

■ 本章导读

丰富多彩的物质世界是由一百多种元素组成的。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，用来刻画玻璃的金刚石和用作铅笔芯的石墨，它们都是由碳组成的，但前者碳原子呈立方体结构，后者碳原子呈鳞片形层状结构；还有我们平时食用的食盐——氯化钠晶体，呈立方体结构等。

本章我们将在此基础上，进一步学习和了解原子结构和元素周期律的基本知识，理解元素性质与原子结构之间的关系，并认识不同物质的构成。

■ 学习目标

1. 了解原子的组成和原子核外电子的排布规律。
2. 了解元素周期表的结构，理解元素周期表中元素性质的递变规律及应用。
3. 了解离子键和离子化合物、共价键和共价化合物的基础知识。

化学史话

原子模型理论的发展

1803年，英国自然科学家约翰·道尔顿提出了世界上第一个原子模型，也就是道尔顿模型，认为原子是一个坚硬的实心小球。约瑟夫·约翰·汤姆逊在1897年发现电子，否定了道尔顿的“实心球模型”，并于1904年提出了新的原子理论，认为原子是一个带正电荷的球，电子镶嵌在里面，原子好似一块“葡萄干布丁”，故名“枣糕模型”或“葡萄干蛋糕模型”；或是像西瓜子分布在西瓜瓢中，所以也叫“西瓜模型”。汤姆生的学生卢瑟福完成的 α 粒子轰击金箔实验(散射实验)，否认了葡萄干面包式模型的正确性。1911年卢瑟福提出行星模型：原子的大部分体积是空的，电子按照一定轨道围绕着一个带正电荷的很小的原子核运转。1913年，卢瑟福的学生玻尔提出了玻尔模型，认为电子不是随意占据在原子核的周围，而是在固定的层面上运动，当电子从一个层面跃迁到另一个层面时，原子便吸收或释放能量。1926年，薛定谔提出了现代模型(电子云模型)，认为电子绕核运动形

成一个带负电荷的云团，电子云模型中的电子在原子核外很小的空间内做高速运动，其运行没有固定的规律，接近近代人类对原子结构的认识，属于分层排布。电子有波粒二象性，它不像宏观物体的运动那样有确定的轨道，因此画不出它的运动轨迹。我们不能预言它在某一时刻究竟出现在核外空间的哪个地方，只能知道它在某处出现的机会会有多少。

1.1 原子的基本结构

一、原子的构成

1909年卢瑟福在做 α 粒子和薄箔散射实验时观察到绝大部分 α 粒子几乎是直接穿过铂箔，但偶然有大约 $1/8000$ α 粒子发生散射角大于 90° 。这一实验结果，当时利用在英国被公认的汤姆逊原子模型根本无法解释。在汤姆逊模型中正电荷分布于整个原子，根据对库仑力的分析， α 粒子离球心越近，所受库仑力越小；而在原子外，原子是中性的， α 粒子和原子间几乎没有相互作用力。在球面上库仑力最大，也不可能发生大角度散射。卢瑟福等人经过两年的分析，于1911年提出原子的核式模型，原子中的正电荷集中在原子中心很小的区域内，而且原子的全部质量也集中在这个区域内。原子核的直径一般为 10^{-15}m ，约为原子半径的千万分之一。卢瑟福散射实验确立了原子的核式结构，为现代物理的发展奠定了基石。

1911年，卢瑟福提出了原子的结构模型：原子由原子核和核外电子构成，原子核带正电荷，位于原子的中心；电子带负电荷，在原子核周围空间做高速运动。原子核所带的正电荷数（简称核电荷数）与核外电子所带的负电荷数相等，所以，整个原子作为一个整体是不显电性的。原子很小，而原子核更小。如果把原子看成是万人体育场，则原子核仅以芝麻大小体积，位于万人体育场的中心。原子核由质子和中子构成。质子带一个单位正电荷，中子呈电中性，因此，核电荷数由质子数决定。核电荷数的符号为“Z”。

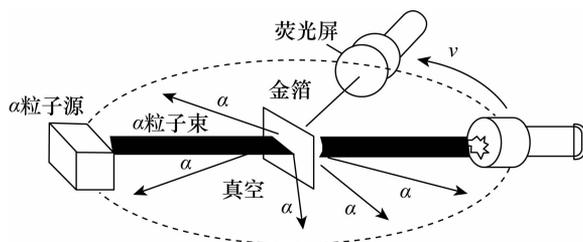


图 1-1 α 粒子散射实验示意图

$$\text{核电荷数}(Z) = \text{核内质子数} = \text{核外电子数}$$

由于电子的质量约为质子或中子质量的 $1/1836$ ，所以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值加起来，所得的数值叫作质量数。构成原子的粒子及其性质如表1-1所示。

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

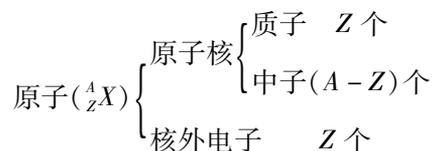
例如，知道氯原子的核电荷数为17，质量数为35，则中子数 = $35 - 17 = 18$ 。

表 1-1 构成原子的粒子及其性质

构成原子的粒子	原 子		
	电子	原子核	
		质子	中子
质量/kg	9.04×10^{-31}	1.6726×10^{-27}	1.6748×10^{-27}
相对质量*	1/1836	1.007	1.008
电性和电量	带1个单位负电荷	带1个单位正电荷	电中性

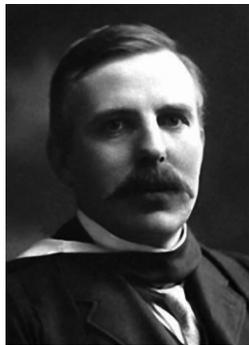
*是指对一种碳原子值。

归纳起来，如以 A_ZX 代表一个质量数为 A 、质子数为 Z 的原子，那么，原子组成可表示为



科学家故事

欧内斯特·卢瑟福(1871年8月30日—1937年10月19日)，新西兰著名物理学家，著名的原子核物理学之父。学术界公认他为继法拉第之后最伟大的实验物理学家。欧内斯特·卢瑟福祖籍苏格兰，祖辈皆务农，1871年8月30日欧内斯特·卢瑟福出生了。卢瑟福兄弟姐妹一共12人，他排行老四。卢瑟福从小就刻苦努力，进入新西兰大学坎特伯雷学院之后，更加努力学习，他的数学和物理成绩都是名列前茅。由于学习成绩优秀，大学毕业时卢瑟福获得了文学学士、理科学士和硕士学位。1908年因他证明了放射性是原子的自然衰变，获诺贝尔(Nobel)化学奖。当人们评论卢瑟福的成就时，总要提到他“桃李满天下”。在卢瑟福的悉心培养下，他的学生和助手有多人获得了诺贝尔奖：



