

第一章 物质结构、元素周期律

世界万物，变化无穷。它们的性质由什么决定？变化有无规律？这些问题的解决，要从研究物质的微观结构入手。在初中我们已经学过一些有关物质结构的知识，知道原子是参加化学反应的最小微粒。也就是说，在化学反应中原子的种类和数目并没有变化，只是原子核外的电子进行了重新排列。为了更好地学习、掌握物质的性质及变化规律，了解原子的结构，特别是核外电子的运动是有十分重要意义的。

§ 1-1 原子的组成与同位素

一、原子的组成

原子是由位于原子中心，带正电的原子核和核外围绕核作高速运动的带负电荷的电子组成的。每个电子带 1 个单位 $1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ 负电荷。

原子很小，原子核更小，它的半径是原子的万分之一，它的体积只占原子体积的几千亿分之一。所以有人形象地说，原子内部是很“空旷”的。原子核虽小，但它还是由质子和中子构成的。每个质子带一个单位正电荷，中子不带电。为了以后研究方便，人们按核电荷数由小到大的顺序给元素编号，这种序号叫做元素的原子序数。所以，原子核所带的电荷数（核电荷数 Z ）由质子数来决定。表 1-1 列出了构成原子的微粒和性质。

表 1-1 质子、中子、电子的主要物理性质

原子的组成		电 量 (以 $1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ 为标准)	质 量	
			绝对质量 (kg)	相 对 质 量 (以碳-12 原子质量 的 1/12 为标准)
原子核	质子	+1	1.6726×10^{-27}	1.0072
	中子	电中性	1.6748×10^{-27}	1.0086
电子		-1	9.1095×10^{-31}	1/1836

电子的质量很小，仅为质子质量的 1/1836 原子的质量主要集中在原子核上。质子和中子的相对质量分别为 1.0072 和 1.0086，如果忽略电子的质量，将原子核内所有的质子和中子相对质量取整数值加起来所得的数值叫做质量数，用符号 A 表示。

构成原子的微粒数之间存在如下关系：

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

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

要表示某种原子的组成，一般是将元素的原子序数（即质子数）写在元素符号的左下角，将质量数写在左上角，即 ${}_Z^AX$ 的形式。例如：硫的原子序数是 16 质量数是 32 可写作 ${}_{16}^{32}\text{S}$ 。

二、同位素

我们知道，具有相同核电荷数（即质子数）的同一类原子叫做元素。也就是说 同种元素的原子的质子数相同 那么 它们的中子数是否相同呢？科学研究证明，它们不一定相同。

例如，我们发现自然界里有三种不同的氢原子：氕、氘和氚（表 1-2）。

表 1-2 氢元素的三种不同原子

名 称	符 号	质子数	中子数
氕(piē)	${}^1_1\text{H}$	1	0
氘(dāo)(重氢)	${}^2_1\text{H}$ (或 D)	1	1
氚(chuān)(超重氢)	${}^3_1\text{H}$ (或 T)	1	2

从表 1-2 中看出,这三种原子的核内均有 1 个质子。核外都是一个电子,不同的是核内所含中子数不一样。氕原子核内只有 1 个质子,没有中子;氘原子核内有 1 个质子和 1 个中子;氚原子核内有 1 个质子和 2 个中子。因此,氕、氘、氚的质量数也不相同,分别为 1、2 和 3。我们可用 ${}^1_1\text{H}$ 、 ${}^2_1\text{H}$ 、 ${}^3_1\text{H}$ 来表示氕、氘、氚这三种不同的氢原子。

氕、氘、氚的原子核所带的核电荷数一样,它们属于同一种元素——氢元素,它们原子核内的质子数相同,但中子数不同,原子的质量数也不同,所以不属于同一种原子。像这种具有相同质子数和不同中子数的同种元素的不同原子互称为同位素。

