

上海电视大学化学系教材

无机化学

(包括定性分析)

第二册

华东师范大学化学系 楊维达 编
朱绮琴

上海电视大学

学习的生动活潑和主动性从何而来？对学生来说，最根本的，是来自为革命而学的思想。为革命而学，就会摆脱种种个人主义的束缚而取得主动。为革命而学，站得高，看得远，有雄心大志，就不会把眼光局限于考试的分數和一时的表面的成績，因而取得主动。为革命而学，远大的理想激起巨大的努力，就会有頑强的斗志和堅持不懈的毅力，因而在困难和挫折面前，取得主动。为革命而学，要的是符合人民需要的真才实学，这也就會处处从实际出发，摆脱种种脱离实际的形式主义的条条和框框的束缚，而取得主动。主动了，才能生动活潑。

——摘录于《前线》一九六五年第十二期社论

第二册 目 录

第六章 原子结构与元素周期系	1
6—1 原子结构的基本知识.....	1
6—2 元素周期系.....	7
6—3 原子结构与元素周期系.....	16
学习指导 复习思考题 习题.....	26
第七章 分子结构	29
7—1 离子键理论.....	29
7—2 共价键理论.....	36
7—3 分子的极性和分子间的力.....	42
7—4 晶体的分类.....	50
学习指导 复习思考题 习题.....	56
第八章 络合物	59
8—1 络合物的基本概念.....	59
8—2 络合物的结构.....	62
8—3 络合物在溶液中的离解平衡.....	72
8—4 络合物的应用.....	74
学习指导 复习思考题 习题.....	78
第九章 氧化与还原	80
9—1 氧化还原反应.....	80
9—2 氧化还原反应式的配平.....	85
9—3 电极电位.....	89
9—4 浓度和介质对氧化还原反应的影响.....	94
学习指导 复习思考题 习题.....	100

第六章 原子结构与元素周期系

6-1 原子结构的基本知識

原子結構理論的初期发展 在 19 世纪 80 年代, 关于原子不可分割的形而上学观点仍然在化学上占着统治的地位, 妨碍了人们对物质内部结构深入一步的认识。直到 19 世纪末, 由于物理学上一系列的新发现, 才打破了原子不可分割的旧观点, 从而证明了原子本身也是由更小的颗粒构成的。

1897 年, 从真空放电和阴极射线的研究发现了电子。电子是具有很小质量并带有负电荷的粒子。由实验测得: 每个电子的质量等于氢原子质量的 $\frac{1}{1840}$, 每个电子的电荷等于 4.8×10^{-10} 静电单位。电子所带的电荷是最小的单位电荷, 一切带电体的电荷都是这个最小单位电荷的整倍数。金属在灼热时也有可能放出电子(电子管), 某些金属经可见光或波长较短的紫外光照射后, 也会放出电子(光电效应)。这些现象都有力地证明: 电子存在于一切原子的组成中, 因此原子是由比它更小的颗粒所组成的。

电子的发现为进一步探求原子的内部结构提供了很好的线索。由于电子被证明是原子的一个组成部分, 而整个原子在电性上又是中性的, 因此原子中必然还含有带正电荷的组成部分, 而且这部分所带的正电量应该等于原子中所含电子的总的负电量。1911 年根据实验的结果, 提出了带核原子模型。认为在原子的中心有一个很小的带正电荷的原子核, 它的质量几乎等于原子的全部质量, 电子在它的周围沿着不同的轨道旋转, 和行

星环绕着太阳旋转相似。电子在旋转时所产生的离心力和原子核对电子的吸引力相平衡，因此电子能和原子核保持着一定的距离。带核原子模型的概念是现代关于原子结构理论的起点，后来得到多方面的证实和进一步的发展。关于原子、电子和原子核的大小，由实验得出下列的数量级：原子的直径约为 10^{-8} 厘米^①，电子的直径约为 10^{-13} 厘米(10^{-5} Å)，原子核的直径约在 10^{-12} 到 10^{-13} 厘米($10^{-4} \sim 10^{-5}$ Å)之间。如果把原子假想为一个直径为 10 米的巨型球，则原子核只有针头那样大小。由于原子核和电子在整个原子中只占有很小的空间，因此原子的绝大部分是“空”的。