欧内斯特·卢瑟福

- 1921年，卢瑟福的助手索迪获诺贝尔化学奖；
- 1922年，卢瑟福的学生阿斯顿获诺贝尔化学奖；
- 1922年，卢瑟福的学生玻尔获诺贝尔物理奖；
- 1927年，卢瑟福的助手威尔逊获诺贝尔物理奖；
- 1935年，卢瑟福的学生查德威克获诺贝尔物理奖；
- 1948年，卢瑟福的助手布莱克特获诺贝尔物理奖；

1951年，卢瑟福的学生科克拉夫特和瓦耳顿，共同获得诺贝尔物理奖；

1978年，卢瑟福的学生卡皮茨获诺贝尔物理奖。

有人说，如果世界上设立培养人才的诺贝尔奖的话，那么卢瑟福是第一号候选人，在他的助手和学生中，先后荣获诺贝尔奖的竟多达12人。

二、同位素

具有相同核电荷数(即质子数)的同一类原子叫作元素。也就是说，同种元素原子的质子数相同。那么，它们的中子数是否相同呢？科学研究证明，中子数不一定相同。例如，氢元素就有3种不同的原子，它们的名称、符号和组成等如表1-2所示。

表1-2 氢元素的3种原子的构成

名称	符号	俗称	原子核的组成		核电荷数	质量数
			质子数	中子数		
氕(音 pie)	${}^1_1\text{H}$ 或 H	普氢	1	0	1	1
氘(音 dao)	${}^2_1\text{H}$ 或 D	重氢	1	1	1	2
氚(音 chuan)	${}^3_1\text{H}$ 或 T	超重氢	1	2	1	3

这种具有相同质子数和不同中子数的同一种元素的几种原子互称为同位素。同一种元素的各种同位素虽然质量数不同，但它们的化学性质几乎完全相同。大多数的元素都有同位素。碳元素有 ${}^{12}_6\text{C}$ 、 ${}^{13}_6\text{C}$ 、 ${}^{14}_6\text{C}$ 三种同位素。 ${}^{12}_6\text{C}$ 通常叫碳12，是作为相对原子质量基准的碳原子。在天然存在的某种元素里，不论是游离态还是化合态，各种同位素原子所占的百分比一般是不变的，例如，氧元素有3种同位素，即 ${}^{16}_8\text{O}$ 占99.759%、 ${}^{17}_8\text{O}$ 占0.037%、 ${}^{18}_8\text{O}$ 占0.204%，分别测得它们的相对原子质量为15.994 91、16.999 13和17.999 16，因此氧元素的相对原子质量是：

$$15.994\ 91 \times 99.759\% + 16.999\ 13 \times 0.037\% + 17.999\ 16 \times 0.204\% = 15.999\ 4$$

所以元素相对原子质量实际上是各同位素原子相对质量的平均值。这就是一般元素相对原子质量之所以带有小数点的原因。

三、原子核外电子的排布

在原子中，原子核外的电子绕核不停地做高速运动。在含有多个电子的原子中，电子的能量并不相同。能量低的，在离核近的区域运动；能量高的，在离核远的区域运动。通常用电子层来表明这种离核远近不同的区域，可以用数字和字母来表示：

(1) 数字表示法：1, 2, 3, 4, 5, 6, 7；

(2) 字母表示法：K, L, M, N, O, P, Q。

如 $n=1$ ，表示离核最近的第一电子层(即K层)； $n=2$ ，表示离核稍远的第二电子层(即L层)； $n=3$ ，表示第三电子层(即M层)；依次类推。目前已知最复杂的原子，其电子层不超过7层。

不同能量的电子是在不同的电子层上运动着的，所以核外电子是依据能量不同而分层排布的。经科学研究证明，原子核外电子的排布是有一定的规律的。

首先，各电子层最多容纳的电子数目是 $2n^2$ ，即K层($n=1$) $2 \times 1^2 = 2$ 个；L层($n=2$) $2 \times 2^2 = 8$ 个；M层($n=3$) $2 \times 3^2 = 18$ 个；N层为 $2 \times 4^2 = 32$ 个等。

其次，最外层电子数目不超过8个(K层为最外层时不超过2个)。

第三，次外层电子数目不超过18个，倒数第三层电子数目不超过32个。

科学研究还发现，核外电子总是从能量最低的电子层逐步排布到能量最高的电子层里。即按K, L, M, N, O, P, Q电子层的顺序，先后依次排满电子。

以上几点规律是互相联系的，不能孤立地理解。例如，当M层不是最外层时，最多可以排布18个电子，而当它是最外层时，则最多排布8个电子。

知道原子的核电荷数和核外电子层排布以后，为了方便，我们常用原子结构示意图表示某元素的原子结构。例如，钠原子的结构示意图为

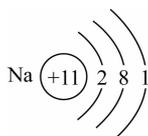


图 1-2 钠原子核外电子排布图

图 1-2 表示原子核及核内有 11 个质子，弧线表示电子层，弧线上的数字表示该层的电子数。

元素的性质(特别是化学性质)与它的原子最外层的电子数目的关系非常密切。稀有气体元素的原子最外层电子数是8(氦是2)，属于稳定结构，很不容易发生化学反应；金属元素的原子最外层电子数较少，容易失去电子使次外层变为最外层，达到8个电子(K层为2个电子)的稳定结构；非金属元素的原子最外层电子数较多，容易得到电子而达到8个电子的稳定结构。常见元素核外电子排布如图 1-3 所示。

氢(H)							氦(He)
锂(Li)	铍(Be)	硼(B)	碳(C)	氮(N)	氧(O)	氟(F)	氖(Ne)
钠(Na)	镁(Mg)	铝(Al)	硅(Si)	磷(P)	硫(S)	氯(Cl)	氩(Ar)

图 1-3 常见元素核外电子排布示意图

同位素的应用

1. 放射性同位素在工业上的应用

工业同位素示踪：放射性同位素的探测灵敏度极高，利用微量同位素动态追踪物质的运动规律是放射性示踪不可替代的优势。目前，这一技术已广泛用于石油、化工、冶金、水利水文等部门，并取得显著的经济效益。

同位素电池：放射性同位素在进行核衰变时释放的能量，可以用作制造特种电源——同位素电池。这种电池是目前人类进行深空探索唯一可用的能源。

2. 同位素在农业上的应用

辐射育种：利用 γ 射线等射线诱发作物基因突变，获得有价值的新突变体，从而育成优良品种。我国辐射突变育种的成就突出育成的新品种占世界总数的四分之一。特别是粮、棉、油等作物的推广，取得了显著的增产效果。

示踪技术：同位素示踪在农业中的应用主要是从事肥料与农药的效用和机理、有害物质的分解与残留探测、畜牧兽医研究以及农田水利方面检查测定堤坝、水库的泄漏等。

昆虫辐射不育：昆虫受到电离辐射照射可使昆虫丧失生殖能力，从而降低害虫的数量，进一步达到防治甚至根除害虫的目的。这种先进的生物防治方法，不存在农药的环境污染问题。

食品辐照保藏：食品辐照保藏，就是利用电离辐射对食品进行照射，以抑制发芽、杀虫灭菌、延长货架期和检疫处理等，从而达到保存食品的目的。

3. 同位素在医学上的应用

核医学诊断与癌症放射性治疗：核医学诊断是根据放射性示踪原理对患者进行疾病检查的一种诊断方式。在临床上可分为体内诊断和体外诊断。体内诊断是将放射性药物引入体内，用仪器进行脏器显像或功能测定。体外诊断是采用放射免疫分析方法，在体外对患者体液中生物活性物质进行微量分析。我国每年约有数千万人次进行这种核医学诊断。

