

“物质结构 元素周期律”复习导航

江苏省栟茶高级中学

226406 叶雪美

“物质结构 元素周期律”一章既是《化学 2》的重点,又是高考考查的热点。为帮助学生复习掌握本章知识,现简要谈谈其复习方法。

一、把握重点知识,做到有的放矢

本章从知识体系上可分为原子结构、元素周期表、元素周期律与化学键四部分。原子结构部分的重点是原子构成及其关系式、原子结构的表示方法(原子结构示意图、核素符号、电子式)、原子核外电子的排布规律、核素与同位素的知识。元素周期表部分的重点是元素周期表的结构、元素“位、构、性”之间的关系、元素周期表中的变化规律。元素周期律部分的重点是元素周期律的内容和实质。化学键部分的重点是化学键与化合物的类型、电子式的书写方法等。复习过程中,要把握这些重点知识,认真剖析,归纳梳理,揭示本质,从而有的放矢,抓住关键,深刻理解。

二、做到“心中有表”,掌握元素周期律

元素周期表是元素周期律的具体表现形式,是学习化学的一种重要工具;元素周期律揭示了元素性质的变化规律。复习过程中,要做到“心中有表”,把握元素周期表的结构,明确各周期和各族的特点及各族的排列顺序;要牢记主族元素和前 20 号元素在周期表的位置及各周期所容纳的元素种数;要熟悉元素周期表的结构与原子结构的关系;要熟记各周期 0 族元素的原子序数。在此基础上,掌握元素周期律,理解同周期和同主族元素及其化合物性质的变化规律,掌握元素“位、构、性”之间的关系,能够灵活应用元素周期表推断元素,能够根据元素周期律推测元素及其化合物的性质,能够根据元素在周期表中的位置推断原子结构等。

三、注重分析比较,加深知识理解

有比较才有鉴别。本章有许多知识既有联系又有区别,既有相似性又有差异性。这些知识主要有:①电子、质子与中子;②质量数、质子数、中子数与核电荷数;③元素的相对原子质量与核素的相对原子质量;④元素、核素与同位素;⑤主族、

副族、Ⅷ族与 0 族;⑥长周期与短周期;⑦元素的金属性与非金属性;⑧元素的性质与单质的性质;⑨离子键与共价键、极性键与非极性键;⑩离子化合物与共价化合物等。复习过程中,对这些知识要注重分析比较,辨别异同,弄清联系,明确区别,从而避免相互混淆,加深知识理解,达到准确掌握。如长周期与短周期的比较见表 1、离子化合物与共价化合物的比较见表 2。

表 1 长周期与短周期的比较

类别	短周期	长周期
含义	由主族元素和 0 族元素组成的周期	由主族元素、副族元素、Ⅷ族和 0 族元素组成的周期
包含周期和元素种数	一、二、三周期,分别有 2 种、8 种、8 种元素	四、五、六、七周期,分别有 18 种、18 种、32 种、26 种(目前)元素

表 2 离子化合物与共价化合物的比较

类别	离子化合物	共价化合物
概念	由离子键构成的化合物叫做离子化合物	以共用电子对形成分子的化合物叫做共价化合物
所含化学键	离子键或离子键和共价键	共价键
构成粒子	阴、阳离子	原子
导电性	熔融状态或水溶液导电	熔融状态不导电,溶于水时有的导电(如 HCl),有的不导电(如酒精)
物质种类	强碱、活泼金属的氧化物与过氧化物、大多数盐	酸、非金属氢化物、非金属氧化物、多数有机物

四、总结知识规律,揭示内在本质

本章蕴含着丰富的知识规律。如核外电子的排布规律、微粒半径大小的比较规律、元素的金属性与非金属性强弱的判断规律、电子层结构相同离子的知识规律、元素周期表中的变化规律、元素周期表中的特殊规律[原子序数(化合价)的“奇偶”规律、原子序数的“序差”规律、元素性质的对角线规律、“三角”元素的性质规律]等。复习过程中,要注重总结知识规律,从而揭示内在本质,达

到举一反三,能够灵活运用。如电子层结构相同离子的知识规律可总结如下。

1. 电子层结构相同的离子,核外电子排布相同,核外电子数相等。

2. 电子层结构相同的阴、阳离子所对应元素在元素周期表中位于相邻周期,且阴离子所对应元素在相邻的上一周期,阳离子所对应元素在相邻的下一周期;即元素位置的“阴上阳下”规律。