大多数天然元素都有同位素。上述 ${}^1_1\text{H}$ 、 ${}^2_1\text{H}$ 、 ${}^3_1\text{H}$ 是氢的三种同位素,其中 ${}^1_1\text{H}$ 、 ${}^3_1\text{H}$ 是制造氢弹的材料。铀的元素有 ${}^{234}_{92}\text{U}$ 、 ${}^{235}_{92}\text{U}$ 、 ${}^{238}_{92}\text{U}$ 等多种同位素,其中 ${}^{235}_{92}\text{U}$ 是制造原子弹的材料和核反应堆的燃料。碳元素有 ${}^{12}_6\text{C}$ 、 ${}^{13}_6\text{C}$ 和 ${}^{14}_6\text{C}$ 等几种同位素, ${}^{12}_6\text{C}$ 就是作为相对原子质量基准的那种碳原子,通常也叫碳-12。同一种元素的各种同位素虽然质量不同,但它们的化学性质几乎完全相同。天然存在的某种元素里,不论是游离态,还是化合态,各种同位素所占的原子百分比一般是不变的。我们平常所用的某种元素的相对原子质量,是按各种天然同位素原子所占的一定百分比算出来的平均值,所以相对原子质量常常不是整数。

例:元素氯有 ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ 和 ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ 两种同位素,从下列数据中即可算出

氯元素的相对原子质量：

符号	同位素的 相对原子质量	在自然界各同位素 原子的百分组成
$^{35}_{17}\text{Cl}$	34.969	75.77
$^{37}_{17}\text{Cl}$	36.966	24.23

$$34.969 \times 75.77\% + 36.966 \times 24.23\% = 35.453$$

即氯元素的相对原子质量为 35.453。

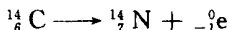
同理，根据同位素的质量数，也可以算出该元素的近似相对原子质量。如氯元素的近似相对原子质量为：

$$35 \times 75.77\% + 37 \times 24.23\% = 35.4846$$

目前已发现的 109 种元素中，不少元素有多种同位素原子，总数已达 1 900 种以上。

阅读材料 同位素的应用

同位素可以分为稳定的同位素和放射性同位素两大类。放射性同位素的原子核不稳定，能够发生裂变，并自发地放射出某种射线，蜕变为其他元素的同位素。例如， $^{14}_6\text{C}$ 是一种放射性同位素，它蜕变为 $^{14}_7\text{N}$ 同时放射出 β 射线。



放射性同位素广泛地运用于核动力、工农业生产、医疗和科研等领域。例如， $^{235}_{92}\text{U}$ 吸收 1 个中子 (^1_0n) 裂变为质量数大体相等的 2 个新元素的原子，并放出 2~3 个中子，在此过程中产生巨大的能量。每一个铀核分裂时放出的能量约为 200 MeV，1 kg 铀全部裂变放出的原子核能，相当于约 2 500 t 优质煤完全燃烧时放出的化学能。核电厂正是利用核裂变的热量来发电的。当然，必须让核反

应以可控的速度均匀地进行，使能量的释放不致像爆炸那样在一瞬间完成。这种控制是在核反应堆中利用减速剂（如镉、铪、重水等）实现的。

放射性同位素也可用于诊断疾病，检查金属铸件内部损伤，分析炼钢过程中去硫和去磷的程度，研究动、植物的生理和生化过程及营养吸收代谢规律等。

利用放射线的电离作用，可以消除静电。例如在化纤、纺织等生产中，由于摩擦、分离等原因，织物和纤维上常聚集电荷，从而影响产品的质量。在胶片厂、火药厂等易燃工厂中，静电放电时产生的火花会造成严重事故，如果这时将放射性同位素（放射源）放在容易产生静电的地方，射线不断地使附近空气电离，从而使静电被中和，这样就可以消除静电，保证产品质量以及生产的安全。

