生高等职业技术学校别同玉担任主编。参与编写的人员还有:南通卫生高等职业技术学校范红梅、周汉锋,淮阴卫生高等职业技术学校夏前正,南京卫生学校唐智宁、李炜琴,常州卫生高等职业技术学校丁秋玲、徐伟刚,连云港中医药高等职业技术学校胡虹、丁欢欢,无锡卫生高等职业技术学校朱铭、匡煜华、丁亚明,江苏健康职业学院张威。

本教材附赠光盘包含配套教材的全套电子演示文稿,动画、演示实验视频和图片等多媒体素材。光盘修订由许颂安、何雪雁担任主编,别同玉、唐智宁担任副主编,制作团队详见光盘。光盘制作的标准及制作过程得到南通卫生高等职业技术学校的大力支持,在此深表感谢!

为方便学生进行自学和自我检测,我们还专门编写了配套教材《化学复习指南》,帮助学生掌握教材内容,提高学习效率。

在教材及配套资源的编写过程中,江苏联合职业技术学院护理专业协作委员会给予了诸多指导,同时也得到编者所在院校及相关专家的大力支持,在此一并表示衷心感谢!对本教材引用文献资料的作者表示诚挚的感谢!

本教材突出了近年来护理职教理念和化学课程改革的成果渗透,以本教材为主体的成果——《化学》教材及配套教辅资源于2013年被江苏省教育厅授予“江苏省教学成果(职业教学类)”二等奖。

鉴于编者水平有限和职业教育快速发展的形势,本教材必然存在许多不足之处,恳请读者批评指正,以便今后进一步修改和提高。

编 者

模块一 无机化学

第1单元 物质结构	1
第一节 原子结构	2
第二节 元素周期律和元素周期表	6
第三节 化学键	14
第四节 分子的极性	17
第五节 分子间作用力和氢键	18
第六节 配位化合物	19
第七节 氧化还原反应	23
练习与实践	27
第2单元 元素化合物的性质	30
第一节 卤族元素	31
第二节 硫的化合物	36
第三节 氮和磷的化合物	39
练习与实践	43
第3单元 物质的量	45
第一节 物质的量的单位——摩尔	46
第二节 气体摩尔体积	49
练习与实践	52
第4单元 溶液	54
第一节 溶液组成的表示方法	55
第二节 溶液浓度的换算	58
第三节 溶液的配制和稀释	60
练习与实践	63
第5单元 胶体溶液和溶液的渗透压	65
第一节 分散系	66
第二节 胶体溶液和高分子化合物溶液	68
第三节 溶液的渗透压	73

练习与实践	77
-------------	----

第6单元 化学反应速率和化学平衡

第一节 化学反应速率	81
第二节 化学平衡	83
练习与实践	90

第7单元 电解质溶液

第一节 弱电解质的电离平衡	93
第二节 水的电离和溶液的酸碱性	97
第三节 离子反应	101
第四节 盐类的水解	103
练习与实践	107

第8单元 同离子效应和缓冲溶液

第一节 同离子效应	110
第二节 缓冲溶液	110
练习与实践	116

模块二 有机化学**第9单元 烃**

第一节 有机化合物概述	120
第二节 饱和链烃	124
第三节 不饱和链烃	129
第四节 脂环烃	135
第五节 芳香烃	136
练习与实践	141

第10单元 醇、酚、醚

第一节 醇	145
第二节 酚	151
第三节 醚	155
练习与实践	157

第 11 单元 醛和酮	159	第 16 单元 氨基酸、蛋白质和核酸	229
第一节 醛和酮的结构、命名和性质	160	第一节 氨基酸	230
第二节 医学上常见的醛和酮	164	第二节 蛋白质	236
练习与实践	167	第三节 核酸	239
第 12 单元 羧酸、取代羧酸	169	练习与实践	243
第一节 羧酸	170	模块三 化学实验指导	
第二节 羟基酸和酮酸	174	第 1 单元 化学实验基本知识	245
练习与实践	183	第 2 单元 化学实验基本内容	250
第 13 单元 酯和脂类	185	实验一 化学实验基本操作	250
第一节 酯	186	实验二 元素及其化合物	252
第二节 油脂	187	实验三 溶液的配制和稀释	253
第三节 类脂	191	实验四 胶体溶液	256
练习与实践	196	实验五 化学反应速率和化学平衡.....	257
第 14 单元 糖类	197	实验六 电解质溶液	258
第一节 糖类化合物的定义和分类.....	198	实验七 缓冲溶液	259
第二节 单糖	198	实验八 烃的性质	260
第三节 双糖	206	实验九 醇、酚、醚的性质	261
第四节 多糖	208	实验十 醛和酮的性质	262
练习与实践	210	实验十一 羧酸、取代羧酸和油脂的性质	263
第 15 单元 含氮有机化合物	212	实验十二 糖的性质	265
第一节 胺	213	实验十三 含氮有机化合物的性质.....	266
第二节 酰胺	218	实验十四 氨基酸、蛋白质的性质 ...	266
第三节 杂环化合物	221	实验十五 实验考核	267
第四节 生物碱	224	附 录	
练习与实践	227	附录一 常用试剂的配制	269
		附录二 七个国际单位制基本单位.....	270
		附录三 酸、碱、盐的溶解性	270

模块一 无机化学

第1单元



物质结构



单元导读

本单元主要讨论原子的组成和结构,解析元素周期律和元素周期表,分析化学键、分子的极性、分子间作用力和氢键,认识配位化合物和氧化还原反应。同学们通过本单元的学习要达成以下学习目标。

1.掌握原子的组成和同位素的概念,元素周期律的概念和元素周期表的结构,元素周期表中主族元素性质的递变规律,配合物的命名,氧化还原反应的概念和实质。

2.熟悉原子核外电子的排布,原子结构、元素性质与元素在周期表中位置的关系;离子键、共价键的概念和特点,配合物的组成,氧化剂和还原剂的概念。

3.了解生命元素,配位键的形成和螯合物的概念,医学上常见的氧化剂和还原剂;分子的极性和分子间作用力,氢键的形成和概念。

4.能应用物质结构的知识解释物质的性质及其变化规律,提高分析问题和解决问题的能力。

5.树立“量变引起质变”“内因与外因”的辩证唯物主义观点,培养尊重科学、勇于探索的学习品质。

自然界的物质种类繁多,其性质各不相同,而物质在性质上的差异是由物质的内部结构不同引起的。因此要了解物质的性质、深刻地认识物质世界的变化规律,就必须进一步了解物质的内部结构。

一、原子的组成

19 世纪初,英国科学家道尔顿(John Dalton)提出了原子论,认为物质是由不可再分的原子组成,以致 19 世纪的人们几乎都认为原子是不能再分了。直到 19 世纪末,电子和放射性的发现,才使人们舍弃原子不能再分的传统观念,打开了原子结构的大门。20 世纪初,英国物理学家卢瑟福(Ernest Rutherford)利用 α 粒子散射实验确认了原子核的存在,建立了原子结构的行星模型:电子绕原子核运动,好比太阳系中的行星运动那样。通过众多科学家的不断探索,使人们认识了原子的内部结构:原子(atom)是由带正电荷的原子核和核外带负电荷的电子构成。原子核位于原子的中心,电子在核外作高速运动。由于原子核所带的正电量和核外电子所带的负电量相等,因此,整个原子是电中性的。原子很小,其直径约为 10^{-10} m,而原子核的直径更小,约为原子直径的十万分之一,原子核外有一个“很大的空间”供电子高速运动。



课堂互动

按照“原子核直径约为原子直径的十万分之一”的说法,设想把原子放大到相当于球场大小(直径约 100 m)的球体,原子核有多大?

原子核(atomic nucleus)由质子和中子构成。每个质子(proton)带 1 个单位的正电荷,中子(neutron)是电中性的,因此,核电荷数由质子数决定。按核电荷数由小到大的顺序给元素编号,所得的序号称为该元素的**原子序数(atomic number)**。显然,原子序数在数值上等于这种原子的核电荷数,则在原子中存在以下关系:

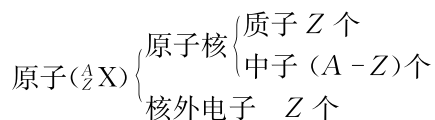
$$\text{原子序数} = \text{核电荷数} = \text{核内质子数} = \text{核外电子数}$$

例如,6 号碳元素,碳原子的核电荷数为 6,原子核内有 6 个质子,核外有 6 个电子。

质子的质量为 $1.672\ 6 \times 10^{-27}$ kg,中子的质量为 $1.674\ 8 \times 10^{-27}$ kg。由于质子、中子的质量很小,计算不方便,所以通常用它们的相对质量。相对原子质量衡量的标准为 ^{12}C 原子质量的 $\frac{1}{12}$,其质量为 $1.660\ 6 \times 10^{-27}$ kg。质子和中子对它的相对质量分别为 1.007 和 1.008,近似整数值均为 1。由于电子的质量很小,约为质子质量的 $\frac{1}{1\ 836}$,所以在原子的质量中,电子的质量可以忽略不计,因此原子的质量主要集中在原子核上。将原子核内所有的质子和中子的相对质量取近似整数值相加,所得的数值称为原子的**质量数(mass number)**。用符号 A 表示质量数,用符号 N 表示中子数,用符号 Z 表示质子数,则:

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

如以 ^A_ZX 代表一个质量数为 A 、质子数为 Z 的原子,则构成原子的粒子间的关系可以表示如下:



例如, ${}^{23}_{11}\text{Na}$ 表示钠原子的质量数为 23, 质子数为 11, 中子数为 12, 核外电子数为 11, 钠是第 11 号元素; ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ 表示氯原子的质量数为 37, 质子数为 17, 中子数为 20, 核外电子数为 17, 氯是第 17 号元素。

原子失去电子成为阳离子, 原子得到电子成为阴离子。因此, 同种元素的原子和离子间的区别只是核外电子数目不同。

例如, ${}^{23}_{11}\text{Na}^+$ 表示带一个单位正电荷的钠离子的质量数为 23, 质子数为 11, 中子数为 12, 核外电子数为 10, 钠是第 11 号元素; ${}^{37}_{17}\text{Cl}^-$ 表示带一个单位负电荷的氯离子的质量数为 37, 质子数为 17, 中子数为 20, 核外电子数为 18。