电离辐射具有杀灭癌细胞的能力。目前，放射治疗是癌症治疗三大有效手段之一，70%以上癌症患者都需要采用放射治疗(简称放疗)。

4. 放射性碳素断代

放射性碳素断代是一种利用死亡生物体中碳-14不断衰变的原理，进行断代的技术。是考古上应用最广泛的一种测定年代的方法。

原理：宇宙射线同地球大气发生作用产生中子，中子同大气中氮(氮-14)发生核反应，产生放射性同位素碳-14。碳-14与氧结合形成 CO_2 混入大气二氧化碳中，通过光合作用被植物吸收成为养料。动物都直接或间接地依赖植物生存，因此所有生物体内都含有碳-14。而碳-14又不断地衰变为非放射性的氮-14，其半衰期为 5730 ± 40 年。生物在死亡之前身体中碳-14的浓度与大气中的碳-14浓度保持着平衡。但这些含碳物质一旦停止与大气交换，例如生物死亡，碳-14就只能按衰变规律减少。因此只要测出标本中碳-14减少的程度，就可以推算出它死亡的年代。一切死亡的生物残体中的有机物以及未经风化的贝壳都用来测定年代。

1.2 元素周期律

关于元素的学说，即把元素看成构成自然界中，一切实在物体的最简单的组成部分的学说，早在远古就已经产生了，不过，在古代把元素看作是物质的一种具体形式的这种近代观念并不存在。古希腊自然哲学提出了著名四元素说，认为万物由四种物质元素土、气、水、火组成。古印度哲学家提出了五大元素说，认为万物由地、水、火、风、空气等五种元素构成。中国古代有五行学说，即金、木、水、火、土，世间万物皆由此五种元素构成。

元素，又称化学元素，是具有相同的核电荷数(即核内质子数)的一类原子的总称。自然界中一百多种基本的金属和非金属物质，它们只由一种原子组成，其原子中的每一核子具有同样数量的质子，用一般的化学方法不能使之分解，并且能构成一切物质。一些常见元素的例子有氢、氮和碳。到2012年为止，总共有118种元素被发现，其中94种是存在于地球上。按核电荷数由小到大的顺序给元素编号，这种序号叫作元素的原子序数。原子序数在数值上与该种元素的原子核电荷数相等。其中1~94号元素天然存在，94~118号元素为人造元素。这些众多的元素中是否存在着的内在的联系或是某种规律呢？

一、核外电子排布的周期性

从图1-4可以看到，原子序数为1~2的元素原子，即从氢到氦，只有1个电子层，电子由1个增加到2个，氦原子达到稳定结构。原子序数为3~10的元素原子，即从锂到氖，有2个电子层，最外层电子由1个递增到8个，氖原子达到稳定结构。原子序数为11~18的元素原子，即从钠到氩，有3个电子层，最外层电子也从1个递增到8个，氩原子达到稳定结构。把原子序数为18以后的元素继续排列起来，也会发现类似的规律，即每隔一定数目的元素，重复出现原子最外层电子从1个递增到8个的情况。由此可见，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。

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

图1-4 原子序数为1~18的元素原子核外电子排布示意图

二、原子半径的周期性变化

图 1-5 为前 18 号元素的原子半径变化示意图，原子序号从 3~9 的元素随着原子序数的递增，原子半径逐渐减小。原子序数从 11~17 的元素和原子序数为 3~9 的元素的变化趋势相似。如果把已知的元素，按原子序数的递增顺序排列起来，整个图形会重复出现相似的情况。也就是说，随着原子序数的递增，元素的原子半径呈现周期性的变化。

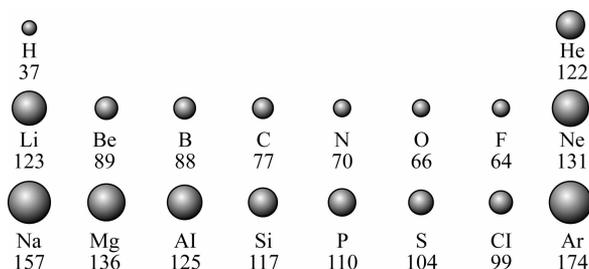


图 1-5 原子序数为 1~18 的元素原子半径的变化示意图(单位为 10^{-10}m , 氦除外)

三、元素主要化合价的周期性变化

从图 1-6 可以清楚地看出，原子序数 11~18 的元素在极大程度上重复着 3~10 的元素所表现的化合价的变化，即正价从 +1 开始逐步递增，负价从 -4 开始逐步递减，以后的元素的化合价，同样可以看到和前面 18 种元素相似的变化。也就是说，元素的化合价随着原子序数的递增呈现周期性的变化。

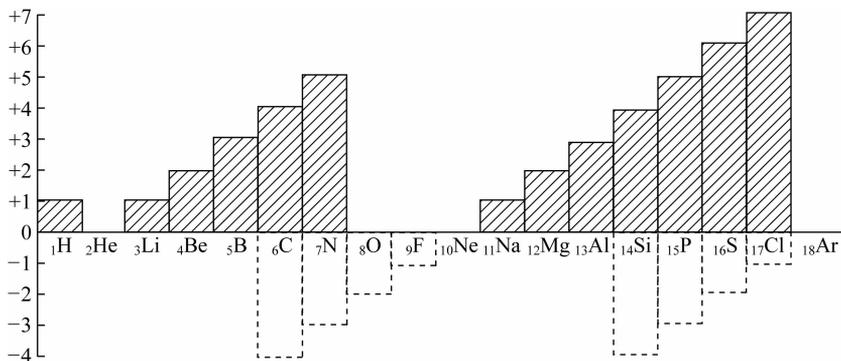


图 1-6 原子序数为 1~18 的元素的主要化合价

元素的金属性和非金属性及元素的最高价氧化物对应水化物的酸、碱性等性质，也都有类似的递变规律。

从以上的事实，可以归纳出这样一条规律：元素的性质随着原子序数的递增而呈周期性的变化，这个规律叫作元素周期律。该规律是 1869 年由俄国化学家门捷列夫发现的。元素周期律反映了各种化学元素之间的内在联系和性质的变化规律，有力地证明了“量变到质变”的宇宙间的基本规律。由于元素周期律的发现，人们认识到自然界的化学元素之间不是彼此孤立和无联系的，而是形成了一个完整的体系并有规律地变化着。

