

高等医学院校教材

医用化学基础

张克凌 李柱来 主编

青 岛 海 洋 大 学 出 版 社

前 言

目前,各医学院校在医学大专教育以外,都加大了成人高等教育的规模和力度;同时,教学改革中又对成教、大专各门课程的教学时数进行了较大幅度的削减。根据这种现状,各校很需要一本选材适当、份量合宜、语言通俗易懂又密切结合专业的医用化学教材,供成教学生和大专学生使用。

有鉴于此,我们总结多年教学经验,考虑到学生特点和医用化学基础课在教学计划中的位置,编写了《医用化学基础》一书。本书内容与中学化学教材内容衔接,注意了教材的系统性和严谨性,力求理论简洁、概念清楚、结论明确、由浅入深,便于教师讲授和学生自学,可以适应教学时数及教学对象等情况的变化。

全书共有十八章,其中第一至六章由青岛医学院张克凌、高华、祁玉成、于兹东编写;第七、八章由重庆医科大学易钢编写;第九、十、十一、十六章由扬州大学医学院何启章、郑鸣编写;第十二、十三、十四、十五、十七、十八章由福建医科大学李柱来、林建青、林友文、王丽娜编写。

由于水平有限,书中缺点和错误在所难免,恳请专家和读者予以指正。

编 者

1998年3月

目 录

第一章 原子结构和分子结构	1
第一节 原子结构	1
一、核外电子的运动特点	1
二、核外电子的运动状态	2
三、核外电子的排布规律	4
四、元素性质与原子结构的关系	6
第二节 分子结构	7
一、离子键	8
二、共价键	8
三、杂化轨道与分子几何形状	10
四、分子间力和氢键	12
习题	13
第二章 溶液	15
第一节 溶液的浓度	15
一、物质的量及其单位	15
二、溶液的浓度	16
三、溶液的配制及有关计算	18
第二节 溶液的渗透压	20
一、渗透现象和渗透压	20
二、渗透压与溶液浓度的关系	21
三、渗透压在医学上的意义	22
习题	23
第三章 溶液的 pH 值与缓冲溶液	24
第一节 电解质在溶液中的电离及溶液的酸碱性	24
一、电解质在溶液中的电离	24
二、溶液的 pH 值	26
三、酸碱质子理论	27
第二节 缓冲溶液	30
一、缓冲溶液的作用及组成	30
二、缓冲溶液的 pH 值计算	31
三、缓冲溶液的缓冲能力与缓冲范围	33
四、缓冲溶液的配制	34
五、缓冲溶液在医学上的意义	35

习题	35
第四章 配位化合物	37
第一节 配位化合物的基本概念	37
一、配位化合物的定义	37
二、配位化合物的组成	37
三、配位化合物的命名	38
第二节 配位化合物的结构及稳定性	39
一、配位化合物的结构	39
二、配位化合物在水中的稳定性	40
第三节 螯合物	42
第四节 配位化合物在医学上的应用	43
习题	43
第五章 氧化还原及电极电势	44
第一节 氧化还原反应	44
一、元素的氧化数	44
二、氧化还原反应	44
三、氧化还原电对和氧化还原半反应	45
第二节 原电池和电极电势	46
一、原电池	46
二、电极电势与标准电极电势	47
三、影响电极电势的因素	49
四、电极电势的应用	51
习题	54
第六章 胶体溶液	56
第一节 胶体体系的概念和分类	56
第二节 界面现象和乳状液	57
一、界面能与吸附	57
二、表面活性剂和乳状液	58
第三节 溶胶的基本性质	59
一、溶胶的光学性质	59
二、溶胶的动力学性质	59
三、溶胶的电学性质及稳定性	59
第四节 凝胶	61
一、凝胶的结构和分类	62
二、凝胶的性质	62
习题	62
第七章 滴定分析法	64
第一节 滴定分析法概述	64