考古学上有一种确定文物“年龄”的方法，叫碳素断代法，它是利用碳的同位素之一 ^{14}C 的变化来测定的。 ^{14}C 是放射性同位素。在大气中，它与稳定的同位素 ^{12}C 以一定比例存在于二氧化碳中，经过植物的光合作用，这种二氧化碳被植物吸收，合成植物体内的淀粉、纤维素……在植物体内， ^{14}C 与 ^{12}C 保持与大气中存在的同样的比例。动物吃了植物以后， ^{14}C 又转入动物体内，在动物体内的 ^{14}C 与 ^{12}C 也保持与大气、植物中存在的同样比例。动物通过呼吸等形式又将 CO_2 转入大气之中，如此不断的循环，放射性同位素 ^{14}C 与稳定的同位素 ^{12}C 的比例在大气及动植物体内都保持一样。当动植物死后，它们与外界的物质交换停止了， ^{14}C 的交换也就停止了。原来存在于动植物体内的 ^{14}C 不断放出射线而变成其他原子， ^{14}C 的含量不断减少。经科学家测定， ^{14}C 的含量每减少一半，要经过 5730 ± 40 年。考古学家运用这个方法，只要测定古代遗址中某文物的 ^{14}C 的含量，就可以推算出它的“年龄”了。如：测得某文物中 ^{14}C 减少了25%，那么可以推算出该文物距今约有2900年的历史。

应该指出，放射性同位素对人体组织有破坏作用，因此使用放射性同位素时必须注意安全，要避免射线过多地照射人体，还要防止放射性物质对水源、空气、用具以及工作场所的污染。

现代科技也为使用稳定的同位素开辟了新的途径。从蛋白质的合成到遗传本质的研究，许多生物化学过程都可以使用一些稳定的同位素如 ${}^1_1\text{H}$ 、 ${}^{13}_6\text{C}$ 、 ${}^{15}_7\text{N}$ 、 ${}^{17}_8\text{O}$ 、 ${}^{32}_{16}\text{S}$ 等。

§ 1-2 原子核外电子的排布

在化学反应中，通常原子核并不发生变化，只是某些核外电子发生变迁。因此，只有了解原子核外电子的运动状态和排布规律，才能认识物质的微观世界及化学变化的本质。

一、原子核外电子运动的特征

我们在生活中见到汽车在公路上奔驰，飞机在天空飞行，这些宏观物体在某一时刻的位置都可以测定或计算出来，并描画出它们的运动轨迹，而质量微小的电子，在极小的空间作高速运动（其速度接近光速），因此，核外电子的运动规律跟上述普通物体不同，我们无法像宏观物体那样同时测定它的运动速度和位置，也不能

描绘它的运动轨迹。我们在描述核外电子运动时，只能指出它在原子核外空间某处出现机会的多少。通常用小黑点的疏密来表示电子在核外空间单位体积内出现机会的多少。

现代科学证明，电子在核外出现机会最多的空间区域是一定的，习惯上把这一空间区域称为原子轨道。图 1-1 为氢原子的电子处于稳定时的原子轨道示意图。

由图 1-1 可以看出，氢原子核外的一个电子在一个球形的区域内出现机会最多。

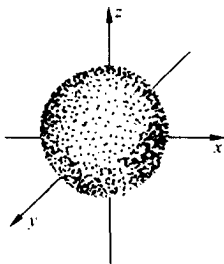


图 1-1 基态氢原子轨道示意图

在离核一定距离内，小黑点很密，说明电子在核外这一空间单位体积内出现的机会较多；离核越远，小黑点越稀，说明电子在核外此空间单位体积内出现的机会较少。

二、核外电子的排布

在含有多个电子的原子里，原子的能量并不相同。能量低的，通常在离核较近的区域运动；能量高的，通常在离核远的区域运动。据此，人们将核外电子运动的空间分为若干个电子层。把能量最低、离核最近的叫第一层；能量稍高，离核稍远的叫第二层，由里