二、同位素

元素是具有相同核电荷数(即质子数)的一类原子的总称。同种元素原子的质子数一定相同, 但中子数可以不同。例如, 氢有 3 种不同的原子, 见表 1-1-1。

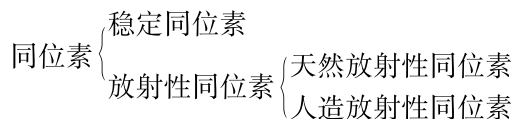
表 1-1-1 氢的 3 种不同原子

原子名称	符号	质子数	中子数
氕(piē)	${}_1^1\text{H}$	1	0
氘(dāo)	${}_1^2\text{H}$	1	1
氚(chuān)	${}_1^3\text{H}$	1	2

像这种质子数相同而中子数不同的同种元素的不同原子, 互称为同位素(isotope)。

大多数元素都有同位素, 氢元素的同位素有 ${}_1^1\text{H}$ 、 ${}_1^2\text{H}$ 、 ${}_1^3\text{H}$; 碳元素的同位素有 ${}^{12}_6\text{C}$ 、 ${}^{13}_6\text{C}$ 和 ${}^{14}_6\text{C}$, 其中 ${}^{12}_6\text{C}$ 就是人们把它质量的 1/12 作为相对原子质量标准的碳原子, 通常表示为 C—12; 碘元素的同位素有 ${}^{127}_{53}\text{I}$ 、 ${}^{131}_{53}\text{I}$; 钴元素的同位素有 ${}^{59}_{27}\text{Co}$ 、 ${}^{60}_{27}\text{Co}$ 等。同一元素的各种同位素原子, 它们的核电荷数(质子数)相同, 核外电子数相同, 而中子数不同, 质量数不同, 它们物理性质有差异, 但化学性质几乎完全相同。

同位素可分为稳定同位素和放射性同位素两类。放射性同位素能自发地放出不可见的 α 、 β 或 γ 射线, 这种性质称为放射性。稳定同位素没有放射性。放射性同位素又分为天然放射性同位素和人造放射性同位素。



放射性同位素的原子放出的射线, 可以用灵敏的探测仪器, 测定出它们的踪迹。所以放射性同位素的原子又称为“示踪原子”。放射性同位素在科学研究和医学上被广泛应用。

资料卡片

放射性同位素在医学上的应用

临床上,放射性同位素被用于一些疾病的诊断和治疗。当示踪原子被注入体内,到达相关的组织和器官时,通过检测示踪原子放出的 γ 射线,便可以获得骨骼和器官的图像,或显示示踪原子含量的相关数据。由此做出骨骼和器官是否发生病变的诊断依据(图1-1-1)。例如, $Tc-99$ (锝-99)用于诊断骨骼、肝和消化系统方面的疾病; $Co-60$ (钴-60)曾被用作放射源,用其放出的高能 γ 射线杀伤体内病变组织中的癌细胞。



(A) 放射源存放罐 (B) 放射性物品标志

图 1-1-1 放射源存放罐和放射性物品标志

三、原子核外电子的排布

(一) 电子云和原子轨道

电子是质量很小的带负电荷的微粒,它在原子微小的空间(直径约 10^{-10} m)内绕原子核作高速运动,其运动规律与宏观物体的运动规律完全不同,人们不可能像描述宏观物体的运动一样描述微观粒子的运动轨迹。只能用统计的方法来判断电子在核外空间某一区域内出现机会的多少,这种机会的多少,在数学上称为**概率**。例如,氢原子核外只有一个电子,这个电子在核外空间各处都有可能出现,但出现的概率不同。如果用单位体积内小黑点的数目多少来表示电子出现概率的大小,则氢原子核外电子的运动状态如图1-1-2所示。

图中小黑点密集的地方,表示电子出现的概率大,黑点稀疏的地方,表示电子出现的概率小。电子在原子核外一定空间内运动,犹如带负电荷的云雾笼罩在原子核的周围,人们就形象地把它称为**电子云**(electron cloud)。电子云只是原子核外电子行为统计结果的一种形象化的比喻。

图像表明氢原子的电子云呈球形对称,离核越远电子出现的概率越小,在从原子核到离核53 pm($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$)附近的球体内,电子出现的概率最大,而在球壳以外的地方,电子出现的概率极小。因此把电子出现概率相等的地方连接起来,作为电子云的界面,这个界面所包括的空间范围称为**原子轨道**。由此可见,原子轨道实际上就是电子经常出现的区域,与宏观的轨道有着完全不同的含义。

(二) 原子核外电子的排布

原子中,电子在原子核外的空间区域高速运动。在含有多个电子的原子中,电子的能量并不相同,它们的运动区域也有所不同。通常,能量低的电子在离核较近的区域运动,能量高的电子在离核较远的区域运动。

根据电子运动区域离核的远近不同和电子的能量差异,可以将这些不同的运动区域称为电子

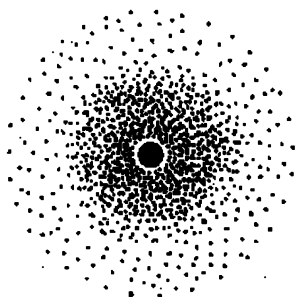
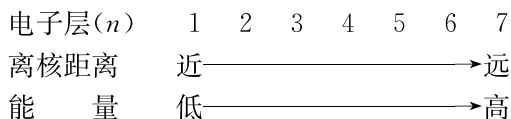


图 1-1-2 氢原子的电子云示意图

层,用符号 n 表示,其取值范围为 1、2、3、4、5、6、7(或用 K、L、M、N、O、P、Q 表示)。电子层的能量高低和电子层离核距离有关。



基态时,核外电子总是尽先排布在能量最低的电子层上,只有当能量较低电子层排满后,电子才依次排入能量较高的电子层。在同一个原子中,原子核外电子排布的规律可归纳如下。

(1) 各电子层最多容纳的电子数目为 $2n^2$ 个。即:第 1 层最多为 2 个,第 2 层最多为 8 个,第 3 层最多为 18 个。

(2) 最外层容纳的电子数目不超过 8 个(K 层为最外层时不超过 2 个)。

(3) 次外层容纳的电子数目不超过 18 个;倒数第 3 层容纳的电子数目不超过 32 个。

以上这些规律是相互联系的,不能孤立地理解。例如,M 层最多可以排布 18 个电子,但当它是最外层时,则最多可以排布 8 个电子。电子在原子核外运动情况非常复杂,人们对核外电子运动状态的研究还在不断发展中。

(三) 原子核外电子排布表示方法

原子核外电子的排布和元素的化学性质有着密切的联系,从元素原子核外电子的排布可以推断元素的化学性质,找到元素化学性质的变化规律。因此,学习原子核外电子的排布对熟悉元素的性质具有十分重要的意义。表示原子核外电子排布的方法有多种,其中比较简单的是原子结构示意图和电子式。

1. 原子结构示意图 用小圆圈表示原子核,圆圈内的 $+X$ 表示核电荷数,弧线表示电子层,弧线上的数字表示该电子层上的电子数。表 1-1-2 给出了 1~20 号元素的原子结构示意图。

表 1-1-2 第 1~20 号元素原子的结构示意图

${}^1_1\text{H}$ 							${}^2_2\text{He}$
${}^3_3\text{Li}$ 	${}^4_4\text{Be}$ 	${}^5_5\text{B}$ 	${}^6_6\text{C}$ 	${}^7_7\text{N}$ 	${}^8_8\text{O}$ 	${}^9_9\text{F}$ 	${}^{10}_{10}\text{Ne}$
${}^{11}_{11}\text{Na}$ 	${}^{12}_{12}\text{Mg}$ 	${}^{13}_{13}\text{Al}$ 	${}^{14}_{14}\text{Si}$ 	${}^{15}_{15}\text{P}$ 	${}^{16}_{16}\text{S}$ 	${}^{17}_{17}\text{Cl}$ 	${}^{18}_{18}\text{Ar}$
${}^{19}_{19}\text{K}$ 	${}^{20}_{20}\text{Ca}$ 						

从上表看出,稀有气体(${}^2_2\text{He}$ 、 ${}^{10}_{10}\text{Ne}$ 、 ${}^{18}_{18}\text{Ar}$)的最外层都达到了 8 电子(He 为 2 个电子)稳定结构,因此,它们的化学性质特别稳定。

研究表明,原子的核外电子是在不同的“原子轨道”上运动的,而且每个轨道上最多只能容纳 1 对(即 2 个)电子。以 ${}^{10}_{10}\text{Ne}$ 为例,第 1 层只有 1 个轨道,可以容纳 1 对电子,第 2 层共有 4 个轨道,可以容纳 4 对(即 8 个)电子。

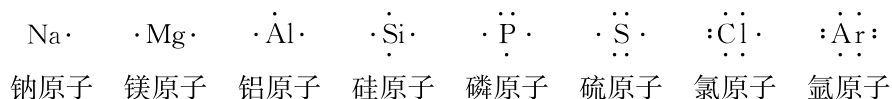
进一步的研究表明,元素的原子都有成为稳定结构的趋势。例如, $_{11}\text{Na}$ 原子核外电子在第1~3层排布的数目分别为2、8、1, Na 原子很容易失去最外层上的1个电子,形成8电子稳定结构,显+1价,是活泼的金属元素; $_{17}\text{Cl}$ 原子核外电子在第1~3层排布的数目分别为2、8、7,因此 Cl 原子很容易得到1个电子,形成8电子稳定结构,显-1价,是活泼的非金属元素。元素的原子通过得失或者共用电子,实现稳定结构,是形成各类单质或者化合物的主要原因。



课堂互动

写出 $_{6}\text{C}$ 、 $_{17}\text{Cl}$ 和 $_{19}\text{K}$ 的原子结构示意图,并判断 C 、 Cl 和 K 的金属性和非金属性,形成稳定结构时得失电子的数目,以及它们的主要化合价。

2. 电子式 电子式的表示方法是在元素符号周围用 \cdot 或 \times 标示原子最外层的电子数目。第11~18号元素原子的电子式如下:



第二节

元素周期律和元素周期表


一、元素周期律

为了认识元素间的相互关系和内在规律,将原子序数为3~18的元素原子的电子层数、最外层电子数、原子半径、金属性、非金属性和主要化合价等性质列表1-2-1,并加以讨论。

表 1-2-1 元素性质随原子序数(核电荷数)的变化情况

原子序数	3	4	5	6	7	8	9	10
元素符号	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
电子层数	2							
最外层电子数	1	2	3	4	5	6	7	8
原子半径(pm)	152	111	88	77	70	66	64	160
								