在带核原子模型提出以后，确定各种元素原子核上的正电荷数便成为推动原子结构理论进一步发展的关键。直到 1913~1914 年间，才从实验上证实了原子的核电荷在数值上等于元素的原子序数(即元素在周期表中排列的顺序数)。由于原子在电性上是中性的，因此核电荷数也就等于原子的核外电子数。即：

原子序数 = 核电荷数 = 核外电子数

核外电子的分布 知道了元素原子的核电荷和核外电子数后，人们对原子内部结构的认识大大的推进了一步，但是又提出了新的问题：原子的核外电子是如何分布的？关于这个问题科学家们已经从实验事实出发进行了大量的研究工作，现将研究的成果简要介绍如下：

(1) 电子在核外是分层排布的。原子内的电子层可依次用 K 、 L 、 M 、 N 、 O 、 P 、 Q 等字母来表示，也可用第一层、第二层……等号数来表示。离核最近的叫做第一层或 K 层，然后是

^① 原子的直径是指包括整个原子体系的球体的直径，一般原子的直径约等于 $2 \sim 5$ Å。符号 Å 代表埃，是长度的一种单位，用以表示极小的长度。1 埃(Å) = 10^{-8} 厘米或 1 厘米 = 10^8 Å。

第二层或 L 层……等等。 K 层上的电子具有最低的能量，或者用近代的术语来说， K 层上的电子所处的能级最低，离核越远的电子层上的电子所处的能级越高。

(2) 属于同一电子层的各个电子所具有的能量并不完全相同，据此一个电子层又可划分为几个不同能级的电子亚层，分别以 s 、 p 、 d 、 f 等字母来表示。每一个电子层可含有的亚层数如下：第一层只有 s 亚层，第二层可有 s 和 p 两个亚层，第三层可有 s 、 p 和 d 三个亚层，第四层可有 s 、 p 、 d 和 f 四个亚层。为了区别不同电子层的亚层，可把它们所属的电子层的号数标在亚层符号的前面。例如， $1s$ 是第一层的 s 亚层， $3p$ 是第三层的 p 亚层……等。

电子能级的高低主要决定于电子所属的电子层和亚层。一般说来，电子层的号码愈小，电子所处的能级愈低。在同一个含有几个亚层的电子层中， s 电子所处的能级最低，依次是 p 、 d 、 f 电子。但对于能级较高的亚层来说，有些电子层号码较大的亚层的能级反而低于电子层号码较小的亚层的能级。例如 $4s$ 的能级低于 $3d$ 。因此各电子亚层的能级是有交错的，根据实验的结果，可将它们排成如下的顺序：

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f$ ，等等。

(3) 每一个电子亚层是由一个或几个轨道所组成的。例如， s 亚层只有一个轨道， p 亚层可有三个轨道， d 亚层可有五个轨道， f 亚层可有七个轨道。同一电子亚层的各个轨道所处的能级是相同的，称为等价轨道。当原子从外面获得能量时（例如灼热、放电或吸收辐射能等），电子可以从离核较近的轨道（较低的能级）跳到离核较远的轨道（较高的能级）上去，这个过程称为激发。假如激发过甚，也就是从外面获得的能量过大，则电

子可能完全脱离原子而变成离子。反之，当电子从能级较高的轨道跃入另一能级较低的轨道时，原子将放出能量。

(4)原子中的电子除了以极高的速度在核外空间运动之外，它还有自旋运动。电子有两种不同方向的自旋，即顺时针方向和逆时针方向的自旋，通常用向上和向下的箭头来代表，即 $\uparrow$ 和 $\downarrow$ 各代表相反自旋的电子。在原子的每一个轨道中至多可以容纳两个电子，而且它们的自旋必须是相反的。