科学家故事

1907年1月27日，俄国首都彼得堡寒风凛冽，太阳黯淡无光，寒暑表上的水银柱降到零下20多度，街上到处点着蒙有黑纱的灯笼，显出一派悲哀的气氛。几万人的送葬队伍在街上缓缓移动着，在队伍最前头，既不是花圈，也不是遗像，而是由十几个青年学生扛着的一块大木牌，上面画着好多方格，方格里写着“C”“O”“Fe”“Zn”等元素符号。

原来，死者是著名的俄国化学家门捷列夫，木牌上画着好多方格的表是化学元素周期表——门捷列夫对化学的主要贡献。

门捷列夫(1834年2月7日—1907年2月2日)，出生在西伯利亚，生于一位有十七个子女的中学校长家庭，他排行十四。他从小热爱劳动，喜爱大自然，学习勤奋。出生刚数月，父亲双目突然失明，接着又丢掉了校长的职务。微薄的退休金难以维持生计，全家搬进附近一个村子里，因为舅舅在那里经营一个小型玻璃厂。工人们熔炼和加工玻璃的场景，对他以后从事与烧杯、烧瓶打交道的化学研究产生很大影响。1841年秋，不满七周岁的门捷列夫和十几岁的哥哥一起考进市中学，在当地轰动一时。不幸总爱跟随贫苦人家。门捷列夫13岁时父亲去世，14岁时工厂遭火灾化为灰烬，母亲只好再次搬家，将成年的女儿们嫁出去，让两个儿子参加工作。1849年春，门捷列夫中学毕业，母亲变卖家产，一心想让小儿子上大学。在父亲的一位朋友的帮助下，门捷列夫进入彼得堡师范学院物理系。只过了一年，就成为优等生。紧张学习之余，还撰写科学简评得到少量稿费。这时他已经失去任何经济支持：舅舅和母亲相继去世。1854年，他大学毕业并荣获学院的金质奖章，23岁成为副教授，31岁成为教授。

使他获得最初声望的是《有机化学》，为了写这本书，他几乎两个月没离开过书桌。年过七旬后，积劳成疾，竟双目半盲。每天从清晨工作到下午5:30，“中饭”后继续工作到深夜。他是在书桌前死去的，去世时手里还握着笔。1869年元素周期律的发现使他名声大噪，好多外国科学院纷纷聘请他为名誉院士。为了找到元素之间的规律，门捷列夫开始试着排列这些元素。他把每个元素都建立了一张长方形纸板卡片。在每一块长方形纸板上写上了元素符号、原子量、元素性质及其化合物。然后把它们钉在实验室的墙上排了又排。经过了一系列的排队以后，他发现了元素化学性质的规律性。当时有人将门捷列夫对元素周期律的发现看得很简单，轻松地说他是用玩扑克牌的方法得到这一伟大发现的，门捷列夫却认真地回答说，从他立志从事这项探索工作起，一直花了大约20年的功夫，才终于在1869年发表了元素周期律。他把化学元素从杂乱无章的迷宫中分门别类地理出了一个头绪。此外，因为他具有很大的勇气和信心，不怕名家指责，不怕嘲讽，勇于实践，敢于宣传自己的观点，终于得到了广泛的承认。

诚然，我们应该永远铭记门捷列夫的格言：“什么是天才？终身努力，便成天才！”



德米特里·伊万诺维奇·门捷列夫

四、元素周期表

根据元素周期律，将目前已发现的 118 种元素按原子序数递增的顺序排列，将原子的电子层数相同的元素从左到右排成横行，再把不同横行中原子最外层电子数相同的元素按电子层数递增的顺序从上到下排列成纵行，这样得到的表叫作元素周期表(如图 1-7 所示)。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的规律，为进一步学习和研究提供了一个元素分类的基础。

1. 周期

具有相同电子层数，并按照原子序数递增而排列的一系列元素，叫作一个周期。在元素周期表中有 7 个横行，也就是 7 个周期。周期的序数就是该周期元素的原子具有的电子层数。

$$\boxed{\text{周期序数} = \text{电子层数}}$$

第一周期最短，只有两种元素；第二、三周期各有 8 种元素，这三个周期所含元素较少，称为短周期；第四、五、六周期所含元素较多，分别为 18、18、32 种，称为长周期；第七周期还未填满，称为不完全周期。

周期	{	第 1 周期	(2 种元素)	}	短周期	
		第 2 周期	(8 种元素)			
		第 3 周期	(8 种元素)			
		}	第 4 周期	(18 种元素)	}	长周期
			第 5 周期	(18 种元素)		
			第 6 周期	(32 种元素)		
			第 7 周期	不完全周期		

周期表中，第 6 周期从 57 号镧到 71 号镱共排列有 15 种元素，它们的电子层结构和性质非常相似，放在周期表的同一格中，总称为镧系元素。第 7 周期从 89 号锶到 103 号铷共有 15 种元素，它们的电子层结构和性质也非常相似，放在周期表的同一格中，总称为锶系元素。这种排列使周期表的结构紧凑，同时将镧系和锶系元素另列两行附在下方。

2. 族

元素周期表有 18 纵列，划分为 16 个族(第 8、9、10 三个纵列为一族)。

由短周期元素和长周期元素共同构成的族，叫作主族。只由长周期元素构成的族，叫副族。主族和副族分别表示为 IA, IIA, IIIA, ... 和 IB, IIB, IIIB, ...。稀有气体元素的原子在通常情况下难以发生化学反应，一般把它的化合价看作 0，因而叫零族。所有的副族和 VIII 族元素一般统称为过渡元素。周期表中，主族的序数就是该主族元素的最外层电子数，即

$$\boxed{\text{主族序数} = \text{最外层电子数}}$$

纵列(16 族)	{	主族 7 个: IA ~ VIIA
		副族 7 个: IB ~ VIIB
		VIII 族 1 个: 第 8、9、10 列
		0 族 1 个: 稀有气体

五、元素周期表中元素性质变化规律

1. 元素的金属性和非金属性

元素的金属性通常指它的原子失去电子的能力；元素的非金属性通常指它的原子获得电子的能力。元素的原子失去电子或得到电子的难易取决于以下几个因素：

- ① 核电荷数；
- ② 原子半径；
- ③ 原子的电子层结构，特别是最外电子层的结构。

一般来说，同周期元素核电荷数越少，半径越大，最外层电子数越少，就越容易失去电子，金属性就越强。反之，非金属性越强。原子序数为3~18的元素及其化合物性质递变规律如表1-3所示。

表1-3 锂到氩元素及其化合物性质的递变规律

金属性逐渐增强 ←————→ 非金属性逐渐增强
 碱性逐渐增强 ←————→ 酸性逐渐增强

原子序数	3	4	5	6	7	8	9	10
元素名称	锂	铍	硼	碳	氮	氧	氟	氖
最外层电子数	1	2	3	4	5	6	7	8
核外电子层数	2	2	2	2	2	2	2	2
金属性和非金属性	活泼金属	金属	非金属	非金属	非金属性较强	活泼非金属	最活泼非金属	稀有气体
化合价	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -3	-2	-1	0
最高价氧化物的分子式	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅			
最高价氧化物的水化物	LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃			
水化物的酸碱性	中强碱	两性	弱酸	弱酸	强酸			
气态氢化物的分子式				CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	
原子序数	11	12	13	14	15	16	17	18
元素名称	钠	镁	铝	硅	磷	硫	氯	氩
最外层电子数	1	2	3	4	5	6	7	8
核外电子层数	3	3	3	3	3	3	3	3