表 1-3 部分元素原子的电子层排布

核电荷数	元素名称	元素符号	各电子层的电子数			
			K	L	M	N
1	氢	H	1			
2	氦	He	2			
3	锂	Li	2	1		
4	铍	Be	2	2		
5	硼	B	2	3		
6	碳	C	2	4		
7	氮	N	2	5		
8	氧	O	2	6		
9	氟	F	2	7		
10	氖	Ne	2	8		
11	钠	Na	2	8	1	
12	镁	Mg	2	8	2	
13	铝	Al	2	8	3	
14	硅	Si	2	8	4	
15	磷	P	2	8	5	
16	硫	S	2	8	6	
17	氯	Cl	2	8	7	
18	氩	Ar	2	8	8	

往外依次类推 叫三、四、五、六、七层 也可依次叫 K、L、M、N、O、P、Q 层。这样,电子就可以看作是在能量不同的电子层上运动的。

核外电子的分层运动,又叫核外电子的分层排布。科学研究证明,核电荷数从 1 到 18 的元素和 6 个稀有气体元素原子的电子层排布情况见表 1-3 和表 1-4。

表 1-4 稀有气体元素原子的电子层排布

核电荷数	元素名称	元素符号	各电子层的电子数					
			K	L	M	N	O	P
2	氦	He	2					
10	氖	Ne	2	8				
18	氩	Ar	2	8	8			
36	氪	Kr	2	8	18	8		
54	氙	Xe	2	8	18	18	8	
86	氡	Rn	2	8	18	32	18	18

从表 1-3 和表 1-4 可以看出,核外电子的分层排布是有一定规律的。

首先,各电子层最多容纳的电子数目是 $2n^2$ 个(n 为电子层的数目)。如 M 层, $n=3$;它最多容纳的电子数: $2 \times 3^2 = 18$ (个)。

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)。

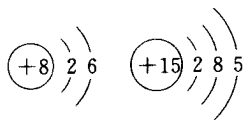
第三,次外层电子数目不超过 18 个,倒数第三层电子数目不超过 32 个。

科学研究还发现另一条规律,就是核外电子总是尽先排在能量最低的电子层里,然后由里往外,依次排在能量稍高的电子层里 即排满了 K 层才排 L 层 排满了 L 层才排 M 层。

以上几点是互相联系的。例如,当 M 层不是最外层时,最多可

以排 18 个电子，而当它为最外层时，则最多可以排布 8 个电子。

我们可以根据上述电子排布规律画出原子结构示意图。图 1-2 是两种元素原子的原子结构示意图。



图中 $(+15)$ 表示原子核内有 15 个质子，弧线表示电子层，弧线上方的数字表示该电子层的电子数。

图 1-2 氧元素和磷元素原子结构示意图

科学研究还发现，在同一电子层中，电子的能量还稍有差别。根据这个差别，又可以把一个电子层分成一个或几个亚层，按能量由低到高分别用 s 、 p 、 d 、 f 等符号表示。

§ 1-3 元素周期律与元素周期表

一、元素周期律

从感性到理性，从个别到一般，这是人类认识事物的规律。随着元素的不断被发现，人们自然要探索：元素原子的结构和元素的性质变化有无规律性？它们之间有无内在的联系？为了探索这些问题，我们把原子序数从 3~18 号元素原子的外层电子排布和主要性质列入表 1-5。

通过表 1-5 可以清楚地看到如下几点。

1. 原子核外电子排布的周期性

原子序数从 3~10 的元素，即从锂到氖，有两个电子层，最外层电子从 1 个递增到 8 个，达到稳定结构。

11~18 号元素 即从 Na 到 Ar 有 K、L、M 三个电子层，最外层电子数也从 1 个递增到 8 个，达到稳定结构。如果我们对 18 号以后的元素继续研究下去，同样可以发现，每隔一定数目的元素，会重复出现原子最外层电子数从 1 个递增到 8 个的情况。也就是