金属性和非金属性	活泼金属	两性元素	不活泼非金属	非金属	活泼非金属	很活泼非金属	最活泼非金属	稀有气体元素
最高价氧化物对应的水化物及其性质	LiOH 碱	$\text{Be}(\text{OH})_2$ 两性氢氧化物	H_3BO_3 弱酸	H_2CO_3 弱酸	HNO_3 强酸			
最高正化合价	+1	+2	+3	+4	+5			
气态氢化物及其化合价				CH_4 -4	NH_3 -3	H_2O -2	HF -1	

续 表

原子序数	11	12	13	14	15	16	17	18
元素符号	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
电子层数	3							
最外层电子数	1	2	3	4	5	6	7	8
原子半径(pm)	186	160	143	117	110	104	99	191
								
金属性和非金属性	很活泼金属	活泼金属	两性元素	不活泼非金属	非金属	活泼非金属	很活泼非金属	稀有气体元素
最高价氧化物对应的水化物及其性质	NaOH 强碱	Mg(OH) ₂ 中强碱	Al(OH) ₃ 两性氢氧化物	H ₂ SiO ₃ 弱酸	H ₃ PO ₄ 中强酸	H ₂ SO ₄ 强酸	HClO ₄ 很强酸	
最高正化合价	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	
气态氢化物及其化合价				SiH ₄ -4	PH ₃ -3	H ₂ S -2	HCl -1	

由表 1-2-1 可以看出,元素的原子随着原子序数的递增,各种性质都呈现出一种周期性变化,即每间隔一定数目的元素之后,又出现了与前面元素相类似的性质。这种周期性变化的规律如下。

(一) 原子核外电子排布的周期性变化

原子序数从 3~10 的元素,即从锂到氖,有 2 个电子层,最外层电子数从 1 个递增到 8 个,达到稳定结构。原子序数从 11~18 的元素,即从钠到氩,有 3 个电子层,最外层电子数也从 1 个递增到 8 个,达到稳定结构。即随着原子序数的递增,元素原子的最外层电子排布呈现周期性的变化。

(二) 原子半径的周期性变化

原子序数从 3~9 的元素,即从锂到氟,原子半径由大逐渐变小;原子序数从 11~17 的元素,即从钠到氯,原子半径也是由大逐渐变小。因此,随着原子序数的递增,元素的原子半径呈周期性的变化。稀有气体元素的原子半径的数据比邻近非金属元素原子半径的数据大,这是由于稀有气体元素的原子半径为范德华半径。

(三) 元素主要化合价的周期性变化

元素的化合价与原子的最外层电子数有密切的联系。稀有气体的化学性质十分稳定,因此认为最外层有 8 个电子(氦的最外层 K 层有 2 个电子)的结构是一种稳定结构。而其他元素的原子都有通过得、失电子成为 8 电子稳定结构的倾向。例如,16 号元素硫的最外层有 6 个电子,通过失去 6 个电子或者得到 2 个电子均能成为 8 电子稳定结构。所以它的最高正化合价为+6,负化合价为-2。

在表 1-2-1 可以看出,从原子序数 3~9 再从原子序数 11~17,元素最高正化合价周期性地从+1 价依次递变到+7 价(氧、氟例外),非金属元素的负化合价周期性地从-4 价依次递变到-1 价。并且,非金属元素的最高正化合价与最低负化合价绝对值之和等于 8。即随着原子序数的递增,元素的化合价呈周期性的变化。

(四) 元素金属性和非金属性的周期性变化

元素的金属性是指原子失去电子成为阳离子的趋势。原子越容易失去电子,则生成的阳离子越稳定,该元素的金属性越强。元素的非金属性是指原子得到电子成为阴离子的趋势。原子越容易得到电子,则生成的阴离子越稳定,该元素的非金属性越强。

原子序数从 3~10 的元素,即从锂到氖,元素的性质从活泼的金属逐渐过渡到活泼的非金属,

最后是稀有气体。原子序数从 11~18 的元素,即从钠到氩,元素的性质又重新从活泼的金属逐渐过渡到活泼的非金属,最后是稀有气体,产生相似的循环。

如果对 18 号以后的元素继续讨论,同样会发现与前面 18 种元素有相似的变化规律。因此随着原子序数的递增,元素的金属性和非金属性呈现周期性变化。

综上所述,元素的性质随着原子序数的递增呈现周期性变化,这个规律称为**元素周期律**(periodic law)。

元素周期律深刻揭示了原子结构和元素性质的内在联系,元素性质的周期性变化是元素原子核外电子排布的周期性变化的必然结果。但应该指出,元素性质所呈现的这种周期性变化,并不是简单地、机械地重复,而是在不断地变化和发展。

二、元素周期表

根据元素周期律,把现在已知的 100 多种元素中电子层数相同的各种元素,按原子序数递增顺序从左到右排成横行,再把不同横行中最外电子层上电子数相同、性质相似的元素,按电子层数递增顺序由上而下排成纵行,这样制成的表称为**元素周期表**(periodic table)。元素周期表是元素周期律的具体表现形式,它反映了元素之间相互联系和变化的规律。

(一) 元素周期表的结构

1. 周期(period) 具有相同电子层数而又按照原子序数递增的顺序从左到右排列成横行的一系列元素,称为一个周期。元素周期表中共有 7 个周期,依次用 1、2、3……7 表示。元素的**周期序数**与该元素原子具有的**电子层数**的关系为:

$$\text{周期序数} = \text{电子层数}$$

例如,如果某元素的原子有 3 个电子层,则该元素一定是第 3 周期元素。

各周期里元素的数目不完全相同。第 1 周期只有 2 种元素,第 2、3 周期各有 8 种元素,第 4、5 周期各有 18 种元素,第 6、7 周期有 32 种元素。把含元素较少的第 1、2、3 周期称为**短周期**;含元素较多的第 4、5、6、7 周期称为**长周期**。

除第 1 周期外,其余每一周期的元素都是从活泼的金属元素开始,逐渐过渡到非金属元素,最后以稀有气体元素结束。

第 6 周期中 57 号元素镧到 71 号元素镱共 15 种元素,它们的电子层结构和性质非常相似,总称为**镧系元素**;第 7 周期中 89 号元素锶到 103 号元素铪也有 15 种元素,它们的电子层结构和性质也非常相似,总称为**锕系元素**。为了使周期表的结构紧凑,将镧系元素、锕系元素分别放在周期表的相应周期的同一格里,并按原子序数递增的顺序分列两个横行在表的下方,实际上它们每一种元素在周期表中还是各占一格。

2. 族(group) 元素周期表中共有 18 个纵行,除第 8、9、10 三个纵行标为第Ⅷ族外,其余 15 个纵行,每个纵行标为一族。族序数用罗马数字 I、II、III、IV、V、VI、VII 等表示。族可分为主族、副族、第Ⅷ族和 0 族。

(1) 主族:由短周期元素和长周期元素共同构成的族称为**主族**。共有 7 个主族,在族序数后标“A”,如 IA、IIA……VIIA。同一主族元素的最外层电子数相同,**主族元素的族序数**和**该元素原子的最外层电子数**的关系为:

$$\text{主族元素族序数} = \text{最外层电子数}$$

例如,如果某主族元素的原子的最外层电子数目为 5 个,则该元素一定是 VA 族元素。

在元素周期表中,IA 族元素(除氢元素)俗称碱金属元素,包括锂、钠、钾等元素;IIA 族元素俗称

碱土金属元素,包括铍、镁、钙等元素;ⅦA族元素俗称卤族元素,包括氟、氯、溴、碘等元素。

(2) 副族:完全由长周期元素构成的族称为副族,共有7个副族,在族序数后标“B”。如ⅠB、ⅡB……ⅦB。副族元素的核外电子排布情况比较复杂,这里不作介绍。

(3) 第Ⅷ族:由长周期元素第8、9、10三个纵行构成的族称为第Ⅷ族。通常把第Ⅷ族和全部副族元素称为过渡元素。过渡元素的性质与主族元素有较大的差别。

(4) 0族:由稀有气体元素构成的族称为0族。0族元素的最外层电子排布为8电子稳定结构(氦的最外层为2个电子)。0族元素的化学性质很不活泼。

这样,在整个元素周期表里共有16个族。其中7个主族、7个副族、1个第Ⅷ族、1个0族。



课堂互动

写出14号元素的原子结构示意图,并判断该元素在周期表中的位置。

(二) 周期表中主族元素性质的递变规律

1. 同周期中主族元素性质的递变规律 同周期元素的电子层数相同。从左到右,除第1周期外,各周期主族元素原子的最外层电子数由1个逐渐增加到7个,最后达到8电子稳定结构。随着最外层电子数目的增加,原子半径逐渐减小,核对最外层电子的吸引能力逐渐增强,元素失去电子的能力逐渐减弱,得到电子的能力逐渐增强。

以第3周期元素化学性质的递变来验证。第3周期元素包括 $_{11}\text{Na}$ 、 $_{12}\text{Mg}$ 、 $_{13}\text{Al}$ 、 $_{14}\text{Si}$ 、 $_{15}\text{P}$ 、 $_{16}\text{S}$ 、 $_{17}\text{Cl}$ 、 $_{18}\text{Ar}$,除氩外均为主族元素。

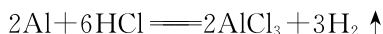
11号元素钠的单质能与冷水剧烈反应,放出氢气,生成的氢氧化钠是强碱。



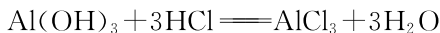
12号元素镁的单质不易与冷水作用,但能与沸水起反应,放出氢气,反应后的溶液使无色酚酞试液变红,反应生成的氢氧化镁的碱性比氢氧化钠的碱性弱,说明镁的金属活动性不如钠强。



13号元素铝的单质能与盐酸起反应,置换出氢气,但不如镁与盐酸的反应剧烈,说明铝的金属活动性不如镁强。



铝的氧化物(Al_2O_3)的对应水化物氢氧化铝,既能与酸反应,又能与碱反应,它是一种两性氢氧化物。



铝酸

偏铝酸钠

当 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 与碱起反应时,它的分子式可以写成 H_3AlO_3 的形式。 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 既然呈两性,说明铝已表现出一定的非金属性。

14号元素硅是非金属。硅的氧化物(SiO_2)是酸性氧化物,它对应的水化物硅酸(H_2SiO_3),是一种很弱的酸。硅只有在高温下才能与氢气生成气态氢化物 SiH_4 。