根据上面所述内容，可以算出各电子层和电子亚层中电子的最大容量。例如，在第一电子层中最多可有2个电子，它们都是1s电子。第二电子层中s亚层可有2个电子，p亚层可有6个电子，将s电子和p电子加在一起，第二电子层最多可有8个电子。根据同样方法，可以推算出在第三电子层和第四电子层中，电子最大容量各为18和32(参阅表6-1)。如以 n 代表电子层号数，则每层中电子的最大容量(即每个电子层所能容纳的最多电子数)为 $2n^2$ 。

表6-1 各电子层中电子的排布

电 子 层 (n)	K		L		M			N			
	1		2		3			4			
电子亚层	s		s	p	s	p	d	s	p	d	f
亚层中轨道数	1		1	3	1	3	5	1	3	5	7
亚层中电子数	2		2	6	2	6	10	2	6	10	14
每层中电子的最大容量 ($2n^2$)	2		8		18			32			

(5)上文中所说的“轨道”概念绝不能看作是核外电子绕着运转的固定路线，因为，电子在原子中的高速运动不但具有微粒的性质(即电子具有质量 m 和速度 v)，而且还具有波动的性质(电子具有一定的波长 λ)。正是由于电子运动的这种特殊性，

我们就不能肯定电子在某一瞬间处于核外空间的某一确定“地点”，而只能估计它在空间某一点出现机会（在数学中称为几率）的大小。电子在原子核外附近各区域出现的几率是可以不同的，在一定时间内，有些地方电子出现的几率较大，而在另外一些地方出现的几率较小。以氢原子为例，氢原子中只有一个核外电子。假想我们能用一个放大倍数极高的显微镜，在不同时间内沿着“三度空间”对一个氢原子进行无数次的观测，然后便在核外空间电子出现的地方绘出许多

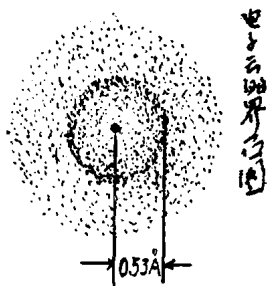


图6-1. 氢原子中的电子云(1s)。

小黑点，小黑点的多寡同电子在该区域出现机会的多少成正比，于是得到如图 6-1 的形象。用上述方法所描述的电子在原子核外出现的几率分布图称为电子云。黑点比较密集的区域是电子出现几率较大的区域，我们说在这个区域内电子云的密度较大；在其他区域黑点比较稀疏，也就是电子出现的几率小一些。由图6-1可以看出，在正常状态时，氢原子的 $1s$ 电子在以原子核为中心、半径为 $0.53 \text{ \AA}$ ^① 的“球壳”内出现的几率为最大，但是 $1s$ 电子也能在离核小于或大于 $0.53 \text{ \AA}$ 的空间出现，只是几率小一些而已。今后我们仍将采用“轨道”这个名词，但是它的涵义只能以电子云的概念去理解，也就是说，“轨道”这一术语只意味着在原子核周围电子出现几率最大的一个区域。

原子核的组成 上面所讨论的都是关于原子核外的电子结构。我们要了解整个原子的结构，则对原子质量集中所在的原子核亦有略加说明的必要。原子核象原子本身一样，具有复杂

① 根据理论上的推算，氢原子中离核最近的轨道半径为 $0.53 \text{ \AA}$ 。

的组成。目前一般认为原子核是由质子和中子所组成的。质子就是氢原子的核，它带有1个单位正电荷，它的质量接近等于1个原子量单位。中子是不带电的中性粒子，它的质量与质子很相近。由于电子的质量极小，可以忽略不计，所以原子核的质量就等于原子的质量。又因为质子和中子的质量基本上都等于1个原子量单位，所以它们两者数目之和就等于原子量的数值，即：

$$\text{质子数} + \text{中子数} = \text{原子量} \quad (6-1)$$

由于中子不带电，所以核电荷的多少决定于核内质子的数目，即：

$$\text{质子数} = \text{核电荷数} = \text{原子序数}$$

于是

$$\text{中子数} = \text{原子量} - \text{原子序数} \quad (6-2)$$

根据上述内容，我们不但可以推算每一种原子的核组成，而且对同位素概念也可以了解得更清楚了。例如，氯的原子序数为17，它有原子质量为35和37的两种同位素，通常用符号 ${}_{17}\text{Cl}^{35}$ 和 ${}_{17}\text{Cl}^{37}$ 来表示，它们的原子核组成分别为：

