

原子结构教学中很容易出现误解的几点

宁夏育才中学 750021 王开山

一、对能量最低原理的误解

关于能量最低原理,很多教师和学生都简单的理解成了电子首先填充到能量最低的轨道中去(很多资料上都这样表述)。这样去理解能量最低原理是错误的。因为某原子核外电子所处的“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在什么轨道上有关。即原子轨道的能量大小并非一成不变,而是动态变化的。

所以,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之和最低,而是指原子体系的总能量处于最低状态。

还有一点,就是在人教版教材中有这样一句话“基态原子的核外电子排布遵循能量最低原理、泡利原理和洪特规则。”

泡利原理的表述为“在一个原子轨道里,最多只能容纳 2 个电子,而且它们的自旋状态相反”。洪特规则表述为“当电子排布在同一能级的不同轨道时,基态原子中的电子总是优先单独占据一个轨道,而且自旋状态相同。”

量子力学证明:两个电子占据同一轨道时,自旋方向相反,有利于原子体系的能量降低。洪特

规则及其特例(全满、半满、全空)是对泡利原理的补充,这样也可使原子的整体能量最低。由此可以看出,泡利原理和洪特规则及其特例均是从能量最低的角度来阐述核外电子是怎样排布的,泡利原理和洪特规则及其特例实际上就是能量最低原理的具体体现。所以,能量最低原理、泡利原理和洪特规则及其特例不是并列关系,而是从属关系。笔者认为,“基态原子的核外电子排布遵循能量最低原理、泡利原理和洪特规则”的说法值得商榷。

二、对构造原理的误解

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,但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,同时它所受到内实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

► 分子(I)中苯环所在平面上至少有 12 个原子(8 碳 4 氢), $-\text{CH}_3$ 中的氢原子依单键的旋转可以有 1 个在该面上;另一个侧链中 7 个原子肯定在一个面上,依单键的旋转此面可以与苯环所在平面重叠,故该分子中至多有 19 个原子(11 碳 8 氢)共面。

分子(II)中则至少有 14 个原子(10 碳 4 氢)在苯环所在平面上,至多也有 19 个原子(11 碳 8 氢)共面。

以上两个分子结构表示为如图 4 所示,会更清楚。其中虚线所示的四边形和直线分别标示了共面和共线的原子。当处于同一直线上的原子中,有两个原子处于某一面上,则其余原子一定也

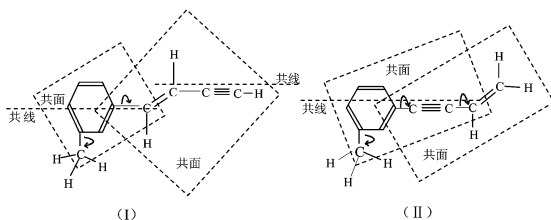


图 4

在这一面上。如(II)中共线的 6 个原子既在苯环所在面上,也在含双键碳的面上,与单键的旋转无关。特别指出,计数时不要忘记直接连在苯环上的氢原子。

(收稿日期:2014-03-06)

卤代烃学习中值得关注的问题

北京市十一学校 100039 李 军

【问题 1】课本上提到的常用到的卤代烃有哪些？

涂改液主要含有二氯乙烷、三氯乙烷和四氯乙烷等对眼睛有刺激作用的卤代烃；制冷剂所使用的氟利昂即氯氟碳化合物很容易液化是很好的制冷剂，但氯的存在会导致臭氧层空洞；合成高分子塑料和纤维等，如聚四氟乙烯用于不粘锅、聚氯

乙烯用做塑料管。农药如“六六六”已经禁止生产。四氯化碳是实验室常见的溶剂和萃取剂。

【问题 2】卤代烃的物理性质有哪些？

常温下，卤代烃中除了（ CH_3Cl 、 $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ 、 $\text{CH}_2=\text{CHCl}$ ）为气体外，大多数为液体或固体（15 个碳以上的为固体）；卤代烃是非电解质，不溶于水；卤代烃的沸点和密度大于相应的烃（一氯代

▷ 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 $E_{4s} > E_{3d}$ 。

还需要说明的是，构造原理所表述的电子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。

三、对核外电子排布的误解

很多教师认为，电子总数相等的不同微粒，其核外电子排布也是一样的。其实不一定。

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 的核外电子排布为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ，而 Ti^{2+} 的核外电子排布为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$ ，可理解为： Ti^{2+} 核电荷数（+22）比 Ca 原子核电荷（+20）大，核对外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。Ni 和 Cu^+ 都有 28 个电子，但 Cu^+ 比 Ni 的核电荷大，所以 Cu^+ 的价电子全部填入 3d 轨道，核外电子排布为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ ，而 Ni 却有两个电子填入 4s 轨道，核外电子排布为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$ 。即当核电荷对电子的吸引力居主导地位时，电子填

入比较弥散的 3d 轨道可以使内层电子受原子核更大的吸引，从而引起整个原子的能量下降。反之，填入 4s 轨道可引起整个原子的能量下降。

四、对电子层数与原子半径大小关系的误解

原子半径不仅和原子核外电子层数有关，而且与核内质子数、核外电子数有关。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层数增加而增大。但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 152pm，而层数更多的 Al 为 143pm；Na 的原子半径为 186pm，而层数更多的 Fe 为 124pm。

五、对“半满规则”的误解

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。如第六周期的 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： $[\text{Xe}]4f^{14}5d^46s^2$ ，而不是 $[\text{Xe}]4f^{14}5d^56s^1$ 。

笔者认为，对原子结构的教學应抓住“原子是一个整体，原子核外电子排布的核心原则是要使原子体系的总能量处于最低状态”这一核心。不能将原子核外电子的排布归纳为几个规律或原则，还要考虑原子核对核外电子吸引力的强弱、电子的穿透效应以及电子与电子之间的屏蔽效应等。

（收稿日期：2014-02-27）