15号元素磷是非金属。磷的最高价氧化物 P_2O_5 的对应水化物磷酸(H_3PO_4),是一种中强酸。

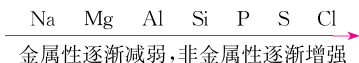
磷的蒸气跟氢气能生成气态氢化物 PH_3 ，但相当困难。

16 号元素硫是比较活泼的非金属。硫的最高价氧化物 SO_3 的对应水化物硫酸 (H_2SO_4) 是一种强酸。在加热的条件下，硫的蒸气跟氢气化合生成气态氢化物 H_2S 。

17 号元素氯是很活泼的非金属。氯的最高价氧化物 Cl_2O_7 的对应水化物高氯酸 (HClO_4) 是已知酸中最强的一种酸。氯气与氢气在光照或点燃时，就能剧烈化合生成气态氢化物 HCl 。

18 号元素氩是一种稀有气体。

综上所述，可以得出如下结论：



对其他周期主族元素的化学性质逐一进行探讨，也会得到类似的规律：**同周期主族元素从左到右，金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强。**

2. 同主族元素性质的递变规律 在同一主族里，各元素原子的最外层电子数相等。从上到下，电子层数逐渐增多，原子半径逐渐增大，得到电子的能力逐渐减弱，失去电子的能力逐渐增强。

如第 VII A 族，元素的非金属性按照氟、氯、溴、碘、砹的顺序依次减弱；第 I A 族，元素的金属性按照锂、钠、钾、铷、铯、钫的顺序依次增强。

因此，**同主族元素，从上到下，金属性逐渐增强，非金属性逐渐减弱。**

元素的最高价氧化物对应水化物酸碱性的强弱，与该元素的金属性或非金属性的强弱有关。一般讲，元素的金属性越强，它的最高价氧化物的水化物的碱性越强；元素的非金属性越强，它的最高价氧化物的水化物的酸性越强。

副族元素化学性质的递变规律比较复杂，这里不做讨论。

元素周期表中，主族元素性质递变的一般规律见表 1-2-2。

表 1-2-2 主族元素性质递变的一般规律

主族 周期	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
1	最外层电子数逐渐增加，原子半径逐渐减小 金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强							
2	Li	Be	B	C	N	O	F	稀有气体元素
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	
7	Fr	Ra						

从表1-2-2可以看出,虚线的左边是金属元素,虚线的右边是非金属元素。在虚线附近的元素,既表现出某些金属性质,又表现出某些非金属性质。

由此可见,元素的性质、原子结构和该元素在周期表中的位置有着密切的关系。可以根据元素在周期表中的位置,推测它的原子结构和性质;也可以根据元素的原子序数,写出元素原子核外的电子排布,确定它在周期表中的位置,推测它的性质。

三、元素周期律和元素周期表的应用

元素周期律和元素周期表,充分证明了量变引起质变规律的普遍性,揭示了元素间相互联系的自然规律,有力地推动了化学的发展,是学习和研究化学科学的重要工具,并对科学技术的发展起着重要促进作用。

(一) 推测元素的一般性质

元素周期表能反映元素性质的递变规律,根据元素在元素周期表中所处的位置,可以推测它的一般性质。如ⅦA族中的氟,位于周期表的右上角,可推测它在所有元素中非金属性最强,与任何元素反应,氟的化合价总是一1价。

例1 已知某元素位于元素周期表的第3周期ⅦA族,试写出该元素的电子层数和最外层电子数、原子结构示意图、最高正化合价和最低负化合价、元素的名称和符号,并指出是金属元素还是非金属元素。

解 已知该元素在第3周期ⅦA族,因此,该元素原子核外有3个电子层,最外层有7个电子(第1层和第2层均已经排满),则原子结构示意图为:



由最外层电子数可知:该元素最高正化合价为+7价,最低负化合价为-1价。

根据原子结构示意图推断,该元素是17号元素,元素名称是氯,元素符号是Cl。它在化学反应中易得到1个电子形成8电子的稳定结构,因此,它是非金属元素。

(二) 比较元素的一般性质

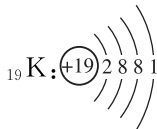
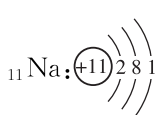
元素周期表能反映元素性质的递变规律,根据周期表中元素性质的递变规律,可以比较元素性质的异同。

例2 试比较:

(1) $_{11}\text{Na}$ 与 $_{19}\text{K}$ 的金属性强弱。

(2) $_{8}\text{O}$ 与 $_{9}\text{F}$ 的非金属性强弱。

解 (1) $_{11}\text{Na}$ 、 $_{19}\text{K}$ 的原子结构示意图分别为:



在元素周期表中, Na 位于第3周期ⅠA族, K 位于第4周期ⅠA族。

Na 和 K 原子的最外层都只有1个电子,因此都是金属元素; Na 和 K 都是ⅠA族元素, K 在 Na 的下面,根据“同主族元素,从上到下,金属性逐渐增强”的规律可以判断,两者的金属性顺序为:



(2) ${}_8\text{O}$ 、 ${}_9\text{F}$ 的原子结构示意图分别为:



在元素周期表中, O 位于第 2 周期ⅥA 族, F 位于第 2 周期ⅦA 族。

O 和 F 原子的最外层都超过 4 个电子, 因此都是非金属元素; O 和 F 都是第 2 周期元素, F 在 O 的右边, 根据“同周期主族元素从左到右, 非金属性逐渐增强”的规律可以判断, 两者的非金属性顺序为:



1869 年, 在前人探索的基础上, 俄国化学家门捷列夫(图 1-2-1)发现了元素周期律, 并正式公布了第 1 张元素周期表。之后, 门捷列夫用它预言了多个新元素并都获得了证实, 为新元素的发现做出了不可磨灭的贡献。20 世纪以来, 不断发展的原子结构理论为元素周期律和元素周期表提供了坚实的理论依据。元素周期律和元素周期表的发现, 对人们学习化学、认识元素的性质和变化规律、开展科学研究都具有极其重要的指导意义。目前和将来, 元素周期律和元素周期表仍将对世界产生深远的影响。



图 1-2-1 门捷列夫

四、生命元素

生命元素即生物元素(biological element), 指在活的有机体中, 维持其正常的生物功能不可缺少的那些元素。自然界中天然存在 92 种元素, 现在认为有 28 种元素是维持生命活动所必需的, 所以称这些元素为“生命必需元素”。存在于人体中的各种元素的含量差异很大, 通常把人体中元素含量高于 0.01% 的元素称为**常量元素**, 有 11 种, 它们是: O(氧)、C(碳)、H(氢)、N(氮)、Ca(钙)、P(磷)、S(硫)、K(钾)、Na(钠)、Cl(氯)、Mg(镁); 把人体中元素含量低于 0.01% 的元素称为**微量元素**, 一系列研究证明, Fe(铁)、I(碘)、Cu(铜)、Zn(锌)、Mn(锰)、Co(钴)、Cr(铬)、Mo(钼)、Ni(镍)、V(钒)、Se(硒)、As(砷)、F(氟)、Sn(锡)、B(硼)、Si(硅)、Li(锂)等 17 种元素为人体必需的微量元素。在人体非必需元素中, 有些元素, 尤其是重金属元素如 Pb(铅)、Hg(汞)、Cd(镉)、Te(碲)、Tl(铊)被认为对人体有害, 称为**有害元素**或**有毒元素**。目前, 人体中有害元素含量的剧增, 大多是由于工业污染的结果。

(一) 常量元素

O、C、H、N、P、S 六种元素是体内的水、蛋白质、脂肪、糖和核酸的重要成分, 它们是构成生物体的基本元素。Ca、Mg、Na、K、Cl 则是血液和体液以及许多重要生化、代谢过程的必需组分。表 1-2-3 列出一些常量元素在体内的分布情况。

表 1-2-3 部分常量元素在体内的分布情况

元 素	主要分布部位	血液浓度(mmol/L)
Ca	骨骼、牙齿、肌肉、体液	2.25~2.65(血清)
P	骨骼、牙齿、核酸磷脂、磷蛋白	1~1.5(无机 P)
S	含硫氨基酸、头发、指甲、皮肤	
K	细胞内液	3.5~5.3(血浆)
Na	细胞外液	135~148(血浆)
Cl	脑脊液、胃肠道、细胞外液、骨、牙齿	100~106
Mg	骨、牙齿、细胞内液、软组织	0.7~1.25

(二) 微量元素

在生物体中,尽管只含有十几种必需微量元素,但在生命活动中却具有独特的生物功能。它们在机体不同的组织和体液中严格地保持着一定的浓度,缺乏或过量都会对机体产生不良的影响。部分微量元素在人体内的情况见表 1-2-4。

表 1-2-4 人体内的微量元素

元素	体内总含量 (1 mg/60 kg)	主要分布部位	主要生物功能	缺乏症状	主要食物来源
铁	2 400~3 000	红细胞、肝、骨髓	参与构成血红蛋白、含铁酶及铁蛋白等,向机体各组织细胞输送 O ₂ ,并参与氧化还原反应等	低血色素贫血、心悸、心动过速、指甲扁平	肝脏、瘦肉、蔬菜、黑木耳等
氟	约 2 600	骨骼、牙齿	骨骼、牙齿硬化	龋齿、心肌障碍	海产品、茶叶
锌	约 2 300	肌肉、骨骼及其他各脏器和软组织	多种酶的成分、促进细胞的正常分化和发育、参与机体免疫功能	发育障碍、免疫功能降低、异食癖	谷物、蔬菜、贝类等
铜	80~120	肌肉、肝、血液、心、肺和脑脊髓	含于人体多种酶中,维持血液、中枢神经系统、骨和结缔组织的正常生理功能	免疫功能降低、小细胞低色素贫血、肝脏肿大	肝脏、瘦肉、蔬菜、柑橘等
硒	约 13	肝、肾、心、牙釉质、指甲	谷胱甘肽过氧化酶的成分、抗衰老、抑制肿瘤	大骨节病、肝坏死	芝麻、谷物、肉类、海产品
锰	10~20	骨骼、肝及各组织中	多种酶的成分、维持骨、脑和免疫系统的正常生理功能	骨质疏松、脑功能异常、免疫功能降低	谷类、豌豆、甜菜等
碘	10~20	甲状腺	甲状腺素成分、调节体内热能代谢	甲状腺肿、智力障碍	海产品,如海带、紫菜等
镍	约 10	肾、肺、脑、脊髓、皮肤	加强胰岛素的作用、协助制造血液		谷类、豆类、绿色蔬菜等
钼	约 9.3	肝、肾、脾、肺、脑、肌肉	多种酶的辅助因子,减少人体对亚硝酸胺的吸收	肾结石、龋齿等	卷心菜、白菜、豆类、谷类
铬	5~10	肺、肾、胰	参与机体的糖和脂肪代谢、加强胰岛功能	易发糖尿病、冠心病	海藻、鱼类、豆类
钴	1.1~1.5	肌肉、骨、软组织	构成维生素 B ₁₂ ,促进多种营养物质的生物效应	恶性贫血等维生素 B ₁₂ 缺乏症状	蔬菜、肝脏

