

把握原子结构 掌握元素性质

——“原子结构与性质”复习导航

江苏省徐州市铜山中学 221000 杨芙蓉

复习“原子结构与性质”一章过程中,对概念要深刻理解,对知识规律要准确把握,理清有关知识之间的脉络,弄清相互联系与区别,从而抓住关键,揭示本质,举一反三,融会贯通。

一、编织知识网络,整体把握知识

复习本章知识,要以知识点为基础,编织知识网络(如图1所示),构建知识体系,形成立体知识,从而纲举目张,整体把握知识,做到统揽全局。

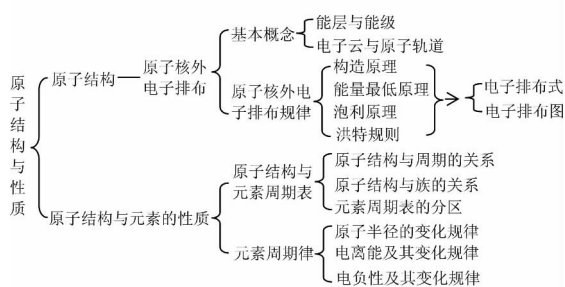


图 1

► $\Delta H_1 = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$
 $\Delta H_2 = -188 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 过氧化氢分解反应 $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$ 的 $\Delta H = \underline{\hspace{2cm}} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

解析 第(1)步:① $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) - \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = 0$ $\Delta H_1 = 286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 ② $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) - \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) = 0$
 $\Delta H_2 = 188 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 设①、②需要调整的倍数分别为 x 、 y , ①式乘以 x , ②式乘以 y

$$\textcircled{3} x [\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) - \text{H}_2\text{O}(\text{l})] = 0$$

$$x \Delta H_1 = -286x \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\textcircled{4} y [\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) - \text{H}_2\text{O}_2(\text{l})] = 0$$

$$y \Delta H_2 = -188y \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

二、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相似性又有差异性,既有联系又有区别。这些知识主要有:

- ①能层与能级;
- ②基态与激发态;
- ③电子排布式与电子排布图;
- ④电子云与原子轨道;
- ⑤s 轨道与 p 轨道;
- ⑥电离能与电负性等。

表 1

类别	s 轨道	p 轨道
形状	球形	哑铃形
对称性	球对称	轴对称
空间取向	/	x 、 y 、 z 轴三个方向相互垂直
轨道数	1	3

第(2)步:将③式和④式相加得

$$(-y) \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) + (-x) \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + (\frac{1}{2}x + y)$$

$$\text{O}_2(\text{g}) + (x+y) \text{H}_2(\text{g}) = 0 \quad x \Delta H_1 + y \Delta H_2$$

第(3)步:将目标热化学方程式移项,然后列关系式

$$2\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) - 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) - \text{O}_2(\text{g}) = 0 \quad \Delta H$$

$$-y = 2 \quad -x = -2 \quad \frac{1}{2}x + y = -1 \quad x + y = 0$$

$$\Delta H = x \Delta H_1 + y \Delta H_2$$

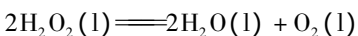
第(4)步:解未知数

$$x = 2 \quad y = -2$$

$$\text{得 } \Delta H = x \Delta H_1 + y \Delta H_2 = 2 \Delta H_1 - 2 \Delta H_2$$

$$= -196 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

所求热化学方程式为:



$$\Delta H = -196 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \quad (\text{收稿日期:2018-10-10})$$

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,深刻理解,避免混淆。如对 s 轨道与 p 轨道的概念的分析比较见表 1。