一、滴定分析的基本概念	64
二、滴定分析对化学反应的要求	64
三、滴定方式	65
四、标准溶液和基准物质	65
五、误差和有效数字	66
第二节 酸碱滴定法	68
一、酸碱指示剂的作用原理	68
二、滴定曲线和指示剂选择	70
三、酸碱滴定分析的操作步骤	74
四、酸碱滴定法应用实例	75
第三节 氧化还原滴定法	75
一、高锰酸钾法的基本原理	75
二、高锰酸钾法标准溶液的配制和标定	76
三、高锰酸钾法应用实例	76
第四节 配位滴定法	77
一、EDTA 的结构和性质	77
二、EDTA 的配位特性	78
三、EDTA 配位滴定的基本原理	78
四、EDTA 标准溶液的配制与标定	79
五、应用实例	80
习题	80
第八章 比色和分光光度法	81
第一节 比色分析的基本原理	81
一、有色溶液的光学性质	81
二、光吸收的基本定律	82
三、入射光波长的选择	83
第二节 比色和分光光度法的方法及仪器	83
一、目视比色法	83
二、分光光度法	84
第三节 分光光度法应用实例	84
一、基本原理	84
二、测定步骤	85
习题	85
第九章 有机化合物概述	86
第一节 有机化合物和有机化学	86
第二节 有机化合物的特点	86
第三节 有机化合物的结构	87
一、碳原子的轨道杂化	87

二、有机物分子中共价键的类型	87
三、共价键的极化与极化度	89
四、有机化合物结构的表示方式	89
第四节 有机化合物的分类	90
一、按碳架分类	90
二、按官能团分类	90
习题	91
第十章 烃和烃的卤代物	92
第一节 烷烃	92
一、烷烃的结构	92
二、烷烃的同系列和通式	93
三、烷烃的异构现象	93
四、烷烃的命名	94
五、烷烃的物理性质	95
六、烷烃的化学性质	95
七、重要的烷烃	96
第二节 烯烃	96
一、烯烃的结构	96
二、烯烃的异构和命名	97
三、烯烃的化学性质	97
四、共轭二烯烃	100
第三节 炔烃	101
一、炔烃的结构	102
二、炔烃的异构和命名	102
三、炔烃的化学性质	102
第四节 脂环烃	103
一、脂环烃的分类和命名	104
二、脂环烃的化学性质	104
第五节 芳香烃	105
一、苯的结构	106
二、苯同系物的异构及命名	106
三、苯及其同系物的化学性质	107
四、稠环芳烃	109
第六节 烃的卤代物	110
一、分类及命名	110
二、卤代烃的化学性质	110
三、重要的卤代烃	111
习题	111

第十一章 醇酚醚	114
第一节 醇	114
一、醇的分类	114
二、醇的命名	114
三、醇的理化性质	115
四、重要的醇	117
第二节 酚	118
一、酚的分类和命名	118
二、酚的电子结构	119
三、酚的化学性质	119
四、重要的酚	120
第三节 醚	121
一、醚的结构、分类和命名.....	121
二、醚的化学性质	122
三、乙醚	122
习题.....	122
第十二章 醛酮醌	124
第一节 醛和酮	124
一、醛、酮的结构和命名.....	124
二、醛、酮的化学性质.....	125
三、重要的醛酮	130
第二节 醌	132
一、醌的结构和命名	132
二、重要的醌类化合物	133
习题.....	134
第十三章 有机酸及其衍生物	137
第一节 有机羧酸	137
一、有机羧酸的分类和命名	137
二、有机羧酸的化学性质	140
三、重要的有机羧酸	144
第二节 酰基化合物	145
一、酰基化合物的命名	145
二、酰基化合物的性质	146
三、重要的酰基化合物	147
第三节 羟基酸和酮酸	148
一、羟基酸	148
二、酮酸	152
习题.....	155