人体内的微量元素主要来源于食物和水,一部分来源于污染的环境或工业上职业性接触。大多数微量元素在动物性食物中的含量高于植物性食物,但植物性食物中锰含量较高。鱼和其他海产食物,特别是牡蛎等贝壳类,含有多种微量元素。米、麦所含微量元素主要在胚芽和麸糠皮层中,加工精制后含量明显减少。因此,对食谱广、饮食量正常的人来说,一般是不会缺乏微量元素。然而,对于婴儿或老年人,或者有挑食习惯的人,由于食谱单调,往往不能从食物中获得足够的微量元素,此时必须人为地补充一些微量元素,如服用一些微量元素制剂。

微量元素缺乏固然对健康不利,但微量元素过量对机体造成的危害往往更为严重。如果摄入过

量的铁,可造成铁沉着、皮肤发黑、诱发肿瘤;摄入过量的锌,会引起严重的中毒反应,临床上曾有过使用锌制剂治疗疾病不当而造成死亡的事故。因此,盲目地过量补充微量元素的做法是不可取的。

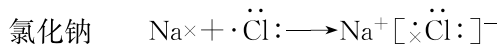
第三节 化学键

迄今为止,已发现了 100 多种元素,正是这些元素的原子组成了千千万万种性质不同的物质。这些物质都是由原子构成的,原子之间能相互结合,说明原子之间存在着相互作用力,这种物质中直接相邻原子间的强烈的相互作用称为化学键(chemical bond)。原子相互结合时,原子核没有变化,只是原子的核外电子排布发生了变化。由于各原子的核外电子排布不同,所以不同物质中各原子间的相互作用力也就不同,因此,化学键可分为离子键、共价键和金属键。本节重点讨论离子键和共价键。

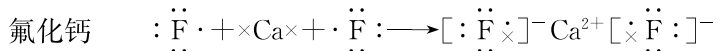
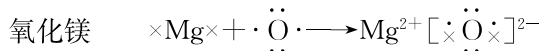
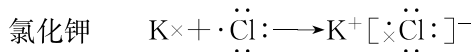
一、离子键

(一) 离子键的形成

以氯化钠为例来说明离子键的形成。钠是活泼的金属,钠原子在反应时容易失去最外层上的 1 个电子,形成带正电荷的钠离子(Na^+);氯是活泼的非金属,氯原子在反应时容易得到 1 个电子,形成带负电荷的氯离子(Cl^-),而使双方最外层都形成 8 个电子的稳定结构。当金属钠与氯气起反应时,钠原子最外层上的 1 个电子,转移到氯原子的最外电子层上去,形成带正电荷的钠离子(Na^+)和带负电荷的氯离子(Cl^-)。带相反电荷的钠离子和氯离子,通过静电引力相互吸引而彼此接近;与此同时,还存在着电子与电子、原子核与原子核之间的相互排斥作用。当两种离子接近到一定程度时,离子间的吸引作用和排斥作用达到平衡,便形成了稳定的化学键。 NaCl 的形成过程可用电子式表示如下。



这种阴、阳离子间通过静电作用所形成的化学键称为离子键(ionic bond)。一般情况下,活泼的金属(如钾、钠、钙等)与活泼的非金属(如氟、氯、氧等)化合时,都能形成离子键。如 KCl 、 MgO 、 CaF_2 等都是由离子键形成的,它们的形成过程也可用电子式表示。



由离子键形成的化合物称为离子化合物。一些离子化合物由简单离子构成,如 NaCl 、 CaF_2 、 MgO 、 KBr 等;更多的离子化合物中包含有 OH^- 、 SO_4^{2-} 、 NH_4^+ 等复杂程度不同的离子,如 NaOH 、 K_2SO_4 、 NH_4Cl 等。



课堂互动

写出 Na_2O 的电子式。

(二) 离子键的特点

离子键没有方向性和饱和性。这是由于离子键是正、负离子通过静电吸引作用结合而成,离子是带电体,它的电荷分布是球形对称的,只要空间条件许可,它可以在空间各个方向上与带相反电荷的离子相互吸引而成键;每一个离子还可以同时与多个带相反电荷的离子相互吸引而成键。因此,离子键既没有方向性也没有饱和性。例如,在氯化钠晶体中,每个 Na^+ 周围吸引 6 个 Cl^- ,每个 Cl^- 周围吸引 6 个 Na^+ ,这样交替延伸而成为有规则排列的离子晶体(图 1-3-1)。

在离子化合物的晶体中,没有单个的分子存在。所以 NaCl 是化学式而不是分子式,它仅表示在氯化钠中这两种元素间原子的比例。

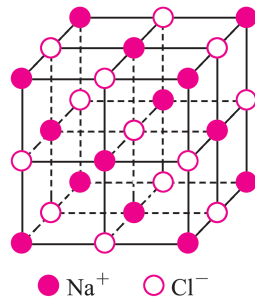


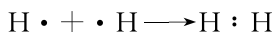
图 1-3-1 NaCl 的晶体结构

二、共价键

(一) 共价键的形成

以氢分子为例来说明共价键的形成。两个氢原子形成氢分子时,由于得失电子的能力相同,电子不是从一个氢原子转移到另一个氢原子,而是在两个氢原子间共用,形成共用电子对,同时围绕两个氢原子核运动,使每个氢原子都达到稳定的电子构型。这样两个氢原子通过共用电子对结合成一个氢分子。

用电子式表示如下:



氢分子的形成过程,也可用电子云的重叠来说明。当两个氢原子相遇时,它们的电子云发生部分重叠,两个氢原子核间电子云密集,成了负电荷中心,它对两个氢原子核都产生吸引作用,使两个氢原子相互接近,但由于两个氢原子核电性相同,又有相互排斥作用,当两个氢原子接近到一定程度时,原子间的吸引作用和排斥作用达到平衡,从而形成稳定的氢分子(图 1-3-2)。电子云重叠越多,形成的分子越稳定。

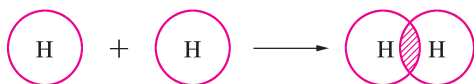
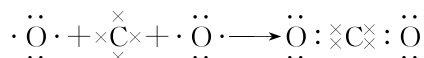
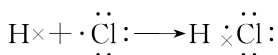
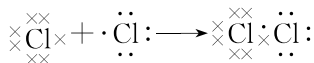
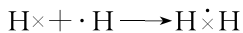


图 1-3-2 电子云重叠示意图

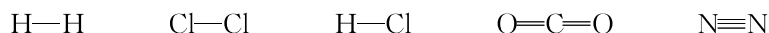
像氢分子这种,分子中原子间通过共用电子对(电子云重叠)所形成的化学键称为共价键(covalent bond)。

当得电子能力相同或相差不大的原子相互结合时,通常形成共价键。例如, H_2 、 Cl_2 、 HCl 等都是由共价键形成的,其形成过程可用电子式表示。



由 1 对共用电子对形成的共价键称为单键,可用“—”表示;由 2 对共用电子对形成的共价键称

为双键,可用“=”表示;由3对共用电子对形成的共价键称为三键,可用“≡”表示。这样的表达方式称为结构式, H_2 、 Cl_2 、 HCl 、 N_2 、 CO_2 的结构式分别如下。



全部由共价键形成的化合物称为共价化合物。例如, HCl 、 H_2O 、 NH_3 等都是共价化合物。在共价化合物中,元素的化合价是该元素一个原子与其他原子间共用电子对的数目。共用电子对偏向的一方为负价,偏离的一方为正价。例如, HCl 中, H 为+1价, Cl 为-1价; H_2O 中, H 为+1价, O 为-2价; NH_3 中, H 为+1价, N 为-3价。

(二) 共价键的特点

共价键具有方向性和饱和性。原子间通过共用电子对形成共价键时,必须选择一定的方向才能使电子对达到最大程度的共用,因此共价键具有方向性。表1-3-1是几个常见化合物的分子模型。

表 1-3-1 几种常见化合物的分子模型

模型类型	水	二氧化碳	氨	甲烷
球棍模型				
比例模型				

形成共价键时,一个原子的一个未成对电子只能和另外一个原子的一个未成对电子配对成键。因此,成键数目主要取决于原子的未成对电子数和轨道数,这说明共价键具有饱和性。如氯化氢分子中,氯原子和氢原子各有1个未成对电子,所以一个氯原子只能和一个氢原子结合生成氯化氢分子。

(三) 共价键的键参数

能表征化学键性质的物理量称为键参数(bond parameter)。共价键的键参数主要有键能、键长、键角。

1. 键能(E) 键能(bond energy)是表示共价键牢固程度的物理量,一般来说,键能越大,键越牢固,由该化学键形成的分子也就越稳定。

2. 键长(L) 分子中两成键原子核间的平衡距离称为键长(bond length)。一般来说,两个原子之间形成的键越短,键越牢固。

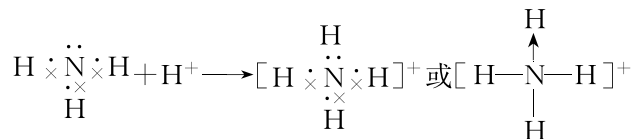
3. 键角(θ) 分子中键和键之间的夹角称为键角(bond angle)。键角是反映分子空间结构的一个重要参数。如 H_2O 分子中的键角为 104.5° ,这就决定了水分子是V形结构; CO_2 分子中的键角为 180° ,表明 CO_2 分子为直线形结构。一般来说,根据分子的键角和键长可确定分子的空间构型。

(四) 配位键

在共价键中,共用电子对通常由成键的两个原子各提供1个电子配对而成。但还有一类共价键,其共用电子对是由一个原子单独提供和另一个原子共用。这种由一个原子单独供给电子对为两个原子共用而形成的共价键,称为配位键(coordinate bond)。配位键是一种特殊的共价键,常用“ \rightarrow ”表示,箭头方向由提供电子对的原子指向接受电子对的原子。

例如,氨分子与氢离子反应生成铵离子(NH_4^+)时,就形成配位键。在氨分子中,氮原子的价电子层上有一对没有与其他原子共用的电子,这对电子称为孤对电子。氢离子(H^+)是氢原子失去

一个电子而形成,核外没有电子。当氨分子与氢离子作用时,氨分子中氮原子上的孤对电子就和氢离子共用,形成配位键。



在铵离子中,虽然1个N→H配位键和其他3个N—H共价键的形成过程不同,但一旦形成了铵离子,这4个氮氢键的性质完全相同。

在由多种原子组成的分子中,往往不只含有一种化学键。如氯化铵中,NH₄⁺与Cl⁻之间是离子键,NH₄⁺中有3个N—H共价键,1个N→H配位键。



课堂互动

写出NaOH的电子式。分析NaOH中存在哪些化学键,NaOH属于离子化合物还是共价化合物?