(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
元素符号	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
最外层电子结构	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^6$
原子半径(10^{-10} m)	1.86	1.60	1.43	1.17	1.10	1.02	0.99	1.91
金属性与非金属性	活泼金属	较活泼金属	两性元素	非金属	较活泼非金属	活泼非金属	很活泼非金属	稀有气体
最高价氧化物分子式	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—
最高价氧化物的水化物分子式	NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$ H_3AlO_3	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4	—
酸碱性	强碱	中强碱	两性	弱酸	中强酸	强酸	最强酸	—
氢化物的分子式	NaH	MgH_2	AlH_3	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	—
化合价	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -3	+6 -2	+7 -1	0
金属性和非金属性递变	从左到右金属性逐渐减弱, 非金属性逐渐增强							
最高价氧化物的水化物 酸碱性递变	从左到右碱性逐渐减弱, 酸性逐渐增强							

注: ①在氯的氧化物 OF_2 中, 氧为正 2 价。

说，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。

2. 原子半径的周期性变化

从表 1-5 可以看出，原子序数从 3~9 号元素，即从锂到氟，随着原子序数的递增，原子半径*由 $1.52 \times 10^{-10} \text{ m}$ 递减到 $0.71 \times 10^{-10} \text{ m}$ ，即原子半径由大逐渐变小。从 11~17 号元素，即从钠到氯，随着原子序数的递增，原子半径由 $1.86 \times 10^{-10} \text{ m}$ 递减到 $0.99 \times 10^{-10} \text{ m}$ ，原子半径也是由大逐渐变小。如果把所有的元素按照原子序数递增的顺序排列起来，将会发现，随着原子序数的递增，元素的原子半径呈现周期性的变化。

3. 元素的金属性和非金属性的周期性变化

元素的金属性和非金属性是指元素的原子在反应中失去或得到电子的能力。失去电子能力越强，金属性越强；得到电子能力越强，非金属性越强。一般情况下，我们可以从元素的单质从水或酸中置换出氢气的难易，元素氧化物的水化物（氧化物间接或直接与水生成的化合物）——氢氧化物的碱性强弱，来判断元素金属性的强弱；可以从元素氧化物的水化物的酸性强弱，或从跟氢气生成气态氢化物的难易来判断元素非金属性的强弱。

我们以 11~18 号元素为例来说明元素的金属性和非金属性的周期性变化。

第 11 号元素是钠，钠跟冷水起反应的情况是怎样的呢？

[演示 1-1] 切下绿豆大小的一块钠，投入盛有水且滴入 2 滴酚酞试液的烧杯中，观察现象。

从实验可以看到，钠比水轻，浮在水面上。钠与水反应放出大

* 对于同种元素形成的分子（如 Cl_2 ）将两原子核间距离的一半称为共价半径。对于金属通常认为原子是相互紧挨的，把相邻两原子核间距离的一半称为金属半径。

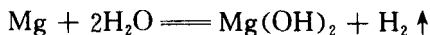
量的热，使钠熔成一个闪亮的小球。小球向各个方向迅速游动，产生气体并使溶液由无色变为红色。这说明钠与水反应生成了碱，并放出氢气。



第 12 号元素是镁。镁跟水起反应的情况又是怎样的呢？

[演示 1-2] 放少许镁粉于试管中，加 3 mL 水，往水中滴 2 滴无色的酚酞试液，观察现象。然后，加热试管至水沸腾。观察发生的现象。

实验表明，镁不易跟冷水反应，但加热至沸腾时有大量气泡产生，同时，溶液颜色逐渐变红，说明发生了反应。化学反应方程式如下：

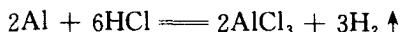


镁能从水中置换出氢气，说明它是一种活泼金属。但它只能跟沸水起明显反应，所生成的氢氧化镁的碱性也比氢氧化钠弱，说明它的金属活动性不如钠强。

第 13 号元素是铝，我们同样先观察一个实验过程。

[演示 1-3] 取一小片铝和一小段镁条，用砂纸擦去氧化膜，分别放入两个试管中，再各加入 2 mL 浓度为 $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 盐酸，观察发生的现象。