第十四章 立体化学	159
第一节 构象异构	159
一、乙烷的构象	159
二、正丁烷的构象	160
三、环己烷的构象	161
第二节 顺反异构	162
一、C=C 双键化合物的顺反异构	162
二、脂环化合物的顺反异构	164
三、顺反异构体的性质	165
第三节 对映异构	165
一、平面偏振光和旋光性	166
二、比旋光度	167
三、分子的手性和对称性	167
四、构型的 D/L 命名法	169
五、旋光异构体的数目	169
习题.....	170
第十五章 脂类及甾族化合物	171
第一节 油脂	171
一、油脂的组成和命名	171
二、油脂的物理性质	173
三、油脂的化学性质	173
第二节 类脂	175
一、卵磷脂	175
二、脑磷脂	176
第三节 甾族化合物	176
一、胆固醇	177
二、维生素 D	177
三、胆酸	178
四、甾体激素	178
习题.....	180
第十六章 糖类	181
第一节 单糖	181
一、单糖的结构	181
二、单糖的化学性质	185
三、重要的单糖	187
第二节 二糖	188
一、麦芽糖	188
二、乳糖	188

三、蔗糖	189
第三节 多糖	189
一、淀粉	189
二、糖原	190
三、纤维素	190
四、粘多糖	191
习题	191
第十七章 有机含氮化合物	193
第一节 胺	193
一、分类和命名	193
二、化学性质	194
三、重要的胺及其衍生物	198
四、重要的酰胺及其衍生物	199
第二节 杂环化合物	201
一、分类和命名	201
二、含氮杂环化合物	203
第三节 生物碱	205
一、生物碱概述	205
二、生物碱的一般性质	205
三、重要的生物碱	206
习题	207
第十八章 氨基酸与蛋白质	209
第一节 氨基酸	209
一、氨基酸的分类和命名	209
二、氨基酸的构型	211
三、氨基酸的物理性质	211
四、氨基酸的化学性质	211
第二节 多肽	215
一、肽的结构	215
二、肽的命名	215
第三节 蛋白质	216
一、蛋白质的分类	216
二、蛋白质的组成和结构	216
三、蛋白质的性质	217
第四节 酶	219
一、酶的组成	220
二、酶的催化特性	220
习题	221

附录..... 222

附录一 SI 制基本单位和单位换算及常用物理常数 222

附录二 平衡常数..... 223

附录三 标准电极电势表..... 225

附录四 原子的电子结构表..... 227

附录五 常用分子量表..... 231

附录六 元素周期表..... 233

主要参考书目..... 232

第一章 原子结构和分子结构

第一节 原子结构

原子是由原子核和核外电子组成的。在通常的化学反应中,原子核不变,只是原子的电子结构发生变化。所以本节着重讨论原子核外电子的运动状态和排布,以及它们对元素性质的影响。

一、核外电子的运动特点

核外电子的运动与宏观物体不同,其不同主要表现在两方面——运动的量子化特征和波粒二象性。

1. 量子化特征

“量子化”是指微观粒子运动时,某些物理量的变化是不连续的,不连续的最小单位称为量子。如核外电子的能量变化就是量子化的。也就是说,核外电子只能在一些具有特定能量的状态下运动。这种量子化的能量状态称为能级,它是决定电子在原子中有一定排布的重要原因。原子在稳定状态时,电子总是尽可能地处于能量最低的状态下,这种状态称为基态,其他能量较高的状态称为激发态。当电子在不同状态之间跃迁时,就要吸收或辐射能量。由氢原子的线状光谱可知其核外电子的能量变化符合以下公式:

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \times 2.179 \times 10^{-18} \text{J} \quad (1-1)$$

式中 n 可取 $1, 2, 3, \dots$ 等正整数,称为量子数。 $n=1$ 是氢原子的基态,其核外电子能量为 $2.179 \times 10^{-18} \text{J}$ 。 n 值越大的状态能量越高,其变化是量子化的。

2. 波粒二象性

“波粒二象性”是指微观粒子在运动中不仅像宏观物体那样有质量和动量等粒子性质,而且还像光那样具有波长和频率等波动性质。核外电子运动也不例外,电子有质量已众所周知,电子的波动性也可由电子衍射实验证实。该实验是将高速电子穿过晶体薄片投射到照像底片上,得到图 1-1 所示的衍射条纹。当电子波峰与波峰相遇时,波彼此加强,照片上出现明亮的环纹,说明电子出现的机会多;波峰与波谷相遇时,波彼此减弱,照片上为暗