第四节

分子的极性

一、极性共价键和非极性共价键

同种元素的原子间形成的共价键(如H—H、Cl—Cl等),两个原子的原子核对共用电子对的吸引力完全相同,共用电子对不偏向任何一个原子,共用电子对在两核之间均匀分布。这种共价键称为非极性共价键,简称**非极性键**。

当两种不同元素的原子之间形成共价键(如H—Cl、H—O—H等)时,由于两个原子的原子核对共用电子对的吸引力不同,共用电子对必然偏向吸引电子能力较强的原子一方,使其带部分负电荷,而吸引电子能力较弱的原子则带部分正电荷,这种共价键称为极性共价键,简称**极性键**。

在H—Cl分子中,共用电子对偏向Cl原子一端,使Cl原子带部分负电荷,H原子带部分正电荷。因此H—Cl分子中的共价键是极性键。

共价键极性的与成键原子吸引电子能力的大小有关,两个成键原子吸引电子能力相差越大,形成共价键的极性越大。如H—F键的极性大于H—Cl键的极性。

二、极性分子和非极性分子

分子从总体上看是不显电性的。但因为分子内部电荷分布情况的不同,分子可分为非极性分子和极性分子。**非极性分子**(non-polar molecule)是指分子内正、负电荷重心重合的分子,**极性分子**(polar molecule)是指分子内正、负电荷重心不重合的分子。

(一) 双原子分子

双原子分子的极性与键的极性是一致的。以非极性键相结合的双原子分子是非极性分子。如H₂分子,两个氢原子是以非极性键相结合,共用电子对不偏向任何一个原子,整个分子中,电荷分布均匀,正、负电荷重心重合,所以H₂分子是非极性分子。以非极性键相结合的Cl₂、O₂、N₂、I₂

等双原子分子都是非极性分子。

以极性键相结合的双原子分子是极性分子。如 HCl 分子,两个原子是以极性键相结合,共用电子对偏向 Cl 原子,使 Cl 原子一端带部分负电荷,H 原子一端带部分正电荷,整个分子中,电荷分布不均匀,正、负电荷重心不重合,所以 HCl 分子是极性分子。以极性键相结合的 HF、HBr、HI 等双原子分子都是极性分子。

(二) 多原子分子

多原子分子的极性取决于键的极性和分子的空间构型。完全由非极性键形成的多原子分子,一般是非极性分子。由极性键形成的多原子分子,如果分子的空间构型完全对称,则分子中正、负电荷重心重合,是非极性分子。例如,CO₂ 分子是直线型分子,两个碳氧键之间的键角为 180° ($\text{O} \xrightarrow{180^\circ} \text{C} \xrightarrow{180^\circ} \text{O}$),两个氧原子对称地位于碳原子的两侧。虽然每一个 C=O 键都是极性键,但由于两个键的极性大小相等,方向相反,从整体来看,正、负电荷的重心都在两个氧原子连线的中点上,正好重合。所以 CO₂ 分子是极性键结合的非极性分子。同理,正四面体构型的 CH₄ 和 CCl₄ 也是非极性分子。

如果分子的空间构型不对称,则分子中正、负电荷重心不重合,是极性分子。例如,水分子为 V 型 ($\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{O} & \end{array}$),两个氢氧键之间的键角为 104.5°,每一个 H—O 键都是极性键,共用电子对偏向氧原子,氧原子带部分负电荷,氢原子带部分正电荷。由于分子的空间构型不对称,从整体来看,负电荷重心在氧原子上,正电荷重心在两个氢原子连线的中点上,正、负电荷的重心不重合。因此,水分子是极性键结合的极性分子。同理,具有三角锥形的 NH₃ 也是极性分子。表 1-4-1 列出了常见分子的空间构型与极性。

表 1-4-1 常见分子的空间构型与极性

分 子	键的极性	空间构型	分子的极性
H ₂ O	极性键	V 形	极性分子
CO ₂	极性键	直线形	非极性分子
NH ₃	极性键	三角锥形	极性分子
CH ₄	极性键	正四面体	非极性分子
CCl ₄	极性键	正四面体	非极性分子

第五节

分子间作用力和氢键

一、分子间作用力

前面讨论的离子键、共价键都是原子间强烈的相互作用,除了这种原子间较强的作用力之外,在分子与分子之间还存在一种较弱的作用力,它最早由荷兰物理学家范德华(Van der Waals)提出,因此人们把分子与分子之间的作用力称为分子间作用力,又称范德华力。

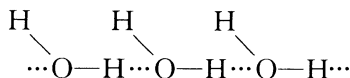
分子间的范德华力是决定物质熔点、沸点等物理性质的一个重要因素。分子间范德华力越大,物质的熔点、沸点越高。一般来说,组成和结构相似的物质,随着相对分子质量的增大,分子内的电子数目增多,分子间作用力就增强。所以同类物质的熔沸点(都是分子型物质)随相对分子质量增大而升高。例如,卤素的熔沸点按氟、氯、溴、碘的顺序依次升高,在常温下,氟、氯是气体,溴是液体,而碘则为固体。

二、氢键

按照分子间作用力来解释,同主族元素的氢化物的熔点和沸点一般随相对分子质量的增大而升高, H_2O 的熔点和沸点应低于 H_2S 、 H_2Se 、 H_2Te ,但实际上 H_2O 的熔点和沸点却最高,这表明在 H_2O 分子之间除了存在一般的分子间作用力外,还存在一种特殊的分子间作用力,这就是氢键。

(一) 氢键的形成

以水为例来说明氢键的形成。在水分子中,由于O—H键的极性很强,共用电子对强烈地偏向氧原子一端,使氢原子几乎变成了一个“裸露”的带正电荷的原子核。这个氢原子还可以和另一个水分子中带部分负电荷的氧原子产生较强的静电吸引作用,从而形成氢键。水分子间的氢键可表示如下。



其中虚线表示所形成的氢键。

凡是与非金属性很强、原子半径很小的原子(F、O、N)以共价键结合的氢原子,还可以再和这类元素的另一个原子结合,这种结合力称为氢键(hydrogen bond)。氢键不是化学键,而是一种特殊的分子间作用力。如 H_2O 、 NH_3 、 HF 分子之间均易形成氢键。

(二) 氢键的形成对化合物性质的影响

在同类化合物中,能形成分子间氢键的物质,其熔点、沸点比不能形成分子间氢键的物质要高,这是因为要使固体熔化或液体气化需要消耗更多的能量来破坏分子间的氢键,如水(H_2O)的沸点高于硫化氢(H_2S)、氟化氢(HF)的沸点高于氯化氢(HCl)就是这个缘故。

如果溶质和溶剂分子之间能形成氢键,则溶质在该溶剂中的溶解度就会增大。

氢键的存在不仅影响化合物的物理性质,还与生物大分子空间结构的形成及其活性有关。如蛋白质、核酸中都存在氢键,这些生物大分子之所以具有多种生理功能,其中氢键起着重要的作用。



课堂互动

为什么 NH_3 在水中极易溶解?

第六节

配位化合物

配位化合物(coordination compound)简称配合物,是一类组成比较复杂、应用较广的化合物。现代生物化学和分子生物学的研究发现,配位化合物在生命过程中具有十分重要的作用,与医药的关系也极为密切。

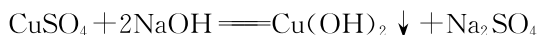
一、配位化合物的概念



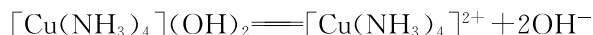
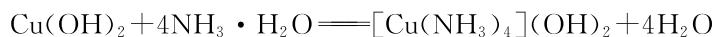
观察与思考

取 1 支试管,加入 0.1 mol/L CuSO_4 溶液 1 ml 和 0.1 mol/L NaOH 溶液 5 滴,然后向试管中逐滴加入 6 mol/L 氨水,边加边振荡,待沉淀完全溶解后,再向试管中加入 0.1 mol/L NaOH 溶液 5 滴,请同学们观察试管里所发生的现象。

实验表明,硫酸铜溶液与氢氧化钠溶液反应,生成浅蓝色氢氧化铜沉淀。



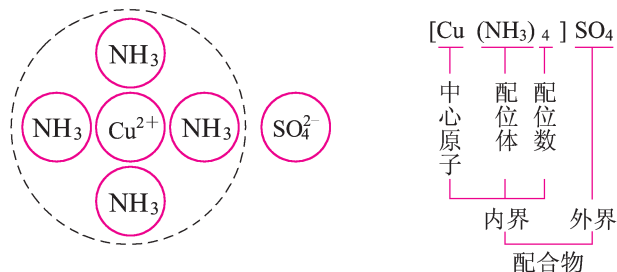
在氢氧化铜沉淀中加入过量氨水,沉淀溶解,溶液呈深蓝色;在深蓝色溶液中,再加入少量氢氧化钠溶液时,没有氢氧化铜沉淀生成,说明深蓝色溶液中 Cu^{2+} 很少,已转变成其他物质。从溶液颜色的变化说明,整个过程发生了化学反应。经分析证实,深蓝色溶液中 Cu^{2+} 浓度极低,深蓝色的物质是由 1 个 Cu^{2+} 离子和 4 个 NH_3 形成的一种复杂离子—— $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$,这个复杂离子在水溶液中很难电离。



这种由一个金属阳离子(或原子)和一定数目的中性分子或阴离子以配位键结合而成的复杂离子(或分子)称为配离子(或配位分子),如 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ 、 $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ 、 $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ 等。含有配离子或配位分子的化合物统称为配位化合物,简称配合物,如 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ 、 $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 、 $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ 等。