$${}_{17}\text{Cl}^{35} \quad 17\text{个质子和}35-17=18\text{个中子}$$

$${}_{17}\text{Cl}^{37} \quad 17\text{个质子和}37-17=20\text{个中子}$$

由此可见，同位素是质子数和电子数相同而中子数不同的同一种元素。正是由于同位素的存在，才使周期表中大多数元素的原子量带有小数，例如氯的原子量介于35与37之间 ~ 35.453 。实际上我们由实验测得的元素的原子量是其各种天然存在的、按一定比例混合的同位素原子质量的平均值。因此，在确定元素的原子核组成时，必须指出它是哪一种同位素，然后才能决定中子的数目，所以，上列(6-1)、(6-2)两式中的原子量，严格说来应是同位素的原子质量(即质量数)。

6-2 元素周期系

自然界中的一切物质都是由元素构成的，那么各元素之间究竟有什么内在联系呢？要使化学知识系统化，首先必须解决这个问题。周期律的发现总结了已知的许多似乎各不相关的事实，并从中找出了共同的规律，建立了反映元素之间内在联系的元素周期系，促使化学知识的系统化。元素的周期律是建立原子结构理论时的一个指导原则，而在研究有关原子结构问题时所发现的许多事实和规律，反过来使我们更深入地了解元素周期律的实质。

门捷列夫元素周期律 元素周期律是俄国化学家门捷列夫(Д. И. Менделеев)在前人工作的基础上，经过深入的研究工作，于1869年发现的。这个基本规律可以表述如下：元素的性质随着元素的原子序数（或核电荷数）的增加而呈周期性的变化。依照这个规律把众多的化学元素(103种)组织成为一个科学的系统，称为元素周期系。今以周期系中第二和第三周期的元素为例(参阅表6-2)，来考察它们的性质（主要是高价氧化物中的原子价^①，以及氧化物的水合物的酸碱性）随着原子序数的递变情况，以便通过这样的复习来掌握元素周期律。

由表6-2可见，这两列元素都从最活泼的金属元素(Li、Na)开始，接着元素的金属性逐渐减弱而非金属性依次增强，而后过渡到最活泼的非金属元素(F、Cl)，最后皆以惰性气体元素(Ne、Ar)结尾。它们在最高氧化物中的原子价，从Li→Ne和从Na→Cl，都依次递增。与最高氧化物相应的水合物的性质

① 这里所指的“原子价”，严格说来，应是元素原子在最高氧化物中的氧化数(详见第九章)。

表 6-2

原子序数	3	4	5	6	7	8	9	10
元素符号 和名称	Li 锂	Be 铍	B 硼	C 碳	N 氮	O 氧	F 氟	Ne 氖
原子价	+1	+2	+3	+4	+5	②	③	0
最高价氧化物	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—	—
相应的水合物	LiOH	Be(OH) ₂ H ₂ BeO ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃	—	—	—
水合物的 酸碱性	强碱性	两性	弱酸性	弱酸性	强酸性	—	—	—

原子序数	11	12	13	14	15	16	17	18
元素符号 和名称	Na 钠	Mg 镁	Al 铝	Si 硅	P 磷	S 硫	Cl 氯	Ar 氩
原子价	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	0
最高价氧化物	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
相应的水合物	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃ H ₃ AlO ₃	H ₂ SiO ₃	H ₂ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
水合物的 酸碱性	强碱性	碱性	两性	弱酸性	酸性	强酸性	最强酸	—