我们看到，两个试管中的金属均能与盐酸反应，置换出氢气。化学反应方程式如下：

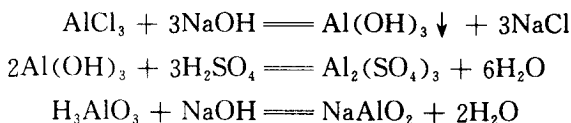


但铝跟酸的反应不如镁跟酸的反应剧烈。也就是说，铝的金属活动性不如镁强。事实上铝已经表现出一定的非金属性。成为典型的两性元素。这一点可通过如下实验予以验证。

[演示 1-4] 取 $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 的三氯化铝溶液注入试管中，滴加 $3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 的氢氧化钠溶液至产生大量的氢氧化铝白色絮状沉淀为止。将氢氧化铝沉淀分别盛在两个试管中，然后分别滴加 $3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 硫酸和 $6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 氢氧化钠溶液，观察发生的现象。

我们看到，两个试管中的白色沉淀都消失了。这说明，氢氧化铝既能跟酸起反应，又能跟碱起反应，表现出明显的两性。当然与之对应的金属铝必然具有两性，即金属铝是金属性元素，既具有金属性，又具有非金属性。

上述反应的化学方程式如下：



当 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 跟碱起反应时，其分子式可以写成 H_3AlO_3 的形式。

第 14 号元素硅是非金属。硅的氧化物二氧化硅是酸性氧化物，对应的水化物是硅酸，它是一种很弱的酸。硅只有在高温下才能和氢气起反应生成气态氢化物。

第 15 号元素磷是非金属。它的最高氧化物是五氧化二磷，对应的水化物是磷酸，属于中强酸。磷的蒸气和氢气起反应生成气态氢化物 PH_3 ，但非常困难。

第 16 号元素硫是比较活泼的非金属，它的最高价氧化物是三氧化硫，对应水化物是硫酸，它是一种强酸。在加热时硫能跟氢气化合生成气态氢化物硫化氢。

第 17 号元素氯是很活泼的非金属，它的最高价氧化物是七氧化二氯 (Cl_2O_7)，对应水化物是高氯酸 (HClO_4)，它是已知含氧酸中最强的一种酸。氯气跟氢气在光照或点燃时能发生爆炸而化合，生成气态氢化物氯化氢。

第 18 号元素氩是一种稀有气体。

综上所述，不难得出如下结论：

Na、Mg、Al、Si、P、S、Cl

金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强

对 3~10 号元素和 18 号以后的元素的性质逐一进行探讨，也会得到类似的结论。也就是说，随着原子序数的递增，元素的金属性和非金属性呈周期性变化。

4. 元素主要化合价的周期性变化

从表 1-5 可以看到 从第 11 号元素到 18 号元素在极大程度上重复着第 3 号元素到第 10 号元素所表现的化合价变化是从正价 +1(钠) 逐渐递变到 +7(氯) 从中部的元素开始有负价 负价是从 -4(硅) 递变到 -1(氯) 如果研究第 18 号元素以后的元素的化合价，同样可以得到与前面元素相似的变化。也就是说，元素的化合价随着原子序数的递增而呈现周期性的变化。