3. 电子层结构相同的阴、阳离子,阴离子所对应元素的原子序数比阳离子所对应元素的原子序数小,即原子序数的“阴小阳大”规律。

4. 电子层结构相同的阴、阳离子,核电荷数越大,离子半径越小;即离子半径的“核大径小”规律。

五、要抓住特殊性,谨防出现错误

复习本章知识,在掌握一般规律的同时要抓住特殊性知识,准确理解,熟记于心,避免一知半解,从而谨防出现错误。本章的特殊性知识主要有以下内容。

1. 元素的特殊性

(1) 大多数元素在自然界中有稳定的同位素,但 Na、F、P、Al 等 20 多种元素却未发现稳定的同位素。

(2) 氧元素在化合物中不一定显 -2 价,如在 Na_2O_2 、 H_2O_2 等过氧化物中氧元素显 -1 价,在 OF_2 中氧元素显 +2 价。

(3) 氢元素在化合物中不一定显 +1 价,如在 NaH 、 KH 、 CaH_2 等金属氢化物中氢元素显 -1 价。

(4) 元素的金属性越强,其金属活动性不一定越强,如金属性: $\text{Na} > \text{Ca}$, $\text{Pb} > \text{Sn}$; 但金属活泼性: $\text{Ca} > \text{Na}$, $\text{Sn} > \text{Pb}$ 。

(5) 元素的非金属性越强,其非金属单质的活泼性不一定越强,如非金属性: $\text{N} > \text{P}$, 但活泼性: $\text{P} > \text{N}_2$ 。

2. 原子结构中的特殊性

(1) 原子核不一定由质子和中子构成,如 ^1_1H 。

(2) 原子最外层电子数小于或等于 4 的元素不一定是金属元素,如氢、氦、硼、碳和硅。

(3) 金属元素原子的最外层电子数不一定小于或等于 4,如铯、铷和钡。

(4) 稀有气体元素原子的最外层电子数不一定是 8,如氦。

(5) 质量数相同的原子,化学性质不一定相同,如 ^{40}Ca 和 ^{40}Ar 。

3. 元素周期表和元素周期律中的特殊性

(1) 原子最外层电子数为 1 的元素不一定是 I A 族元素,如铜、银、金都是 I B 族元素。(2) 原子最外层电子数为 2 的元素不一定是 II A 族元素,如氦是 0 族元素、大多数过渡元素原子最外层电子数也为 2。

(3) I A 族元素不一定是碱金属元素,如氢。

(4) 主族元素的最高正价不一定等于族序数,如氟和氧。

(5) 难失去(得到)电子的原子,不一定容易得到(失去)电子,如碳族元素和 0 族元素的原子既不容易得到电子,又不容易失去电子。

(6) 同周期元素从左到右,元素的原子半径不一定逐渐减小,如稀有气体元素的原子半径比相邻的卤族元素的原子半径大得多。

(7) 元素周期表中,每一周期不一定都是从碱金属元素开始,逐渐过渡到卤素,最后以稀有气体元素结束,如第一周期。

(8) 元素周期表中,每一周期元素的最高正价不一定都是从 +1 依次增加到 +7,如第一、二周期。

(9) 元素的原子序数越大,其相对原子质量不一定越大,如 ^{18}Ar 的相对原子质量大于 ^{19}K 的相对原子质量。

4. 化学键中的特殊性

(1) 活泼的金属元素与活泼的非金属元素不一定形成离子键,如铝与氯元素形成共价键。

(2) 非金属元素不一定只形成共价键,如铵盐中含有离子键。

(3) 含有共价键的化合物不一定是共价化合物,如 NaOH 和 Na_2O_2 属含有共价键的离子化合物。

(4) 含有非极性键的物质不一定是非金属单质,如 H_2O_2 、 C_2H_4 和 Na_2O_2 都含有非极性键的化合物。

(5) 离子化合物不一定含有金属离子,如铵盐。

(6) 物质分子中不一定存在化学键,如稀有气体分子。

(7) 气体单质分子不一定为双原子分子,如稀有气体单质分子为单原子分子,臭氧(O_3)为三原子分子。

(收稿日期: 2017-12-10)