二、配位化合物的组成

配合物一般包括内界(inner sphere)和外界(outer sphere)两部分。中心原子和配位体组成配合物的内界,写化学式时,用方括号括起来。方括号以外的其他部分为外界(配位分子无外界)。现以硫酸四氨合铜(II)为例说明配合物的组成。图 1-6-1(A)是它的结构示意图,(B)是它的组成说明。



(A) 配合物的结构示意图

(B) 配合物的组成说明

图 1-6-1 配合物的组成

(一) 中心原子

在配离子(或配位分子)中,接受孤对电子的阳离子或原子统称为中心原子。位于配合物的中

心位置,是配合物的核心部分。一般是金属阳离子,但也有电中性的原子。如 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ 的中心原子是 Cu^{2+} ,而 $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ 的中心原子是 Fe 。常见的中心原子多为过渡金属阳离子,如 Ag^+ 、 Cu^{2+} 、 Zn^{2+} 、 Fe^{3+} 等。

(二) 配位体

在配合物中,与中心原子以配位键结合的阴离子或中性分子称为配位体(简称配体)。如 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ 、 $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 和 $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ 中的 NH_3 、 CN^- 和 CO 都是配体。配体中能提供孤对电子与中心原子结合的原子称为配位原子。如 NH_3 中的 N 原子、 CN^- 中的 C 原子。常见的配体有 NH_3 、 H_2O 、 CN^- (氰根离子)、 SCN^- (硫氰根离子)、 Cl^- 等。常见的配位原子有 N 、 O 、 C 、 S 、 Cl 等。

有些配体中只含有一个配位原子,如 NH_3 、 CN^- 、 H_2O 等;有些配体中则含有两个或两个以上的配位原子,如乙二胺等。



(三) 配位数

直接与中心原子结合的配位原子的数目称为该中心原子的配位数。若配体都是单齿配体,则配位数与配体的数目相等。如 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ 中 Cu^{2+} 的配位数是4, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 中 Fe^{2+} 的配位数是6, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ 中 Fe 的配位数是5。若配体有两种,则配位数是两种单齿配体数之和。如 $[\text{Pt}(\text{NO}_2)_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ 中 Pt^{4+} 的配位数是6。若是多齿配体,则中心原子的配位数不等于配体的数目。如 $[\text{Cu}(\text{en})_2](\text{OH})_2$ 中的配体乙二胺是二齿配体,因此 Cu^{2+} 的配位数是4而不是2。

影响中心原子配位数的因素很多,它与中心原子和配体的电荷、半径等因素有密切关系。常见中心原子的配位数见表1-6-1。

表1-6-1 常见中心原子的配位数

中心原子	配位数
Ag^+ 、 Cu^+ 、 Au^+	2
Cu^{2+} 、 Zn^{2+} 、 Hg^{2+} 、 Ni^{2+}	4
Fe^{2+} 、 Fe^{3+} 、 Co^{2+} 、 Co^{3+}	6

(四) 配离子的电荷

配离子的电荷数等于中心原子电荷数与配体电荷数的代数和。如果配体是中性分子,则中心原子的电荷数就是配离子的电荷数。例如,在 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ 中,配离子由1个 Cu^{2+} 和4个 NH_3 分子组成,配离子的电荷数为: $(+2)+0\times 4=+2$,写作 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ 。在 $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 中,配离子由1个 Fe^{2+} 和6个 CN^- 离子组成,配离子的电荷数为: $(+2)+(-1)\times 6=-4$,写作 $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ 。

配离子的电荷数也可以根据外界离子来确定。由于配合物是电中性的,因此,外界离子的电荷总数和配离子的电荷总数相等,符号相反。如 $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, K^+ 带1个单位正电荷,外界有4个 K^+ ,共4个单位正电荷,所以配离子的电荷数为-4。

在配合物中,内界与外界之间以离子键相结合,在水溶液中可完全电离为内界(配离子)与外界离子。内界中的中心原子与配体之间以配位键相结合,在水溶液中电离程度很小,只能部分电离。由于配离子与外界离子所带的电荷数量相等,电性相反,因此,整个配合物是电中性的。常见配合物的组成见表1-6-2。

表 1-6-2 常见配合物的组成

配合物	内界(配离子)	中心原子	配体	配位原子	配位数	外界
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	Ag^+	NH_3	N	2	Cl^-
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Zn^{2+}	NH_3	N	4	SO_4^{2-}
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	Fe^{2+}	CN^-	C	6	K^+



课堂互动

在 FeCl_3 溶液中加入 KSCN 溶液,可以生成 $\text{Fe}[(\text{SCN})_6]^{3-}$,使溶液呈血红色;在 $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 溶液中加入 KSCN 是否有血红色现象发生?为什么?

三、配位化合物的命名

(一) 配合物内界的命名

配合物内界的命名比较复杂,一般依照以下顺序。

配位数(中文数字表示)—配体名称—“合”—中心原子名称(中心原子化合价用罗马数字表示)。有的配离子可用简称。例如:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	二氨合银(Ⅰ)配离子(银氨配离子)
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	四氨合铜(Ⅱ)配离子(铜氨配离子)
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	六氰合铁(Ⅲ)配离子
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	六氰合铁(Ⅱ)配离子
$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$	五羰基合铁(0)

(二) 配合物的命名

配合物的命名和酸、碱、盐的命名相似,也是阴离子在前,阳离子在后。若配合物的内界是阳离子,则根据外界阴离子的不同,命名为“某化某”或“某酸某”。例如:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	氢氧化二氨合银(Ⅰ)
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$	硫酸四氨合铜(Ⅱ)

若配合物的内界是阴离子,则根据外界阳离子的不同,命名为“某酸”或“某酸某”。

例如:

$\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$	六氯合铂(Ⅳ)酸
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	六氰合铁(Ⅲ)酸钾(铁氰化钾或赤血盐)
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	六氰合铁(Ⅱ)酸钾(亚铁氰化钾或黄血盐)

资料卡片

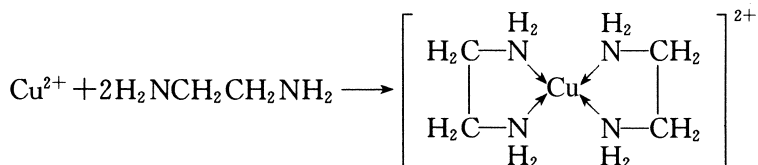
含多种配体配合物的命名

如果配合物的配离子中含有多种不同的配体,命名时可以遵循以下原则:先无机配体,后有机配体;先阴离子,后中性分子。不同配体之间以中圆点“·”分开(配体仅两种时圆点可以省略),举例如下。

配离子:	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+}$	二氯·四氨合铂(IV)配离子
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]^{3+}$	五氨·一水合钴(III)配离子
配合物:	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$	氯化二氯·四氨合铂(IV)
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$	氯化五氨·一水合钴(III)

四、螯合物的概念

由中心原子与含两个或两个以上配位原子的配体形成的环状配合物称为螯合物(chelate compound),也称内配合物。例如, Cu^{2+} 与乙二胺形成的配合物为:



含两个配位原子的乙二胺配体与 Cu^{2+} 形成的环状结构称为螯合环,而能与中心原子形成螯合物的配体称为螯合剂(chelating agent)。螯合剂的条件是:① 必须具有2个或2个以上配位原子的配体。② 两个配位原子之间应相隔2个或3个其他原子,这样才可形成稳定的五元环和六元环配合物。

由于螯合物具有环状结构,它比相同配位原子的一般配合物稳定得多。这种由于螯合环的形成而使螯合物具有特殊稳定性的作用称为螯合效应。螯合环越多,生成的螯合物越稳定。

第七节

氧化还原反应

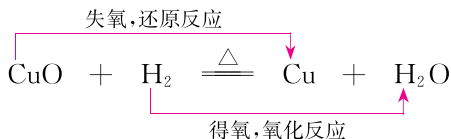
氧化还原反应(oxidation-reduction reaction)是日常生活中经常遇到的一类化学反应(如碳的燃烧、铁的生锈、高锰酸钾溶液的消毒作用等),也是体内营养物质供应机体活动能量的主要方式。

一、氧化还原反应的概念

(一) 氧化还原反应的特征

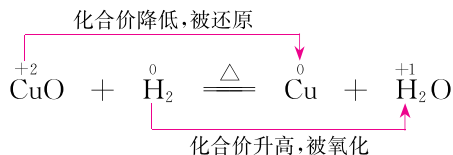
对氧化还原反应的认识,人们经历了一个由现象到本质的过程。最初把物质与氧结合的过程称为氧化;而把含氧物质失去氧的过程称为还原。

例如:氧化铜与氢气的反应



在反应中,氧化铜失去氧,发生还原反应,氧化铜被还原;氢气得到氧,发生氧化反应,氢气被氧化。像这样一种物质被氧化,另一种物质被还原的反应,称为氧化还原反应。这是从得氧、失氧的角度来分析氧化还原反应。

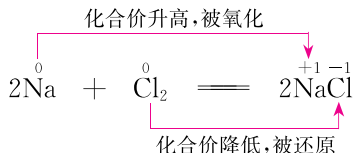
从元素化合价的角度来分析这个反应：



可以看出,铜元素的化合价从氧化铜中的+2价变成了铜单质中的0价,铜元素的化合价降低了,氧化铜被还原。同时氢元素的化合价由0价变成了水中的+1价,氢元素的化合价升高了,氢气被氧化。由此可得:物质所含元素化合价升高的反应是**氧化反应**;物质所含元素化合价降低的反应是**还原反应**。凡有元素化合价升降的化学反应是**氧化还原反应**。**氧化还原反应的特征是:反应前后元素化合价有升降**。因此,可根据化学反应前后元素化合价有无升降来判断其是否是氧化还原反应。

用元素化合价升降的观点,不仅能分析像氧化铜与氢气这类有得氧和失氧的反应,还能分析一些没有得氧和失氧的反应。

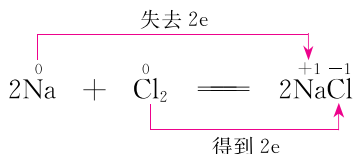
例如:金属钠与氯气的反应



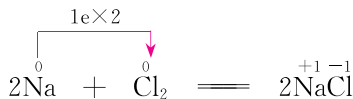
钠元素的化合价从0价升高到+1价,钠被氧化;氯元素的化合价从0价降低到-1价,氯被还原,这个反应尽管没有得氧和失氧,但发生了元素化合价的升降,因此也是氧化还原反应。