通过以上事实。我们可以归纳出这样一条规律，就是元素的性质随着元素原子序数的递增而呈周期性的变化。这个规律叫做元素周期律。

元素性质的周期性变化是元素原子的核外电子排布的周期性变化的必然结果。值得注意的是，元素性质的周期性变化不是简单的机械重复，而是有所差别，有所发展。

[演示 1-5] 切下绿豆大小的一块钾，投入盛有水且滴入几滴酚酞试液的烧杯中，观察现象。用钾做同样的实验，并与钠的现象进行比较。

从实验观察到，钠比水轻，浮在水面上。钠与水反应放出大量的热，使钠熔成一个闪亮的小球。小球向各个方向迅速游动，逐渐变小，最后完全消失。钾比钠反应更剧烈。钾的小球在水面上，边游动，边燃烧。

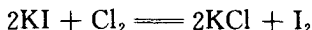
实验现象表明：钾的金属性比钠强。它们的氧化物对应的水化物的碱性也有类似的规律。即



[演示 1-6] 把少量氯水分别注入盛有 NaBr 溶液和 KI 溶液的两个试管里，用力振荡后，再注入少量无色汽油（或四氯化碳），振荡。观察油层和溶液颜色的变化。

[演示 1-7] 把少量溴水注入盛有 KI 溶液的试管里，用力振荡。观察溶液颜色的变化。

从上述实验颜色变化可以得到：



即按氯、溴、碘的顺序 排在前面的元素的单质，可以把排在后边的元素，从其化合物里置换出来，证明氯的非金属性比溴强。溴的非金属性比碘强。

二、元素周期表

根据元素周期律，把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横行，把不同横行中外层电子数相同的元素按电子层递增的顺序由上而下排成纵列，就可以得到一个表，这个表叫元素周期表（见附录：元素周期表）。它是元素周期律的具体表现形式，反映了元素之间相互联系的规律。

1. 元素周期表的结构

(1) 周期

具有相同的电子层数而又按照原子序数递增的顺序排列的一系列元素称为一个周期。周期的序数就是该周期元素原子具有的电子层数。周期表中目前有 7 个周期 第一、二、三周期所含元素数

分别为 2、8、8 叫短周期 第四、五周期各含 18 个元素，第六周期含 32 个元素，它们都叫长周期；第七周期从理论推算也应有 32 个元素；但目前尚未填满，称不完全周期。

第六周期中 从 57 号元素 La 到 71 号元素 Lu 共 15 种元素，它们的电子层结构和性质十分相似，总称镧系元素。第七周期中，从 89 号元素 Ac 到 103 号元素 Lr，电子层结构和性质也十分相似 总称锕系元素。为了使周期表紧凑 把它们分别列在表的下方。

锕系元素中铀以后的元素多数是人工进行核反应制得的元素 叫做超铀元素。

(2) 族

把不同周期中外围电子数相同的元素组成 18 个纵行 第 8、9、10 三个纵行合称第Ⅷ族 其余 15 个纵行 每个纵行作为一族 由长、短周期元素共同构成的族叫做主族 标以 IA、IIA、IIIA、……、VIIA；完全由长周期元素构成的族叫做副族，标以 IB、IIB、IIIB、……、VIIB 稀有气体元素通常难以发生化学反应 化合价看作零 因而叫零族 标以 0。所以 整个周期表有 7 个主族 7 个副族 1 个Ⅷ族 1 个 0 族 共 16 个族 全部副族和第Ⅷ族元素统称过渡元素。

主族元素的族序数等于元素原子最外层电子数。

2. 周期表中元素性质的递变律

在周期表里，元素性质的变化是有规律的。我们掌握了这一规律，对认识元素的单质以及所形成的化合物的性质是很有帮助的。

(1) 同一主族的元素性质。

由 IA 中 Na、K 和第 VII 族卤素的讨论可知，随着原子序数的递增，自上而下元素的金属性逐渐增强，非金属性逐渐减弱。

主族元素的最高正化合价等于它所在族的序数（除 O、F）因为它们的最外层电子数与族序数相等。非金属元素的最高正化合价和它的负化合价绝对值的和等于 8。

(2) 由第二及第三周期元素性质递变可以推知：