续表

原子序数	11	12	13	14	15	16	17	18
元素名称	钠	镁	铝	硅	磷	硫	氯	氩
金属性和非金属性	很活泼金属	活泼金属	两性元素	非金属	非金属	较活泼非金属	活泼非金属	稀有气体
化合价	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -3	+6 -2	+7 -1	0
最高价氧化物的分子式	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	
最高价氧化物的水化物	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃ (H ₃ AlO ₃)	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	
水化物的酸碱性	强碱	中强碱	两性	弱酸	中强酸	强酸	很强酸	
气态氢化物的分子式				SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	

从表 1-3 可以看到, 在同一周期中, 各元素的原子核外电子层数虽然相同, 但从左到右, 核电荷数依次增多, 原子半径逐渐减小, 原子失去电子的能力逐渐减弱, 得到电子的能力逐渐增强, 金属性逐渐减弱, 非金属性逐渐增强。元素的金属性越强, 它的最高价氧化物对应水化物的碱性也越强; 元素的非金属性越强, 它的最高价氧化物对应水化物的酸性也越强。因此, 同周期元素从左向右, 元素的最高价氧化物对应水化物碱性逐渐减弱, 酸性逐渐增强。

其次, 元素的金属性越强, 它的单质与水或酸越容易发生反应置换出氢气; 元素的非金属性越强, 它的单质越易与氢气发生反应, 生成气态氢化物的热稳定性越强。因此, 同周期元素从左向右, 金属性逐渐减弱, 非金属性逐渐增强。

在同一主族中, 各元素的原子最外层电子数相同, 化学性质相似。但从上到下, 电子层数依次增多, 原子半径依次增大, 原子核对最外层电子的吸引力逐渐减弱, 失去电子能力逐渐增强, 得电子能力逐渐减弱。因此, 同主族元素从上至下, 金属性逐渐增强, 非金属性逐渐减弱。这可以从碱金属元素和卤素化学性质递变中得到证明。已知碱金属元素的金属性从上至下逐渐增强, 它们的最高价氧化物对应水化物的碱性依次增强。卤素的非金属性从上至下逐渐减弱, 它们的最高价氧化物对应水化物的酸性依次减弱, 它们的气态氢化物的热稳定性也依次减弱。

副族元素和第Ⅷ族元素都是金属元素, 它们的化学性质的变化规律比较复杂, 这里不做讨论。

综上所述, 可将主族元素的金属性和非金属性的变化规律概括于表 1-4 中。由于元素的金属性和非金属性没有绝对的界限, 所以表中位于折线附近的元素, 既表现出某些金属性质, 又表现出某些非金属性质。

表 1-4 主族元素金属性和非金属性的递变规律

主族名称	碱金属族	碱土金属族	硼族	碳族	氮族	氧族	卤族			
族	IA	IIA	III A	IV A	V A	VIA	VII A			
周期	IA	IIA	III A	IV A	V A	VIA	VII A			
1			非金属性逐渐增强							
2		金属性逐渐增强	B					非金属性逐渐增强		
3			Al	Si						
4				Ge	As					
5					Sb	Te				
6						Po	At			
7				金属性逐渐增强						

2. 原子结构和主族元素的化合价

元素的化合价与原子的电子层结构有密切的关系。特别是与最外层电子数目有关。一般把能够决定化合价的电子即参加化学反应的电子，称为价电子。主族元素原子的最外层电子都是价电子。

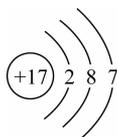
在周期表中，主族元素的最高正化合价等于它们所在的族的序数，也等于它们的最外层电子数，即价电子数。非金属元素的最高化合价和它的负化合价绝对值的和等于 8。表 1-5 列出了主族元素化合价的变化及气态氢化物、最高价氧化物的通式。副族和第 VIII 族元素化合价比较复杂，这里不做讨论。

表 1-5 主族元素化合价的变化

族序数	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
主要化合价	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -5	+6 -2	+7 -1
气态氢化物的通式				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR
最高价氧化物的通式	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇

总之，元素的性质是由原子结构决定的，元素在周期表中的位置可以反映元素的原子结构和一定的性质。所以，元素性质、原子结构和该元素在周期表中的位置有着密切的关系。

例如，氯的原子序数为 17，氯的原子结构示意图是



从这个示意图分析可知，氯元素在周期表中处于第三周期，第 VIIA 族，并由于最外层电子数为 7，它在化学反应中易获得电子，所以是一种非金属元素。容易获得一个电子，价态为 -1，这是它的最常见价态，故气态氢化物的分子式为 HCl，热稳定性较好。

也有可能失去最外层的 7 个电子，价态为 +7，最高价氧化物的化学式是 Cl_2O_7 ，最高价氧化物对应水化物的化学式为 HClO_4 ，具有酸性。

由此可知，我们可以根据元素在周期表中的位置，推测它的原子结构和一定的性质。反之，根据元素的原子结构，也可以推测它在周期表中的位置。

表 1-6 元素周期表中元素性质的递变规律

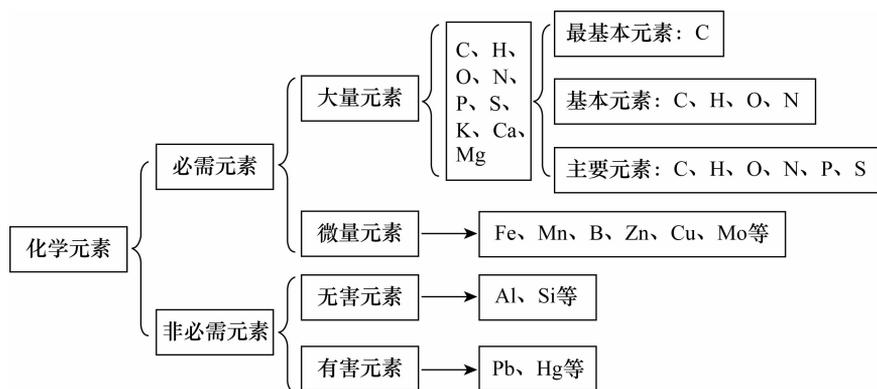
		同周期 (从左到右)	同主族 (从上到下)
原子半径		减小	增大
金属性		渐弱	渐强
非金属性		渐强	渐弱
最高价氧化物对应水化物	碱性	渐弱	渐强
	酸性	渐强	渐弱