变化更表现出了明显的规律性,即从强碱 (LiOH和 NaOH) 开始,经弱碱、两性、弱酸,逐渐过渡到强酸 (HNO₃ 和 H₂SO₄),

② 对氧元素来说,除了氧气、臭氧这些单质以外,就不存在其它什么“氧化物”。氧的原子价一般为 2。

③ 已知的氟的氧化物有 OF₂ 及 O₂F₂ 等,其中氟的原子价皆为 1。

而 HClO_4 是最强的酸)。因此，从锂到氦和从钠到氩，各元素的性质都随着原子序数的增加而呈现着周期性的变化。

元素周期表 元素周期表是元素周期系的具体表现形式。人们根据周期律以及元素的化学性质和元素原子的结构等特点，曾排出各种各样的周期表，但其中最常为人们使用的是门捷列夫提出来的短周期表(表 6-3)和瑞士化学家维尔纳所提出来的长周期表(表 6-4)。

短周期表 首先对元素的短周期表的结构作简略的说明。表中包括目前已知的 103 种元素，除了列出元素的符号和名称以外，还给出元素的原子序数和原子量。整个周期表将元素分为七个周期和九个族。在表左端的阿拉伯数字用以表明周期数，在表上端的罗马数字用以表明族号，字母 A 代表主族，字母 B 代表副族。

从横的方面来看，7 个周期中除了第 1 周期从氢开始外，其他各周期都从碱金属开始，到惰性气体结束。第 1 周期仅由氢、氦两个元素组成，第 2 和第 3 周期各由 8 个元素组成。以上三个周期称为短周期。第 4 和第 5 周期是各包括 18 个元素的长周期。在长周期中，只有经过 18 个元素之后，才出现性质相似的元素，这点和短周期(指第 2 和第 3 周期)中每经过 8 个元素后便出现性质相似的元素的情况有所不同。在这两个长周期的中部，各有三个性质相似的第Ⅷ族元素，它们把周期分成两半，这也是短周期中所没有的。

表6—3 門捷列夫短周期表(短式)

族 周期	I		II		III		IV		V	
	A	B	A	B	B	A	B	A	B	A
1	1 H 氫 1.00797									
2	3 Li 鋰 6.939		4 Be 鈹 9.0122		5 B 硼 10.811		6 C 碳 12.01115		7 N 氮 14.0067	
3	11 Na 鈉 22.9898		12 Mg 鎂 24.312		13 Al 鋁 26.9815		14 Si 硅 28.086		15 P 磷 30.9738	
4	19 K 鉀 39.102		20 Ca 鈣 40.08		21 Sc 釷 44.956		22 Ti 鈦 47.90		23 V 鈮 50.942	
	29 Cu 銅 63.54		30 Zn 鋅 65.37		31 Ga 鎵 69.72		32 Ge 鍺 72.59		33 As 砷 74.9216	
5	37 Rb 鉀 85.47		38 Sr 銻 87.62		39 Y 鈮 88.905		40 Zr 鈷 91.22		41 Nb 鈮 92.906	
	47 Ag 銀 107.870		48 Cd 鎘 112.40		49 In 銦 114.82		50 Sn 錫 118.69		51 Sb 銻 121.75	
6	55 Cs 銻 132.905		56 Ba 鋇 137.34		57 La 釷* 138.91		72 Hf 鈷 178.49		73 Ta 鉭 180.948	
	79 Au 金 196.967		80 Hg 汞 200.59		81 Tl 鉍 204.37		82 Pb 鉛 207.19		83 Bi 鉍 208.980	
7	87 Fr 鈾 [223]		88 Ra 鐳 [226]		89 Ac 鈾** [227]					

58 Ce 釷 140.12	59 Pr 釷 140.907	60 Nd 釷 144.24	61 Pm 釷 [147]	62 Sm 釷 150.35	63 Eu 釷 151.96	64 Gd 釷 157.25
----------------------	-----------------------	----------------------	---------------------	----------------------	----------------------	----------------------

90 Th 釷 232.038	91 Pa 釷 [231]	92 U 釷 238.03	93 Np 釷 [237]	94 Pu 釷 [242]	95 Am 釷 [243]	96 Cm 釷 [247]
-----------------------	---------------------	---------------------	---------------------	---------------------	---------------------	---------------------