三、抓住排布规律,掌握表示方法

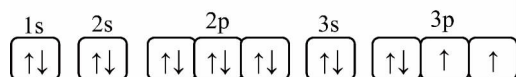
1. 核外电子排布的规律

处于基态的原子,其核外电子排布遵循构造原理、能量最低原理、泡利原理和洪特规则。复习过程中,要把握这些排布规律的内涵,达到深刻理解和能够灵活应用。

2. 核外电子排布的两表示方法

(1) 电子排布式:根据构造原理,在能级符号右上角用阿拉伯数字表示出该能级上排布的电子数,这种表示原子核外电子排布的式子叫做电子排布式。在书写电子排布式时,能层低的能级要写在左边,不能按填充顺序写。如₂₂Ti 的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ 。

(2) 电子排布图:用一个方框表示一个原子轨道,在原子轨道中用箭头表示电子及其自旋状态,这种表示原子核外电子排布的图式叫做电子排布图。如₁₆S 的电子排布图为



四、把握相互关系,掌握知识规律

1. 把握核外电子排布与周期表的关系,掌握周期表的结构。

(1) 核外电子排布与周期的关系:元素原子的电子层数 = 最高能层序数 = 周期序数,因此周期表中的 7 个周期分别对应 7 个能层。第 1 ~ 6 周期所包含的元素种数分别是 2、8、8、18、18、32;第 7 周期为不完全周期,目前有 26 种元素。

(2) 核外电子排布与族的关系:

① 主族元素原子的价电子数 = 主族序数;

② III B ~ VII B 族元素(镧系元素和铜系元素除外)原子的价电子数(次外层 d 电子数 + 最外层 s 电子数) = 族序数。

2. 把握核外电子排布与周期表中元素分区的关系,掌握元素的分区。

按原子核外电子排布,可把元素周期表里的元素划分为 5 个区,即 s 区、p 区、d 区、ds 区、f 区。

各区元素原子价电子排布特点见表 2。

表 2

分区	元素分布	价电子排布
s 区	I A、II A 族及 He	$ns^{1 \sim 2}$
p 区	III A ~ VII A 族、0 族	$ns^2 np^{1 \sim 6}$ (氦除外)
d 区	III B ~ VII B 族、VIII 族 (镧系、铜系除外)	$(n-1)d^{1 \sim 9} ns^{1 \sim 2}$ (钪除外)
ds 区	I B、II B 族	$(n-1)d^{10} ns^{1 \sim 2}$
f 区	镧系、铜系元素	$(n-2)f^{0 \sim 14} (n-1)d^{0 \sim 2} ns^2$

3. 把握原子结构与元素性质的关系,掌握元素周期律。

(1) 原子半径

同周期主族元素,从左到右,随着核电荷数的递增,原子核对核外电子的引力逐渐增大,原子半径逐渐减小。同主族元素,从上到下,随着电子的能层数增多,原子核对核外电子的引力逐渐减小,原子半径逐渐增大。

(2) 电离能

① 同周期元素,从左到右,随着核电荷数的递增,原子半径逐渐减小(稀有气体除外),原子核对核外电子的引力逐渐增大,原子失电子的能力逐渐减弱,因此元素的第一电离能呈增大趋势(第 II A 族和第 V A 族元素反常)。每个周期的第一种元素(氢和碱金属)的第一电离能最小,最后一种元素(稀有气体)的第一电离能最大。

② 同主族元素,从上到下,随着电子的能层(电子层)数增多,原子半径逐渐增大,原子核对核外电子的引力逐渐减小,原子失电子的能力逐渐增强,因此元素的第一电离能逐渐减小。

(3) 电负性

一般来说,同周期主族元素,从左到右,随着核电荷数的递增,元素的电负性逐渐变大;同主族元素,从上到下,随着电子的能层数增多,元素的电负性逐渐变小。电负性的大小可以作为判断元素的金属性和非金属性强弱的尺度。金属的电负性一般小于 1.8,非金属的电负性一般大于 1.8,而位于非金属三角边界的“类金属”(如锗、铟等)的电负性在 1.8 左右,它们既有金属性又有非金属性。

(收稿日期:2018-09-10)