课外阅读

化学元素和人体健康

化学元素周期表中有 112 种元素，其中 92 种元素以及 300 多种同位素在壳中存在。在地壳中最多的化学元素是氧，它占总重量的 48.6%；其次是硅，占 26.3%；以下是铝、铁、钙、钠、钾、镁。丰度最低的是砷和钫，约占 10^{23} 分之一。上述 8 种元素占地壳总重量的 98.04%，其余 80 多种元素共占 1.96%。大约 99% 以上的生物体是由 10 种含量较多的化学元素构成的，即氧、碳、氢、氮、钙、磷、氯、硫、钾、钠；镁、铁、锰、铜、锌、硼、钼的含量较少；而硅、铝、镍、镓、氟、钽、铈、硒的含量非常少，被称为微量元素。这表明生物与地壳在化学元素组成上的某种相关性。

人体是由各种元素组成的一个有机体。按各种元素在人体中所占的比例可分为宏量元素和微量元素。宏量元素共有 11 种，按需要量多少的顺序排列为：氧、碳、氢、氮、钙、磷、钾、硫、钠、氯、镁。其中氧、碳、氢、氮占人体质量的 95%，其余约占 4%，此外，微量元素约占 1%。在生命必需的元素中，金属元素共有 14 种，其中钾、钠、钙、镁的含量占人体内金属元素总量的 99% 以上，其余 10 种元素的含量很少。习惯上把人体内所占比例高于 0.01% 的元素，称为宏量元素，低于此值的元素，称为微量元素，如铁、锌、铜、碘、铅等。人体若缺乏某种宏量元素，会引起人体机能失调，但这种情况很少发生，一般的饮食含有绰绰有余的宏量元素。微量元素分必需元素、非必需元素和有害元素三类。必需微量元素虽然在体内含量很少，但它们在生命过程中的作用不可低估。没有这些必需的微量元素，酶的活性就会降低或完全丧失，激素、蛋白质、维生素的合成和代谢也就会发生障碍，人类生命过程就难以继续进行。因此，儿童的许多疾病与元素有关，缺少了或过多了都有可能导致疾病。



以下为人体中各种化学元素的作用。

钙——骨骼的构成元素

钙是人的生命之源，是人体含量最丰富的无机元素，总量超过1千克，有人体“生命元素”的美誉。其中99%存在于骨骼和牙齿中。钙可以使人体的骨架坚固。在幼年时骨骼处于生长期，此时钙元素尤为重要，而在老年时期也是如此，因为钙的吸收能力随着年龄的增长会减弱。

镁——钙的战友

镁与钙一起作用，共同维护骨质密度与神经和肌肉的活动。日常饮食中通常含有较高数量的钙质，但是却缺乏镁元素，其原因在于牛奶是钙的主要来源，但牛奶却不能提供充足的镁。这两种矿物都存在于绿叶蔬菜、坚果以及植物种子中。

钠——神经与水分平衡

人体中含有92克钠元素，主要以氯化钠(即所谓的食盐)的形态摄入。这些钠元素有一半以上存在于细胞周围的体液中，并在神经传导以及保持血液和体液中水分浓度方面发挥极为关键的作用。缺乏钠元素的现象极为罕见，因为人们在食物中往往添加过多的钠元素，而且肾脏可以严格控制钠的排泄量。钠元素在大多数天然食物中的含量很少，主要由经过加工的食品提供。人们无须往食物中添加钠，而且最好不要这样做。钠摄入过量会引起血压升高，尽管很多人似乎对盐并不敏感。随着人体中钠含量的增加，体液会保留更多的水分从而使浓度降低。这会造成水肿或体液滞留。

钾——钠的伙伴

钾元素与钠元素共同维护水分平衡与适当的神经和肌肉活动。人体内大部分的钾元素储存在细胞内部。钠(盐)摄入得越多，需要的钾元素也就越多。由于钾的平均日摄入量仅为4克，因此相对缺乏也是很普遍的现象。摄入相同数量的这两种元素有助于保持身体的健康。水果、蔬菜以及粗粮中都含有大量的钾。

铁——氧气载体

铁是血红蛋白的主要成分，而血红蛋白的功能是向细胞输送氧气，并将二氧化碳带出细胞。人体内60%的铁元素以红色素或血红素的形式存在。铁元素在肉类食品中也以这种形式存在，并且比非肉类食品的非血红素铁元素更易于吸收。非血红素铁元素在食物中呈

氧化铁或三价铁状态，它必须在消化过程中被还原成亚铁状态(如被维生素 E 还原)才能被吸收。

锌——主力队员

锌的主要作用是保护和修复 DNA，因此动物以及鱼类体内锌的含量要高于植物，因为动物的 DNA 含量更高。素食者的饮食中锌的含量可能很低。压力、吸烟以及饮酒会消耗体内的锌元素。

锰——被遗忘的矿物质

这种元素至少与人体 20 种酶有关系。其中最重要的是作为抗氧化剂的 SOD，它有助于消除体内的自由基。在动物体内，缺锰会导致胰岛素数量减少。由于糖尿病患者体内锰的含量通常很低，因此人们普遍认为锰元素有助于维持血糖的平衡。锰还与黏多糖的生成有关。而黏多糖正是软骨的组成成分。大脑正常发挥功能也需要锰元素。

铜——毁誉参半

铜既是营养成分，也是有毒元素。人体每天需要 2 毫克铜。缺铜的现象很少见，原因是日常用水是通过铜管运输的。铜元素与其他元素一起，有助于神经周围的阻断性髓鞘的合成。铜和锌互为对抗物，锌缺乏可以导致身体大量吸收铜元素。同样，过多地补充锌也会引发铜缺乏症。

铬——能量因子

铬是葡萄糖容许因子的重要组成成分，这种因子是由肝脏生成的一种化合物，它有助于将葡萄糖从血液中运至细胞。维生素 B3 以及甘氨酸、谷氨酸和胱氨酸也是制造葡萄糖容许因子所需要的。因此持续的压力以及经常食用糖类会消耗体内的铬元素。精制食物比例高的饮食含铬量可能也会不足，原因是铬主要存在于粗粮、豆类食物、坚果以及植物种子中，特别是蘑菇和芦笋中铬的含量较高。补充元素有助于成功地治疗糖尿病和葡萄糖不耐症。

硒——抗癌矿物质

硒缺乏症作为克山病的病因首先在中国被发现。克山病是一种在土壤缺硒的地区常见的心脏病。硒还同时与俄罗斯的另一地区病(关节功能退化)有关。最重要的发现可能是硒与降低某些癌症发病率有关。

1.3 化学键

通过前面元素周期律和元素周期表有关知识的学习，我们知道，到目前为止，人们已发现的元素只有 100 多种，然而，由这 100 多种元素组成的物质却数以千万计。那么，这 100 多种元素的原子是通过什么作用相互结合构成物质的呢？实际情况是原子可以互相结合成分子，从而形成不同的物质，那么原子之间必然有着相互作用，这种相互作用不仅存在于直接相邻的原子之间，而且也存在于分子内的非直接相邻的原子之间。这种相邻的两个或多个原子之间强烈的相互作用，叫作化学键。由于不同元素的原子之间在电子层结构方面各有差异，所以原子之间的相互作用也不同，从而形成了不同类型的化学键。化学键

