

# 全面理解原子结构与性质周期性变化中的特殊性

宁夏育才中学 750021 吴根亮

1. 能量最低原理就是电子首先填充到能量最低的轨道中去

能量最低原理是指基态原子核外电子的排布力求使整个原子的能量处于最低状态。不能将能量最低原理简单地理解成就是电子首先填充到能量最低的轨道中去。整个原子的能量也不能机械地看做各电子所处轨道的能量之和。因为某电子的“轨道能”不仅与核电荷数、能层、能级等有关，还动态地与电子的数目以及与其他电子各处到什么轨道上有关。

因此，能量最低原理不是指原子轨道能量高低，也不是指原子轨道能量和最低，而是指原子体系的总能量最低。

2. 构造原理的顺序就是各能级能量由低到高

▶再则，要排除一些修饰词语的干扰，比如：纯净的水、洁净的空气都是混合物，而冰水混合物则是纯净物，因为冰水混合物中只含有水一种物质；合金、溶液和自然界中的各种水（除蒸馏水被认为是纯净物）都是混合物。

## 六、弄清各类别物质的微观示意图

近年来各地中考试题往往给出粒子的微观示意图，让学生通过观察分析示意图中微粒构成和组成情况判断表示物质类别，试题中不外乎以下几种类型，教学中针对以下几类微观示意图训练学生的识别能力，才能解决千变万化的中考试题。

### 1. 表示单质的几种微观示意图

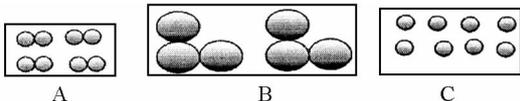
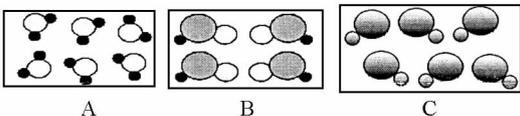


图 A：表示由 2 个原子构成的分子组成的单质。  
图 B：表示由 3 个原子构成的分子组成的单质。  
图 C：表示由 1 个原子直接构成的单质。

### 2. 表示化合物的几种微观示意图



的顺序

构造原理是电子随核电荷数递增填充电子在次序上的顺序，并不意味着先填能级的能量一定比后填能级的能量低。例如 3d 能级的能量并不一定比 4s 能级的能量高。举例说明，对于 K、Ca 等原子，3d 与 4s 电子间相互屏蔽的现象不存在或不很重要，这时 4s 电子仅比 3d 电子稍微弥散一些，使其核吸引能稍微大一些，同时它所受到内层电子的排斥作用却稍小，其平均动能也稍小，总的结果是  $E_{4s} < E_{3d}$ 。当 3d 电子与 4s 电子共存时，例如 Sc 等元素的情况，由于 3d 电子对 4s 电子显著的屏蔽作用，使 4s 电子弥散的程度显著地超过 3d 电子，故使其核吸引能显著地超过 3d 电子，致使总的结果  $E_{4s} < E_{3d}$ 。

图 A：表示由 2 种元素 3 个原子构成的分子组成的化合物，也可能是氧化物。

图 B：表示由 3 种元素 3 个原子构成的分子组成的化合物。

图 C：表示由 2 种元素 2 个原子构成的分子组成的化合物，也可能是氧化物。

### 3. 表示混合物的几种微观示意图

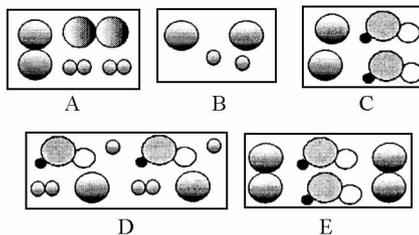


图 A：表示由 2 种单质组成的混合物。

图 B：表示由 2 种单原子组成的混合物。

图 C：表示由 1 种单原子和 1 种 3 原子分子组成的混合物。

图 D：表示由 2 种分子和 2 种原子组成的混合物

图 E：表示 2 种分子组成的混合物。

(收稿日期：2014-01-02)

需要说明的是,所谓随核电荷数递增电子填入轨道,是一种形象的说法,是一种思维模式,事实上单独地考察一个多电子原子的电子在原子核外排布时并没有先后填入的次序。

3. 电子总数相等的不同微粒,其电子组态也是一样的

影响能量的因素主要有两个:原子核对电子的吸引力和电子之间的排斥力,这是两个相反的因素,经常是其中一个居主导地位,另一个居次要地位。当原子核对电子的吸引力居主导地位时,电子填入能层数较小的轨道会使整个原子的能量较低;当电子的排斥力居主导时,情况相反。如 Ca 和  $Ti^{2+}$ ,电子总数都等于 20,但 Ca 的价电子组态为  $4s^2$ ,而  $Ti^{2+}$  的价电子组态为  $3d^2$ ,可理解为: $Ti^{2+}$  核电荷数(+22)比 Ca 原子核电荷(+20)大,核对电子的引力占主导地位,电子填入能层数较小的 3d 轨道整个原子的能量较低。