VI		VII		VIII			0
B	A	B	A				
							2 He 氦 4.0026
	8 O 氧 15.9994		9 F 氟 18.9984				10 Ne 氖 20.183
	16 S 硫 32.064		17 Cl 氯 35.453				18 Ar 氩 39.948
24 Cr 鉻 51.996		25 Mn 錳 54.9380		26 Fe 鐵 55.847	27 Co 鈷 58.9332	28 Ni 鎳 58.71	
	34 Se 硒 78.96		35 Br 溴 79.909				36 Kr 氪 83.80
42 Mo 鉬 95.94		43 Tc 錳 [99]		44 Ru 鈷 101.07	45 Rh 銻 102.905	46 Pd 鈀 106.4	
	52 Te 碲 127.60		53 I 碘 126.9044				54 Xe 氙 131.30
74 W 鎢 183.85		75 Re 銻 186.2		76 Os 銲 190.2	77 Ir 銥 192.2	78 Pt 鉑 195.09	
	84 Po 鉷 [210]		85 At 砷 [210]				86 Rn 氡 [222]

65 Tb 釷 158.924	66 Dy 鐳 162.50	67 Ho 釹 164.930	68 Er 釷 167.26	69 Tm 釷 168.934	70 Yb 釷 173.04	71 Lu 釷 174.97
-----------------------	----------------------	-----------------------	----------------------	-----------------------	----------------------	----------------------

97 Bk 鐳 [247]	98 Cf 鐳 [249]	99 Es 鐳 [254]	100 Fm 鐳 [253]	101 Md 鐳 [256]	102 No 鐳 [254]	103 Lw 鐳 [257?]
---------------------	---------------------	---------------------	----------------------	----------------------	----------------------	-----------------------

今以第 4 周期元素的性质(主要是高价氧化物中的原子价)递变情况为例,来说明上述的特点。

原子序数	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
元素符号	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
元素名称	钾	钙	钪	钛	钒	铬	锰	铁	钴	镍	铜	锌	镓	锗	砷	硒	溴	氪
高价氧化物中的原子价 ①	1	2	3	4	5	6	7	3	3	3	2	2	3	4	5	6	5	0

由上表可见,按照原子价的变化,可把第 4 周期里的元素分成两个横列,使每一横列里元素的原子价的变化都象在短周期里那样随着原子序数的递增逐渐增大。可是这两列元素不能成为两个周期,因为在第一列的最后不是一种惰性气体元素,而是三种性质相似的金属元素。如果把这三种金属元素单独排在一处(组成第Ⅷ族),那么就可以把这两列元素依次排在短周期的下面,使长周期和短周期里具有相同原子价的各种元素排在同一个纵行里:

第 2 周期	Li	Be	B	C	N	O	F											Ne
第 3 周期	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl											Ar
第 4 周期	{ K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni																	
	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br											Kr
高价氧化物 中的原子价		1	2	3	4	5	6	7										0

第 5 周期的情况和第 4 周期一样,也是由活泼金属元素铷(Rb)开始,然后从锶(Sr)到锝(Tc),再经过三种性质相似的元素:钌(Ru)、铑(Rh)、钯(Pd),逐步过渡到非金属元素碘(I),最后也以惰性气体元素氙(Xe)结尾。

第 6 周期一共有 32 个元素(其中也包括三个第Ⅷ族元素)。第 6 周期的明显特点是在 57 号元素镧的后面另有 14 种性质近似的镧系元素,一般将它们单独排在表外的一个横列中,而在

① 在第 4 周期里,铜虽然具有一价的氧化物,但是它的最常见的氧化物却是二价的。至于铁、钴、镍和溴,到目前为止,尚未发现或制得 8 价和 7 价的氧化物。

鐳的位置上用星号来注明这些元素在周期表中的地位。第7周期是一个未完成周期，现在一共有17种元素，其中在铀后面的11种超铀元素(原子序数为93~103)是用人工方法获得的放射性元素。在这个周期中，在89号元素鰐的后面也另有14种元素，总称为鰐系元素。和鐳系元素一样，将它们排在表外的另一横列中，而在鰐的位置上用双星号来注明。