(二) 氧化还原反应的实质

为了进一步认识氧化还原反应的实质,再从原子结构上来分析金属钠与氯气的反应。钠原子最外层有1个电子,氯原子最外层有7个电子,当金属钠与氯气反应时,钠原子失去1个电子成为钠离子,氯原子得到1个电子成为氯离子。在氯化钠中,钠为+1价,氯为-1价。因此,反应前后元素化合价的升降是由原子得失电子引起的,并且化合价升降的数值和得失电子的数目相等。如果用字母“e”表示1个电子,用箭头表明反应前后同一元素的原子得到或失去电子的情况,则金属钠与氯气的反应可用下式表示。



在化学反应方程式里,除了可以用箭头表明反应前后同一元素的原子得到或失去电子的情况外,还可以用箭头表明反应物中同种或不同种元素的原子间电子转移的方向和数目。

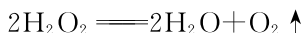


也有一些反应,如氢气与氯气的反应,生成的氯化氢是共价化合物,分子中共用电子对偏向氯原子,则氯的化合价从0价降到-1价;共用电子对偏离氢原子,则氢的化合价从0价升到+1价。反应中虽没有电子的得失,但由于共用电子对发生了偏移引起了元素化合价的升降,这类反应也属于氧化还原反应。氢气与氯气反应中电子转移的方向和数目可表示如下。

三、医学上常用的氧化剂和还原剂

(一) 过氧化氢(H_2O_2)

纯净的过氧化氢是一种黏稠液体,可与水以任意比例混合,其水溶液俗称双氧水。过氧化氢不稳定,受热、遇光、接触灰尘等均易分解生成水和氧气。



过氧化氢常用作氧化剂,具有消毒杀菌作用。医药上常用质量分数为 3% 的过氧化氢水溶液作为外用消毒剂,清洗创口。市售过氧化氢溶液的质量分数为 0.3,有较强氧化性,对皮肤有很强的刺激作用,使用时要进行稀释。

(二) 高锰酸钾(KMnO_4)

高锰酸钾为深紫色、有光泽的晶体,易溶于水,其水溶液显高锰酸根(MnO_4^-)特有的紫色。高锰酸钾是强氧化剂,医药上常用其稀溶液作为外用消毒剂,清洗伤口或治疗真菌引起的感染。

(三) 硫代硫酸钠($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)

市售的硫代硫酸钠俗名海波或大苏打,化学式为 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$,它是无色晶体,易溶于水,具有还原性。

硫代硫酸钠在照相术中常用作定影剂。医药上可用做治疗慢性荨麻疹或作卤素、氰化物、重金属中毒的解毒剂。

阅读材料

核 医 学

核医学又称原子医学,是指放射性同位素、由加速器产生的射线束及放射性同位素产生的核辐射在医学上的应用。在医疗上,放射性同位素及核辐射可以用于诊断、治疗和医学科学研究;在药学上,其可以用于药物作用原理的研究、药物活性的测定、药物分析和药物的辐射消毒等方面。

核医学是核技术、电子技术、计算机技术、化学、物理和生物学等现代科学技术与医学相结合的产物。核医学可分为两类,即临床核医学和实验核医学。

实验核医学利用核技术探索生命现象的本质和物质变化规律,已广泛应用于医学基础理论研究。临床核医学是利用开放型放射性核素诊断和治疗疾病的临床医学学科,由诊断和治疗两部分组成。诊断核医学包括以脏器显像和功能测定为主要内容的体内(in vivo)诊断法和以体外放射分析为主要内容的体外(in vitro)诊断法;治疗核医学是利用放射性核素发射的核射线对病变进行高度集中照射治疗。图 1-7-1 是核医学 CT (ECT) 的图片。ECT 即发射型计算机断层扫描仪,是一种利用放射性核素的检查方法。



图 1-7-1 核医学 CT(ECT)

抗癌药——顺铂配合物的发现

癌症是人类的大敌。现已证实,顺式的铂配合物如二氯二氨合铂(II)、四氯·乙二胺合铂(IV)等,对许多恶性肿瘤都有显著的抑制作用,有广泛的抗癌性能。

铂的化学性质并不活泼,因此,人们很少考虑把它的化合物加入药物的行列,而是在一个实验的异常情况中发现它的抗癌作用。1964年,美国的罗森柏克(Rosenberg)在研究电场对大肠杆菌生长速度的影响时发现,当电流通过大肠杆菌培养液时,细胞并不迅速分裂,而是异常伸长,同时仍能保持正常生长速率。这是一种反常现象。罗森柏克和他的同事进行了仔细观察,并对当时已知的多种因素,诸如紫外光、温度、酸度和镁离子浓度等分别进行试验,所有这些都不是造成这种反常现象的原因。罗森柏克最后确定,是铂电极与营养物中的氯化铵形成的电解产物顺-[PtCl₂(NH₃)₂](简称顺铂)在作祟。进一步的实验证实,顺铂和其他一些顺式的含铂配合物都能抑制大肠杆菌的细胞分裂,但对其生长的影响却很小。

这一偶然的发现给人以启示,这些铂的配合物是否能抑制癌细胞的分裂呢?在美国癌症研究所的支持下,专家们对这些配合物进行了广泛的临床试验,发现这些顺铂配合物有明显的疗效。国际癌症协会也同意将一些铂配合物作为临床治疗的试验药物。顺铂配合物的抗癌作用不仅给癌症患者带来了福音,而且也给广大研究者吹来了一股清新的空气,它给人们以启迪,去探索顺铂抗癌机制与开发研制新的抗癌药。



练习与实践

一、名词解释

1. 原子序数 2. 同位素 3. 元素周期律 4. 化学键 5. 氧化还原反应 6. 氧化剂

二、填空题

- 已知符号⁴⁰₁₉K、⁴⁰₁₈Ar、⁴⁰₂₀Ca、⁴¹₁₉K、⁴²₂₀Ca,它们代表_____种元素,有_____种原子。
- 元素周期表中有_____个周期,其中有_____个短周期,_____个长周期;周期表中共有_____个族,其中_____个主族,_____个副族,_____个Ⅷ族,_____个0族。
- 同周期元素的原子,核外电子层数_____,同周期元素从左到右,金属性逐渐_____,非金属性逐渐_____。
- 同主族元素的原子,最外层电子数_____,同主族元素从上到下,金属性逐渐_____,非金属性逐渐_____,最高正化合价_____。
- 当金属钠与氯气发生化学反应时,钠原子_____电子,氯原子_____电子,它们以_____键形成氯化钠。
- 离子键的特点是_____和_____;共价键的特点是_____和_____。
- 由一个_____和一定数目的_____或_____结合而成的复杂离子称为配离子;配合物一般包括_____和_____两部分;配合物[Ag(NH₃)₂]OH的名称_____,中心原子_____,配位体_____,配位数_____,内界_____,外界_____。
- 氧化反应是指物质_____电子的反应;还原反应是指物质_____电子的反应;在一个氧化还原反应中得失电子的总数_____。
- 在2Na + 2H₂O = 2NaOH + H₂↑的反应中,_____是氧化剂,_____是还原剂,_____是氧化产物,_____是还原产物。

- A. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{OH})_2$ B. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$
 C. $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ D. $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 14. 对于 $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$ 的反应, 下列判断正确的是 ()
 A. 氧化剂是 CuSO_4 B. 氧化剂是 Zn C. 还原剂是 CuSO_4 D. 还原剂是 Cu

四、判断题

1. 最外层电子数为 8 的微粒一定是稀有气体。 ()
2. F、Cl、Br 非金属性依次减弱。 ()
3. NaOH 是离子化合物, 所以它不含共价键。 ()
4. 共价化合物中可能有离子键。 ()
5. 氢键是一种化学键。 ()
6. 在 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 沉淀中加入氨水能使沉淀溶解, 是因为生成了 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ 。 ()
7. 凡有元素化合价升降的化学反应一定是氧化还原反应。 ()
8. 氧化还原反应一定有氧参加。 ()
9. 氧化还原反应中氧化剂得到电子的总数一定等于还原剂失去电子的总数。 ()

五、简答题

1. 氧的原子序数为 8, 钠的原子序数为 11。
 (1) 分别用原子结构示意图和电子式表示它们原子核外电子的排布。
 (2) 指出它们在周期表中的位置。
2. A 元素位于周期表中第 4 周期 IA 族, B 元素原子有 3 个电子层, 且最外层电子数是最内层电子数的 3 倍, C 元素原子核内只有 1 个质子。
 (1) 写出 A、B、C 三种元素的名称与符号。
 (2) 用电子式表示 A 和 B、B 和 C 形成化合物的过程, 并指出分子中化学键的类型。
 (3) 用电子式表示单质 C, 指出分子中化学键的类型, 并指出它是极性分子还是非极性分子。

六、实践题

在烧杯中加水约 20 ml, 用镊子从盛有煤油的试剂瓶中取出一小块金属钠, 用滤纸将钠表面的煤油吸干, 将钠放入水中, 应有何现象? 如果在反应液中滴加 2 滴酚酞, 又有何现象? 简要说明原因。

图书在版编目(CIP)数据

化学(第2版) / 许颂安, 别同玉主编. —南京: 江苏教育出版社, 2014. 5(2022. 6 重印)

ISBN 978-7-5499-2012-9

I. ①化… II. ①许… ②别… III. ①化学-高等职业教育-教材 IV. ①O6

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2014)第 015438 号

“十二五”职业教育国家规划教材

书 名 化 学(第 2 版)

主 编 许颂安 别同玉

责任编辑 刘蓉蓉

出版发行 江苏教育出版社

地 址 南京市湖南路 1 号 A 楼, 邮编: 210009

出 品 江苏凤凰职业教育图书有限公司

网 址 <http://www.fhmooc.com>

印 刷 天津市蓟县宏图印务有限公司

厂 址 天津市蓟县天津专用汽车产业园福山大道 14 号

电 话 022-29140509

开 本 787 毫米×1092 毫米 1/16

印 张 17.5

插 页 1

版次印次 2014 年 5 月第 2 版 2022 年 6 月第 10 次印刷

标准书号 ISBN 978-7-5499-2012-9

定 价 39.80 元

批发电话 025-83658831

盗版举报 025-83658873

图书若有印装错误可向当地经销商申请调换

提供盗版线索者给予重奖