4. 原子的电子层数越多,半径就越大

原子半径不仅和电子的能层数有关,而且与核电荷数,最外层电子数有关。我们通常比较的是同一周期内随原子序数的增加半径减小,或同一主族元素的原子半径随能层数增加而增大。但能层数少且核电荷数小的原子,核外电子受的力较弱,半径可能比较大;而层数比较多的,核电荷数较大的原子,核外电子受的力比较大,有可能半径比较小。例如,Li 的原子半径为 152 pm,而能层数更多的 Al 为 143 pm;Na 的原子半径为 186 pm,而能层数更多的 Fe 为 124 pm。

5. 原子核外电子排布的最大能层数等于其在周期表中的周期数

一般说来,可以根据周期表上元素的“外围电子排布”确定其在元素周期表中的位置,例如,26 号元素 Fe 的简化电子排布式为  $[Ar]3d^64s^2$ ,最大能层数是 4,它在元素周期表中的位置是第 4 周期第 VIII 族;而 46 号 Pd 的简化电子排布式为  $[Kr]4d^{10}$ ,最大能层数是 4,但在周期表中的位置是在第 5 周期。

6. 依据洪特规则中“半满规则”,74 号元素钨(W)的电子排布式为  $[Xe]4f^{14}5d^56s^1$  而不是  $[Xe]4f^{14}5d^46s^2$

电子在不同能级间的跃迁要考虑电子组态的

能量差和其他能级电子的屏蔽作用。第 6 周期的 W,由于 4f 电子的屏蔽作用,使  $E_{6s}$  和  $E_{5d}$  的差较大,故从 6s 跃迁至 5d 比较困难,所以电子排布式应为:  $[Xe]4f^{14}5d^56s^1$ ,而不是  $[Xe]4f^{14}5d^46s^2$ 。

7. 元素的外围电子就是最外层电子

外围电子简称价电子,主族元素的外围电子为该元素原子的最外层电子。如碱金属原子的外围电子排布为  $ns^1$ 。而副族元素和第 VIII 族外围电子与其最外层电子和内层电子数有关。如铁元素原子的外围电子排布为  $3d^64s^2$ 。

8. 根据元素周期表区划分的依据,元素 He 应该在 s 区而不是在 p 区

根据构造原理最后填入电子的能级符号即为该区的名称,按照电子排布,可把元素周期表划分为 5 个区,元素 He,核外电子排布:  $1s^2$ ,按照定义应该在 s 区。严格的说区划分的依据应该是由构造原理外围电子填入电子的能级符号来确定,这样 s 区指的是价电子是  $ns^{1-2}$  个电子的区, p 区指  $ns^2np^{1-6}$ ,但 He 特殊只有  $s^2$  而没有 p;这样也能解释周期表 d 区的 Pd 与 Pt 元素的最外层的 d 电子能级分别是 10 个和 9 个。

9. 元素的金属性越强,第一电离能就越小

元素的金属性越强,第一电离能不一定就越小。元素第一电离能的大小除了与原子半径核电荷数有关外,还与元素的外围电子构型有关。例如,第三周期的 Mg( $3s^2$  为全充满状态,稳定)的第一电离能大于 Al( $3s^23p^1$ ) 的第一电离能。 $P(3s^23p^3)$  的第一电离能大于  $S(3s^23p^4)$  的第一电离能。

10. 元素的非金属性越强,电负性就越大

电负性就是描述不同元素的原子对键合电子吸引力的大小。一般来说,周期表从左到右,元素的电负性逐渐变大;周期表从上到下,元素电负性逐渐减小。这与元素的金属性和非金属性强弱相一致。但并不是元素的电负性值越大,元素的非金属性越强;电负性值越小,元素的金属性越强。例如,电负性数值  $O(3.5) > Cl(3.0)$ ,但非金属性相比 Cl 强;第 III A 族元素  $Al(1.5)$ 、 $Ga(1.6)$ 、 $In(1.7)$  和  $Tl(1.8)$ ,元素金属性依次增强,但电负性数值依次变大。

(收稿日期:2014-04-18)