从纵的方向看，短周期表将元素分为9个族。第I至第VII族各可分为主族(A)和副族(B)，它们并列于同一族的两侧，各成一小纵行。包括短周期元素(第2和第3周期的元素)在内的族叫做主族，不包括短周期元素在内的族叫做副族。副族从第4周期才开始，所以各副族只有三或四个元素。例如在第II族中，Be、Mg、Ca、Sr、Ba、Ra是主族元素，而Zn、Cd、Hg是副族元素。

短周期表的优点在于它便于主副族元素的对比。例如在第I族元素中，K、Rb、Cs都同短周期中的Li、Na很相似，而Cu、Ag、Au则同Li、Na有很大的差别，故Li、Na、K、Rb、Cs在一起称为碱金属而构成了主族，而Cu、Ag、Au则构成副族，两个族的共同性是都能形成+1价的化合物。在II-VII族中也有类似的情况。

长周期表 长周期表的特点是它把每个周期各放在一个横列中。因此第4到第6周期每周期也只有一列，第7周期不足一列。鐳系和鰐系元素仍然另排在表底。主族和副族不再并列于同一纵行而是分别列出，表的靠左两纵行和靠右六纵行为A族，即主族；在表的中部的短纵行为B族，第VIII族位于当中，合在一起都是副族。长周期表的优点主要在于一个元素只占一格，更明显地揭示了各周期元素性质的变化同原子的电子层结构的关系。此外，在整个长周期表中金属元素和非金属元素的

表 6—4 維尔

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII	
3 Li 鋰 1 2	4 Be 鈹 2 2							
11 Na 鈉 1 8 2	12 Mg 鎂 2 8 2							
19 K 鉀 1 8 8 2	20 Ca 鈣 2 8 8 2	21 Sc 釷 2 9 8 2	22 Ti 鈦 2 10 8 2	23 V 鈮 2 11 8 2	24 Cr 鉻 1 13 8 2	25 Mn 錳 2 13 8 2	26 Fe 鐵 2 14 8 2	27 Co 鈷 2 15 8 2
37 Rb 鉀 1 8 18 8 2	38 Sr 銻 2 8 18 8 2	39 Y 釷 2 9 18 8 2	40 Zr 鈳 2 10 18 8 2	41 Nb 鈮 1 12 18 8 2	42 Mo 鉬 1 13 18 8 2	43 Tc 錳 2 13 18 8 2	44 Ru 鈳 1 15 18 8 2	45 Rh 銻 1 16 18 8 2
55 Cs 銫 1 8 18 18 8 2	56 Ba 鋇 2 8 18 18 8 2	57—71 鐳系 元素	72 Hf 鈳 2 10 32 18 8 2	73 Ta 鉭 2 11 32 18 8 2	74 W 鎢 2 12 32 18 8 2	75 Re 銻 2 13 32 18 8 2	76 Os 銻 2 14 32 18 8 2	77 Ir 銻 2 15 32 18 8 2
87 Fr 鈳 1 8 18 32 18 8 2	88 Ra 鐳 2 8 18 32 18 8 2	89—103 鐳系 元素						

57 La 鐳 2 9 18 18 8 2	58 Ce 鈳 2 8 20 18 8 2	59 Pr 鐳 2 8 21 18 8 2	60 Nd 鈳 2 8 22 18 8 2	61 Pm 鉕 2 8 23 18 8 2	62 Sm 鈳 2 8 24 18 8 2	63 Eu 鈳 2 8 25 18 8 2	64 Gd 鈳 2 9 25 18 8 2
---	---	---	---	---	---	---	---

89 Ac 鐳 2 9 13 32 18 8 2	90 Th 鈳 2 10 18 32 18 8 2	91 Pa 鐳 2 9 20 32 18 8 2	92 U 鈳 2 9 21 32 18 8 2	93 Np 鈳 2 8 23 32 18 8 2	94 Pu 鈳 2 8 24 32 18 8 2	95 Am 鈳 2 8 25 32 18 8 2	96 Cm 鈳 2 9 25 32 18 8 2
---	--	---	--	---	---	---	---