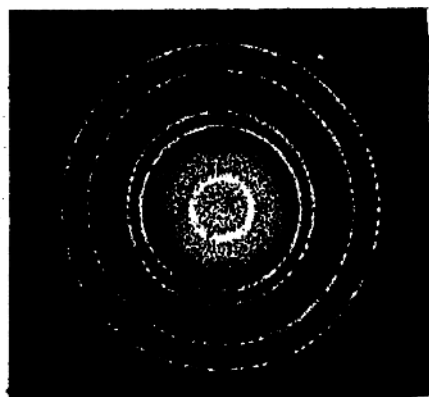


图 1-1 电子的衍射图

色环纹,说明电子出现的机会少。这种电子在核外空间某一位置出现的机会称为几率,几率的大小反映了一种统计规律。由于电子运动时的波动性,每个电子的运动速率和位置不能像宏观物体那样可以同时准确地测定出来,当确知了核外电子的运动速率,就不可能同时指出某瞬间它的确切位置,只能得知电子在核外某区域出现的几率(机会)大小这样的统计规律。

二、核外电子的运动状态

由于电子的波粒二象性,所以核外电子不像人造卫星那样有固定的轨道,其运动状态不能用经典力学处理,必须用量子力学描述。

1. 波函数和原子轨道

量子力学用波函数来描述原子核外电子的运动状态。波函数是描述核外电子运动状态的数学函数式,每个波函数代表电子运动的一种空间状态,反映了电子出现的空间区域或几率分布,类似于经典力学中宏观物体的运动轨道,因此常把波函数称为原子轨道函数,简称原子轨道。每个波函数代表一种原子轨道。但“轨道”在这里已失去原有的意义,不是电子运动的轨道,而是电子运动的空间区域。

2. 几率密度和电子云

单位体积内电子出现的几率称为几率密度。如果用小黑点的疏密来表示几率密度,黑点疏的地方几率密度小,黑点密的地方几率密度大,这种单位体积内黑点数与几率密度成正比的图形称为电子云。可见,电子云是电子在核外运动具有统计规律的一种形象化表示。图

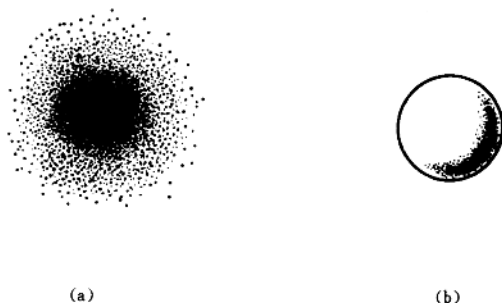


图 1-2 基态氢原子的电子云图

(a) 黑点图 (b) 界面图

1-2(a)是基态氢原子的

电子云图。电子云黑点图直观性好,但因绘制麻烦,又常用电子云界面图表示。将电子在核外空间几率密度相等的各点连接起来而得到的曲面为等密度面,把 95% 的电子云用等密度面包围起来得到的图形称为电子云界面图,简称界面图。图 1-2(b)是基态氢原子的电子云界面图。

3. 核外电子的运动状态

氢以外其他元素的原子,核外电子数多于一个,电子运动状态更为复杂。然而,每个波函数都是从电子离核的远近、能量高低、原子轨道形状及伸展方向等方面描述电子的空间运动状态的。除了空间运动外,电子还有自旋运动。归纳起来,可从以下四个方面全面描述一个原子核外电子的运动状态:

(1) 电子层 根据原子光谱实验,可以证实核外电子是分层排布的。电子层是根据电

子在核外空间出现几率最大区域离核的远近来划分的,它可取 1,2,3……n 等正整数。n 越大,电子离核的平均距离越远,电子能量越高。它与式 1-1 中 n 的意义相同,是决定电子能量高低的主要因素,因此,电子层数也称为主量子数。还可以用大写字母 K,L,M,……依次表示 n=1,2,3……的各电子层。