的主要类型有离子键、共价键、金属键等。本节重点研究离子键和共价键。

一、离子键

根据图 1-7 中钠原子和氯原子的核外电子排布, 钠原子最外层有 1 个电子, 容易失去, 形成带 1 个单位正电荷的 Na^+ , 从而达到 8 电子的稳定结构; 氯原子最外层有 7 个电子, 容易获得 1 个电子, 形成带 1 个单位负电荷的 Cl^- , 也达到 8 电子的稳定结构。钠与氯气反应时, 钠原子最外电子层上的 1 个电子转移到了氯原子的最外电子层上。

这两种带有相反电荷的离子之间, 通过静电作用结合在一起, 形成了性质与单质钠和氯完全不同的物质——氯化钠。像氯化钠那样, 阴、阳离子通过静电作用所形成的化学键, 叫作离子键。由离子键结合成的化合物称为离子化合物。

通常, 活泼的金属(如钾、钠、钙等)与活泼的非金属(如氯、溴、氧等)化合时, 能形成离子键。绝大多数盐类、强碱类和活泼金属氧化物都是离子化合物, 如 KCl 、 ZnSO_4 、 NaOH 、 CaO 等。

在离子晶体中, 离子间存在着较强的离子键, 因此, 一般离子晶体硬度较高, 密度较大, 难于压缩, 有较高的熔点和沸点, 难于挥发。例如, 氯化钠的熔点是 801°C , 沸点是 1413°C 。

二、共价键

以氢分子的形成为例。当两个氢原子相互作用时, 由于它们得失电子的能力相同, 都不能失去或得到电子, 只有各提供 1 个电子, 形成共用电子对($\text{H}:\text{H}$), 使 2 个氢原子都达到稳定结构, 这种电子对称为共用电子对。在化学上常用一根短线表示 1 对共用电子, 因此, 氢分子的结构式可表示为 $\text{H}-\text{H}$ 。

像氢分子那样, 原子间通过共用电子对所形成的化学键, 叫作共价键。分子中只有共价键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。共价化合物一般硬度小, 熔点、沸点较低。

1. 非极性键

在一些非金属单质分子中, 存在同种原子形成的共价键, 由于两个原子吸引电子的能力相同, 共用电子对不偏向任何一个原子, 成键的原子不显示电性, 这样的共价键叫作非极性共价键, 简称非极性键。例如, $\text{H}-\text{H}$ 键、 $\text{Cl}-\text{Cl}$ 键都是非极性键。

2. 极性键

有些共价化合物分子中存在不同种原子形成的共价键。由于不同种类原子吸引电子的

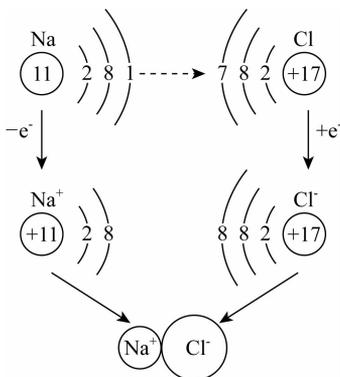


图 1-7 NaCl 的形成过程示意图

能力不同，共用电子对必然偏向吸引电子能力强的原子一方，因而吸引电子能力较强的原子呈现出负电性，吸引电子能力较弱的原子呈现正电性，这样的共价键叫作极性共价键，简称极性键。例如在氯化氢分子里，由于氯原子吸引电子的能力比氢原子强，所以共用电子对偏向氯原子一方，氯原子带部分负电荷，氢原子带部分正电荷。因此，HCl 分子中 H—Cl 键是极性键，称为氢氯共价键，简称氢氯键。同理， H_2O 、 H_2S 等都是极性键。

化合物中的键型并不一定是单一的，例如，在 NaOH 中，钠离子和氢氧根离子之间是离子键，而氢氧根离子中的氢、氧原子间是共价键。只要有离子键存在，那么该化合物就是离子化合物，比如 NaOH 既有离子键，也有共价键，但是 NaOH 属于离子化合物。

课外阅读

零族元素——惰性气体

太阳的元素——氦

1868 年德国天文学家詹逊和英国物理学家乐耶尔，在用光谱分析法研究太阳光谱时，发现了一种新元素。由于这种元素当时在地球上还未发现过，因此他们把它命名为“氦”，按照拉丁文原意，就是“太阳”的意思。其实，地球上也有氦，1895 年英国化学家拉姆赛，在分析钇铀矿时便发现了氦。后来，人们在大气中、水中，以至陨石和宇宙线中也发现了氦。

氦是一种无色、无味、无臭的惰性气体。它和其他惰性气体一样，都是单原子分子。在大气中，它的含量很少，按体积计算，仅占百万分之五。不过，从地下冒出的天然气中，氦的含量较多，达 2% ~ 6%。现在，工业上都是利用天然气来制取氦。

氦很轻。在所有的元素中，除了氢外，就数氦最轻了，它的重量只有同体积的空气的七分之一。由于氦不像氢那样会燃烧，使用非常安全，因此，人们便用氦来代替氢气，填充气球和飞艇的气囊。用氦气填充的飞艇的上升能力，大约等于同体积的用氢气填充的飞艇的 93%。不过，氦比较贵。充填一个现代化的飞艇，约需 20 万立方米的氦。氦，最近还被人们混在塑料、人造丝、合成纤维中，制成非常轻盈的泡沫塑料、泡沫纤维。

氦又是极难溶于水的气体，100 体积的水在 0℃ 时，大约只能溶解 1 体积的氦。在医学上，便利用氦的这一特性来医治“潜水病”。过去，当潜水员潜入海底时，由于深海压力很大，吸进体内的空气的氮气，随着压力的增加大量溶解在血液里；而当潜水员出水时，压力猛然下降，原先溶在血液里的氮气纷纷跑出来，致使血管阻塞而造成死亡。这种病叫作“潜水病”。现在，人们利用氮气和氧气混合，制成“人造空气”来供给潜水员呼吸。由于氮气在血液中溶解很少，因此，潜水员即使沉降到离水面一百米以下的水底，也不会再患“潜水病”。这种“人造空气”也常被用来医治支气管哮喘和窒息等病，因为它的密度只及空气的三分之一，因此呼吸时要比呼吸空气轻松得多，可以减少病人呼吸的困难。

氦是最难液化的气体，曾经被认为是“永久气体”，意思是说，氦是永远不能被变成液

态的。直到1908年才终于被液化。氦在 -286°C 以下加压条件下才变成液态，在 -272.2°C 以下加压条件下才会变成“氦冰”——固态氦。现在，在低温工业上，液态氦常被用作冷却剂。

