把握分子结构　掌握分子性质
——“分子结构与性质”复习导航

江苏省宜兴第一中学　214206　史　蓉

“分子结构与性质”一章既是中学化学知识的重点,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、编织知识网络,构建知识体系

复习本章知识,要以重要的知识点为基础,编织知识网路,构建知识体系。从而整体把握,纲举目张,系统掌握。

- 分子结构与性质
  - 分子结构
    - 共价键
      - 类型
        - σ键与π键
        - 极性键与非极性键
      - 键参数:键能、键长、键角
    - 分子的立体构型
      - 价层电子对互斥理论
      - 杂化轨道理论
    - 等电子原理
    - 配位键和配位化合物
  - 分子性质
    - 分子的极性
    - 范德华力及其对物质性质的影响
    - 氢键及其对物质性质的影响
    - 溶解性“相似相溶”规律
    - 手性
    - 无机含氧酸分子的酸性

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σ键与π键、共价单键与共价双键及共价三键、键能与键长及键角、sp与sp^2及sp^3杂化轨道、极性键与非极性键、极性分子与非极性分子、键的极性与分子的极性、化学键与分子间作用力、范德华力与氢键等。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,从而加深理解,准确掌握。如对于σ键与π键的比较如表1所示。

表1

类别	σ键	π键
成键方式	原子轨道以“头碰头”方式相互重叠	原子轨道以“肩并肩”方式相互重叠
特征	轴对称	镜面对称
稳定性	重叠程度较大,一般比较稳定	重叠程度较小,一般不如σ键稳定
判断规律	共价单键都是σ键;共价双键中有一个σ键和一个π键;共价三键有一个σ键和两个π键	

三、把握两种理论,判断空间构型

1. 价层电子对互斥理论

分子的立体构型是“价层电子对”相互排斥的结果。价层电子对=σ键电子对+中心原子上的孤电子对。由价层电子对的相互排斥,得到含有孤电子对的VSEPR模型,然后略去VSEPR模型中的中心原子上的孤电子对,便可得到分子的立体构型。若中心原子的孤电子对数为0,则分子的空间构型和VSEPR模型相同;否则,分子的空间构型和VSEPR模型不同。价层电子对互斥模型与分子空间构型的关系如表2所示。

表2

价层电子对数	σ键电子对数	孤电子对数	VSEPR模型名称	分子空间构型	实例
2	2	0	直线形	直线形	CO_2
3	3	0	平面三角形	平面三角形	BF_3
	2	1		V形	SO_2
4	4	0	正四面体形	正四面体形	CH_4
	3	1		三角锥形	NH_3
	2	2		V形	H_2O

2. 杂化轨道理论

在原子形成分子时,原子内部能量相近的原子轨道重新进行组合,形成杂化原子轨道,简称杂化轨道。杂化轨道主要有sp、sp^2和sp^3等类型。sp杂化得到夹角为180°的直线形杂化轨道,sp^2杂化得到三个夹角为120°的平面三角形杂化轨道,sp^3杂化得到四个夹角为109°28′的正四面体形杂化轨道。根据价层电子对数n值判断AB_m型杂化类型的一般规律为:当$n=2$时,为sp杂化;当$n=3$时,为sp^2杂化;当$n=4$时,为sp^3杂化。若中心原子的孤电子对为0,分子的空间构型和杂化轨道的构型相同;否则,分子的空间构型和杂化轨道的构型不同。杂化轨道类型与分子空间构型的关系如表3所示。

表3

杂化类型	杂化轨道构型	分子空间构型	实例
sp	直线形	直线形	CO_2
sp^2	平面三角形	平面三角形	BF_3、
sp^3	正四面体形	正四面体形	CH_4
		V形	H_2O
		三角锥形	NH_3

四、总结知识规律,揭示知识本质

本章蕴含着丰富的知识规律。如σ键与π键的判断规律、极性键与非极性键的判断规律、分子极性的判断规律、范德华力和氢键对物质性质的影响规律、“相似相溶”规律、手性碳原子和手性分子的判断规律、同种元素的含氧酸酸性强弱的规律等。复习过程中,要注重总结知识规律,从而揭示本质,举一反三,灵活运用。如分子极性的判断规律可总结如下:

1. 双原子分子:以非极性键结合的双原子分子是非极性分子,以极性键结合的双原子分子是极性分子。如:H_2、O_2、N_2、X_2(卤素)等均为非极性分子,HX(卤化氢)、CO、NO等均为极性分子。

2. 多原子分子:

(1)单质分子:多原子单质分子是非极性分子(O_3除外)。如S_8、P_4、C_{60}等均为非极性分子。

(2)AB_n或B_nA型分子:①结构判断规律:结构对称的多原子分子是非极性分子。如直线形的CO_2和CS_2、平面正三角形的BF_3和BCl_3、正四面体形的CH_4和CX_4(X代表卤素)等均为非极性分子。而结构不对称的多原子分子是极性分子。如V形的H_2O和SO_2及H_2S,三角锥形的NH_3和PH_3等均为极性分子。②键角判断规律:当$n=2$时,键角为180°的分子(如CO_2、CS_2)为非极性分子,键角小于180°的分子(如H_2O、SO_2、H_2S)为极性分子;当$n=3$时,键角均为120°的分子(如BF_3、BCl_3)为非极性分子,键角小于120°的分子(如NH_3、PH_3)为极性分子;当$n=4$时,键角均为109°28′的分子(如CH_4、CCl_4)为非极性分子,否则为极性分子。③化合价判断规律:若中心原子(A原子)的化合价的绝对值等于其主族序数(即最外层电子数)时,一般为非极性分子;否则为极性分子。如CO_2、BF_3、SO_3、CH_4、CCl_4、PCl_5等均为非极性分子;而H_2O、SO_2、H_2S、NO_2、NH_3、PH_3、PCl_3等均为极性分子。④孤电子对判断规律:若中心原子(A原子)最外层无孤电子对时,为非极性分子;若中心原子(A原子)最外层有孤电子对时,为极性分子。如CO_2、CS_2、BF_3、SO_3、CH_4、CCl_4、PCl_5等均为非极性分子;而H_2O、H_2S、SO_2、NO_2、NH_3、PH_3、PCl_3等均为极性分子。⑤价键数目判断规律:若分子内共价单键的数目(一个双键看做两个单键)等于中心原子(A原子)的最外层电子数时,一般为非极性分子;否则为极性分子。

五、澄清知识误区,避免出现错误

复习本章知识,要澄清知识误区,消除知识盲点,达到深刻理解,避免出现错误。

1. 一般来说,一个原子有几个未成对电子,就可以和几个自旋状态相反的电子配对成键,则共价键具有饱和性,故两个原子间不能形成无限多个共价键。原子间只有按照一定的方向形成共价键,电子云才能最大程度地重叠,因此共价键具有方向性。

2. 由于p_x、p_y、p_z轨道在三维空间互为90°夹角,则有一个p轨道形成σ键后,另外两个p轨道只能形成π键,而不可能再形成σ键。

3. VSEPR模型是指价层电子对的立体构型,包括孤电子对;而分子或离子的立体构型是指成键电子对的立体构型,不包括孤电子对。若中心原子的孤电子对数为0,则分子的立体构型和VSEPR模型相同;若中心原子的孤电子对数不为0,则分子的立体构型和VSEPR模型不同。

4. 在sp、sp^2杂化中还有未参加杂化的p轨道,可用于形成π键,而杂化轨道只用于形成σ键或用来容纳未参与成键的孤电子对。

5. 形成氢键的三个原子既可以在同一直线上,也可以不再同一直线上,如邻羟基苯甲醛中的氢键就不在同一直线上。

6. 非金属单质中只含有非极性键(O_3除外),如N_2、O_2等;某些共价化合物中只含有极性键,如NH_3、H_2O等;某些共价化合物中既含有极性键又含有非极性键,如H_2O_2、N_2H_4和多数有机物(如C_2H_4、C_2H_2)等;某些含原子团的离子化合物中也含有非极性键(如Na_2O_2、CaC_2)或极性键(如NaOH、KHS和铵盐);而稀有气体分子不存在化学键。

(收稿日期:2018-02-10)