(2)电子亚层 实验表明,在同一电子层上的电子,其能级高低仍有差别(除单电子原子外)。这是由于同一电子层上可有一个或一个以上的亚层,电子亚层用 s,p,d,f 等小写字母表示。在同一层中,亚层的能级高低为 $s < p < d < f$ 。同一层上各亚层的能量差别是由电子云形状不同引起的,如 s 亚层电子云是球对称形的,p 亚层电子云为哑铃形等,见图 1-3。电子云形状是决定电子能量的次要因素。每一电子层对应的亚层如表 1-1。

表 1-1 各电子层中的亚层

电子层 n	1	2	3	4
亚层	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f
亚层数	1 个	2 个	3 个	4 个

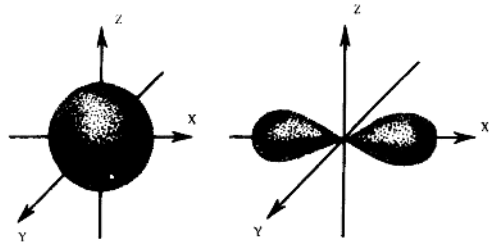


图 1-3 s 电子云和 p 电子云形状

(3)电子云的空间伸展方向 s 电子云对原子核是球对称的,就是在各个方向上分布均匀,只有一个取向。p 电子云在空间有三种不同的伸展方向,也就是有三种取向,分别沿 X 轴、Y 轴和 Z 轴方向伸展,如图 1-4 所示。d 电子云有五种空间取向,f 电子云有七种取向。

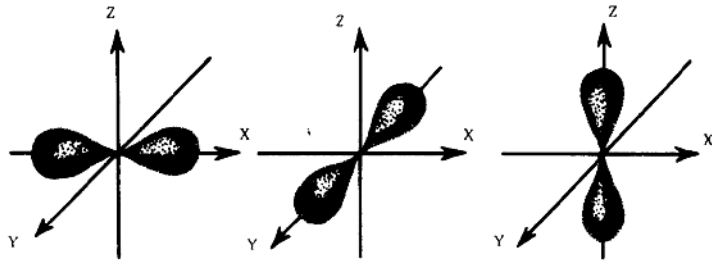


图 1-4 p 电子云的三种取向

当电子层、电子云形状和空间伸展方向都确定时,核外电子的空间运动状态(能量及空间运动范围)就确定了,这种确定的空间运动状态就是一个原子轨道,可用一个波函数来表达。这样,各亚层的轨道数列于表 1-2 中。

表 1-2 各亚层的轨道数

亚层	s	p	d	f
轨道数	1	3	5	7

同一层上 p 亚层的三个轨道形状完全一样,只是伸展方向不同,它们的能量相等,称为等价轨道。同样,d 亚层上的五个轨道是等价轨道,f 亚层上的七个轨道也是等价轨道。

(4)电子的自旋 处于一定原子轨道的电子除了在核外空间高速运动外,还有自身的自旋运动,可沿顺时针和逆时针两个方向,分别用“↑”和“↓”表示。

以上四方面确定了,核外电子的运动状态就完全确定了。

三、核外电子的排布规律

1. 电子的能级

电子的能级由电子层和电子亚层(电子云形状)决定。从光谱实验结果,可得多电子原子轨道能级高低的近似顺序——近似能级图。图 1-5 所示为近似能级图,图中每个小圆圈代表一个原子轨道,其位置高低表示能级高低。处于同一高度的几个圆圈表示能级相同的等价轨道。图中把能量相近的原子轨道划分为一个组,称为能级组,共有七个能级组。电子填充时,是按能级的顺序,依次由低到高来填充的。