氦具有极高的激发电势，在电子管工业上，常用氦作填充气体。氦也被用来制造精密温度计、验极器、高压指示器等。

氦的化学性质极不活泼，几乎不和别的元素相化合，是惰性气体之一。在工业上，当焊接金属时，常用氦作保护气体，隔绝空气，防止金属在焊接时被氧化。



很多氦气球就可以带你实现飞天梦想

住在霓虹灯里的气体——氖和氩

霓虹灯是法国化学家克劳德在1910年发明的，它的英文原意是“氖灯”的意思。这是因为世界上第一盏霓虹灯是填充氖气制成的。

氖是1898年被英国化学家拉姆赛发现的，它的希腊文原意是“新”，意即从空气中发现的新气体。

氖是一种无色的气体，在 -246°C 加压会变成液体，温度降到 -249°C ，加压才变成白色的结晶体。

氖是惰性气体，化学性质极不活泼，几乎不与别的元素化合。在空气中，氖的含量极少，一立方米的空气中，也只有18立方厘米的氖。现在，人们用分馏液态空气的办法制取氖。

在电场的激发下，氖能射出红色的光，霓虹灯便是利用氖的这一特性制成的。在霓虹灯的两端，装着两个用铁、铜、铝、镍制成的电极，灯管里装着氖气，一通电，氖气受到电场的激发，放出红色的光。氖灯射出的红光，在空气中透射力很强，可以穿过浓雾。因此，氖灯还常用在港口、机场、水陆交通线的灯标上。

最早发现的惰性气体——氩

氩，是最早发现的惰性气体，1894年拉姆赛和雷拉就发现了它，它的希腊文原意是“不活泼”的意思。

在空气中，氩的含量并不太少，按体积计算，约占 0.93%——将近百分之一，比起别的惰性气体来，氩是空气中含量最多的了。

氩也是无色的气体，但比较重。在一个大气压和 0℃ 时，1 升氩气重 1.7837 克，几乎比空气重 50%。在电场激发下，氩会射出浅蓝色的光。因此，它被用来填充在霓虹灯管里。除了装氖和氩以外，还有的霓虹灯里是充进氦气，射出淡红色的光；有的充进水银蒸气，射出绿紫色的光。也有的是装着氖、氩、氦、水银蒸气等四种气体（或三种、二种）的混合物。由于各种气体的比例不同，便能得到五光十色的各种霓虹灯。

除了制造霓虹灯外，氩气还用来填充普通的白炽电灯泡。因为氩是空气中含量最多的一种惰性气体，比较易得，而且氩分子运动速度相当小，导热性差，用氩来填充电灯泡，可以大大延长灯泡的寿命和增加亮度。在焊接金属时，常用氩作保护气体，焊接一些化学性质非常活泼的金属，如镁、铝等，这样可防止这些金属在高温中氧化。原子能反应堆的核燃料钚，在空气中也会迅速氧化，同样需在氩气保护下进行机械加工。现在，我国许多工厂都已采用氩弧焊接技术。

在低温下，可以用铝硅酸钠作“分子筛”，它能吸附氧而使氩穿过，也就是把氧留在“筛”上，使氩“筛”过去，这样，可以制得纯度为 99.996% 的氩气。

“小太阳”里的“居民”——氩

“人造小太阳”，就是高压长弧氩灯的俗称。高压长弧氩灯的“主角”便是氩气。

氩是在 1898 年被英国化学家拉姆赛和特拉威尔斯发现的。它在空气中的含量极少，仅占总体积的一亿分之八，因此，它的希腊文原意便是“生疏”的意思。现在，人们使用分馏液态空气的方法来制取氩。

氩气是一种无色的气体，比同体积的空气重三倍多。在 -108℃ 时，氩会变成无色液体，当温度降到 -110.5℃ 时，会变成白色结晶体。

氩也是一种惰性气体，化学性质极不活泼，一向被认为是“懒惰”的元素，是“永远不与任何东西相化合”的元素。然而，经过人们长期的努力，终于突破了氩“永远不与任何东西相化合”的形而上学的观点。1962 年，加拿大一位化学家，用六氟化铂与氩作用，首先制成了一种黄色的六氟化氩固体化合物。紧接着，人们又陆续制得了二氟化氩、四氟化氩、二氧化氩、三氟氧化氩、四氟氧化氩等化合物。1972 年，人们还合成了第一个氩与金属形成的新型化合物。

氩在电场的激发下，能射出类似于太阳光的连续光谱。高压长弧氩灯便是利用氩的这一特性制成的。氩灯是 20 世纪 60 年代才发展起来的新光源之一。这种灯的灯管是用耐高温、耐高压的石英管做成的，两头焊死，各装入一个钨电极，管内充入高压氩气。有的高压氩灯内，氩气的压力高达几十个大气压。通电后，氩气受激发，射出强烈的白光。一只六千瓦的氩灯的亮度，相当于九百只一百瓦的普通灯泡！高压长弧氩灯可用于电影摄影、舞台照明、放映、纺织和油漆工业照明以及广场、运动场的照明。一盏氩灯，一般可照明一千多小时。氩灯能放出紫外线，因此在医疗上也得到应用。

氩也大量被用来填充光电管和用在真空技术上。用氩制造的照相闪光灯，可以连续使用几千次，而普通的镁光灯，却只能使用一次。

在原子能工业上，氙可以用来检验高速粒子、 γ 粒子、介子等的存在。氙的同位素还可以代替 X 射线来探测金属内部的伤痕。

有趣的是，氙还具有一定的麻醉作用——它能溶于细胞汁的油脂中而引起细胞的膨胀和麻醉，从而使神经末梢作用暂时停止。人们曾试用 80% 氙和 20% 氧组成的混合气体，作为麻醉剂。只不过由于氙比较少，因此目前还不能广泛使用它作麻醉剂。

(英国化学家威廉·拉姆赛发现惰性气体并确定它们在元素周期表中的位置，获得 1904 年的诺贝尔化学奖。)



威廉·拉姆赛

习 题

1. 是否所有元素原子的原子核都是由质子和中子构成的？举例说明。

2. 填写下列表格

符号	质子数	中子数	质量数	电子数	核电荷数
${}_{19}^{39}\text{K}$					
Al^{3+}			27	10	
S^{2-}		16			16
${}^{13}\text{C}$	6				

3. 什么叫作原子序数？它和元素原子的核电荷数、核内质子数，核外电子数存在着怎样的关系？

4. 什么叫作元素周期律？

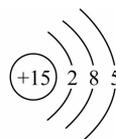
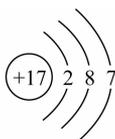
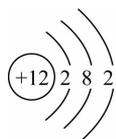
5. 举例说明随着原子序数的递增，元素的原子半径变化有什么规律？

6. 用原子结构的观点说明为什么元素性质随着原子序数的递增呈周期性变化？

7. 元素周期表中共有几个周期？什么叫主族？什么叫副族？几个主族？几个副族？

8. 什么叫作短周期、长周期和不完全周期？第一、二、三周期中各有多少种元素？

9. 从下列原子结构示意图，推断出各元素的原子序数和在周期表中的位置，并写出它们的最高价氧化物的分子式及对应水化物的分子式。



10. 什么叫作化学键？什么是离子键和共价键？各举一例。
11. HCl 分子中的共价键和 H₂ 分子中的共价键有什么区别？
12. 比钠原子多 1 个质子，少 1 个电子的微粒是_____。