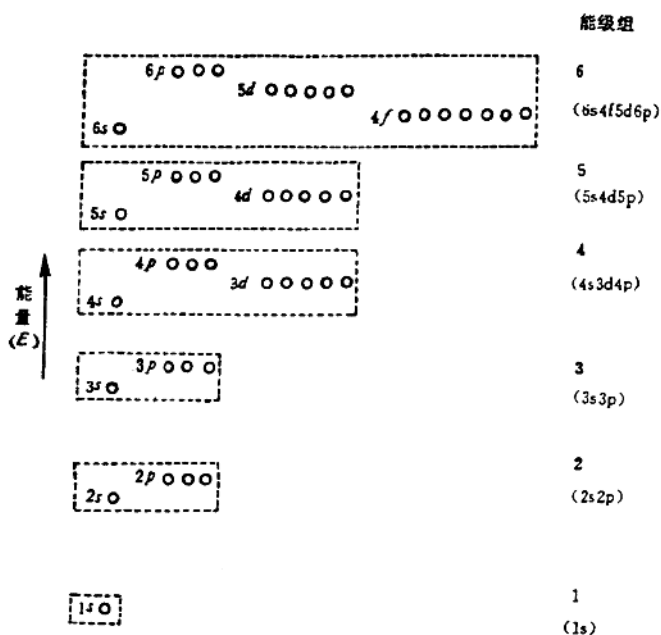


图 1-5 原子轨道近似能级图

2. 排布原则

对于多电子原子,核外电子按能级高低依次填充到各轨道中时,遵循以下三个原则:

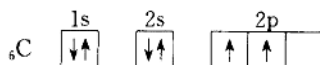
(1)保里不相容原理:每个原子轨道最多只能容纳两个电子,且这两个电子自旋方向必须相反。也就是说,在一个原子中不可能有运动状态完全相同的两个电子。由此限制了每个原子轨道里的电子数,也就限制了每个电子层的最大电子容量。如 $n=1$ 的K层中只有s一个亚层,s亚层只有一个s轨道(一个取向),只能容纳两个电子。其余类推,见表1-3。

表 1-3 各电子层的容量

电子层	K ($n=1$)	L ($n=2$)	M ($n=3$)	N ($n=4$)
电子亚层	1s	2s, 2p	3s, 3p, 3d	4s, 4p, 4d, 4f
轨道数(n^2)	1	4	9	16
每层电子最大容量($2n^2$)	2	8	18	32

(2)能量最低原理:多电子原子基态时,在不违背保里不相容原理的前提下,核外电子总是尽可能先排布在能量最低的轨道上。

(3)洪特规则:在能量相同的等价轨道中排布时,电子尽可能地占据不同轨道且自旋方向相同。按此规则,碳原子的排布应为



而不是



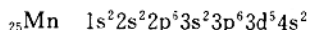
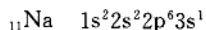
洪特规则还指出,等价轨道处于全充满(p^6 , d^{10} , f^{14})、半充满(p^3 , d^5 , f^7)和全空(p^0 , d^0 , f^0)的状态时,能量较低,比较稳定。

有了这三个规则,按能级顺序,基本上可确定周期表中各元素的电子排布情况,即电子层结构。但原子电子层的真实排布情况(见附录四)还应以实验为准。

3. 电子层结构的表示法

表示原子的电子层结构,可以用电子排布式或价电子层排布式,也可以用轨道图式。

电子排布式是用能级符号表示能级,并在能级符号的右上角用数字注明该能级上所排列的电子数。如钠原子和锰原子的电子排布式分别为:



为了简化,可将内层已达到稀有气体电子层结构的部分,用稀有气体元素符号加方括号表示,称为原子实。如

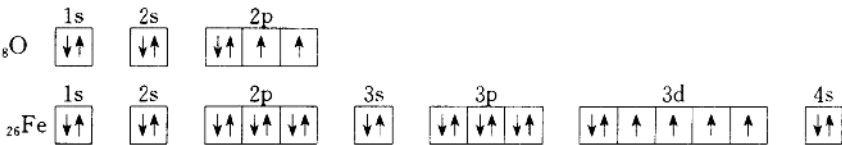


在有些情况下,可进一步简化,只写出价电子层的排布式即可。价电子是原子参加化

学反应时能用于成键的电子。对主族元素指最外层,对副族元素一般指最外层 s 轨道和次外层 d 轨道。如氯和铜原子的价电子层排布式分别为



用轨道图式表示电子结构时,是用小方框(或圆圈)表示原子轨道,方框上方注明轨道的能级,框内以上、下箭头表示电子的自旋状态。比如氧原子和铁原子的轨道图式分别为



四、元素性质与原子结构的关系

原子的电子结构影响着元素的性质。在周期表中,由于元素电子层结构的周期性变化,必然导致元素许多性质呈现周期性变化。下面以元素的原子半径和电负性两种性质为例,加以讨论。

1. 原子半径

将周期表中各元素的原子半径列于表 1-4 中。

表 1-4 原子半径(pm)

I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII			IB	IIB	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
H																	He
32																	93
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
123	89											82	77	70	66	64	112
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
154	136											118	117	110	104	99	154
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
203	174	144	132	122	118	117	117	116	115	117	125	126	122	121	117	114	169
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
216	191	162	145	134	130	127	125	125	128	134	148	144	140	141	137	133	190
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
235	198		144	134	130	128	126	127	130	134	144	148	147	146	146	145	220
镧系元素：																	
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
169	165	164	164	163	162	185	162	161	160	158	158	158	170	158			

由表可知,元素原子半径的大小随原子序数的增加呈周期性变化,这在主族元素中表现的尤为明显。在同一周期中,各元素原子的电子层数相同,从左到右,核电荷数依次增大,原子核对核外电子的吸引力逐渐增强,原子半径逐渐减小;同一主族内,元素最外层电

子数相同,从上到下,核外电子层依次增多,元素的原子半径依次增大。

2. 电负性

电负性是指元素原子在分子中吸引成键电子的相对能力。通常规定最活泼的非金属元素氟的电负性为 4.0,其他元素的电负性是相对于此值推算出来的。因电负性是相对值,所以没有单位。各元素的电负性值见表 1-5。

表 1-5 元素的电负性(pm)

I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII	IB	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A		
H															He		
2.1																	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
0.95	1.5											2.0	2.6	3.0	3.5	4.0	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
0.79	1.2											1.5	1.9	2.1	2.6	3.1	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0.8	1.0	1.3	1.1	1.4	1.6	1.4	1.7	1.7	1.8	1.8	1.6	1.6	2.0	2.0	2.4	2.9	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0.8	1.0	1.2	1.5	1.7	1.6	1.9	2.0	2.1	2.1	1.9	1.7	1.7	1.8	1.8	2.1	2.6	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0.75	0.9	1.2	1.4	1.3	1.6	1.8	2.0	2.1	2.2	2.3	1.8	1.4	1.6	1.8	2.0	2.2	
镧系元素:		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Lu		
		1.2	1.2	1.2	1.3	1.3	1.3	1.2	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.2	1.3		

电负性可以衡量元素金属性和非金属性的相对强弱。电负性越大,表示元素原子吸引成键电子的能力越强,该元素的非金属性越强;电负性越小,表示元素原子吸引成键电子的能力越弱,该元素的金属性越强。金属元素的电负性一般在 2 以下,非金属元素的电负性一般大于 2,但没有严格界限。

从表 1-5 中电负性数值,可以看出它也存在周期性变化关系。对主族元素,同一周期中从左到右电负性依次增大;同一主族中从上到下电负性依次减小。这种变化趋势与元素金属性、非金属性的变化趋势一致,也可由元素原子电子层结构的周期性变化得到解释。

第二节 分子结构

原子或离子能结合成分子或晶体,说明原子或离子之间存在着一种相互结合作用。我们把在分子或晶体中,相邻粒子间存在的强烈的相互作用力称为化学键。化学键主要有离子键、共价键和金属键。本节主要讨论共价键及共价分子的空间构型,简要介绍离子键、分子间引力和氢键。