
选修三基本概念判断

一、原子结构与核外电子排布

1. 电子排布 $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$ 原子处于基态
2. 可能存在基态核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^5$ 的原子
3. 任何一个能层最多只有 s、p、d、f 四个能级
4. ${}_{\text{6C}}$ 的电子排布式 $1s^2 2s^2 2p_x^2$ 反了洪特规则
5. 电子排布式 (${}_{\text{21Sc}}$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$ 违反了能量最低原理
6. 电子排布式 (${}_{\text{22Ti}}$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10}$ 违反了泡利不相容原理
7. ns 电子的能量可能低于 $(n - 1)p$ 电子的能量
8. 最外电子层为 $4s^1$ 排布的元素只有一种
9. 在一个基态多电子的原子中，不可能有两个（1）能量（2）运动状态完全相同的电子
10. 激发态原子的能量较高，极易失去电子，表现出较强的还原性
11. 若某基态原子的外围电子排布为 $4d^1 5s^2$ 该元素原子 M 能层共有 8 个电子
12. NO_2 、 SO_2 、 BF_3 、 NCl_3 分子中原子的最外层电子都不满足 $8e^-$ 稳定结构
13. p 轨道电子能量一定高于 s 轨道电子能量
14. 在离核最近区域内运动的电子能量最低
15. 一个原子轨道就是电子在原子核外的一个空间运动状态
16. 现代最先进的扫描隧道显微镜也观察不到电子的运动
17. 与宏观物体一样有固定的运动轨道
18. 已知元素周期表短周期元素的基态离子 aA^{2+} 、 bB^+ 、 cC^{3-} 、 dD^- 都具有相同的电子排布式， aA^{2+} 、 bB^+ 、 cC^{3-} 、 dD^- 的电子所占用的原子轨道的类型和数目都相同
19. 两种粒子的核外电子排布相同，核电荷数不同，则它们可能一种原子核一种离子
20. 非金属元素既可以形成阴离子，也可以形成阳离子

-
- 21. 单核阳离子，其最外层均具有 2 电子或 8 电子的结构
 - 22. 核外电子运动的概率分布图（电子云）就是原子轨道
 - 23. 前四周期中，基态原子中未成对电子数与其所在周期数相同的元素有 5 种
 - 24. 同周期原子半径随原子序数递增逐渐减小
 - 25. 同一周期的元素而言，碱金属元素的第一电离能最小，稀有气体元素的第一电离能最大
 - 26. 同一周期的元素而言从左到右，元素的第一电离能在总体上呈现由小到大的变化趋势
 - 27. 同主族元素，自上而下第一电离能逐渐减小
 - 28. 因氧元素电负性比氮元素大，故氧原子第一电离能比氮原子第一电离能大

二、共价键/离子键

- 1. 电负性相差不大的两个原子，只要有未成对电子，就一定能形成共价键
- 2. 非极性分子中一定不含极性键
- 3. 非极性键只存在于非极性分子中
- 4. 共价化合物中一定只含共价键
- 5. 离子化合物中不可能含非极性键
- 6. 气态单质分子中一定含非极性键
- 7. 离子键一定是金属和非金属之间形成
- 8. 离子键的实质是阴、阳离子间的静电引力.
- 9. 离子键没有饱和性和方向性，但阴阳离子的配位数并不是任意的
- 10. 非极性分子中不可能既含极性键又含非极性键
- 11. 共价化合物中一定含极性共价键，可能含非极性共价键
- 12. 共价化合物中共价键断裂，一定发生了化学变化
- 13. s 轨道与 s 轨道之间可以在任何方向上成键，所以共价键都没有方向性
- 14. σ 键一般能单独形成，而 π 键一般不能单独形成
- 15. σ 键可以绕键轴旋转， π 键一定不能绕键轴旋转

-
- 16. σ 键的特征是轴对称, π 键的特征是镜面对称
 - 17. 一般情况下, σ 键比 π 键重叠程度大, 形成的共价键更强
 - 18. π 键的键能小于 σ 键的键能, π 键的稳定性低于 σ 键
 - 19. 气体单质中, 一定有 σ 键, 可能有 π 键
 - 20. H 原子只能形成 σ 键, O 原子可以形成 σ 键和 π 键
 - 21. 含有 π 键的化合物与只含 σ 键的化合物的化学性质不同
 - 22. 键能越大, 键长越长, 共价化合物越稳定
 - 23. 键角的大小与键长、键能的大小无关
 - 24. H_2O 分子中每个 O 原子结合 2 个 H 原子的根本原因是共价键的方向性
 - 25. 元素周期表中的第 I A 族(除 H 外)和第 VIIA 族元素的原子间可能形成共价键
 - 26. 能量越低越稳定, 破坏其中的化学键需要的能量就越多, 形成其中的键时放出的能量也越多。
 - 27. 离子化合物中一定含金属元素
 - 28. 配位键就是共价键
 - 29. 配位键也有方向性和饱和性
 - 30. 配位键在形成时, 是由成键双方各提供一个电子形成共用电子对
 - 31. H_2O , Cl^- , CN^- , CO , 苯, 乙二胺等都是常见的配体
 - 32. $\text{N}\equiv\text{N}$ 键能大于 $\text{C}\equiv\text{C}$ 的键能, 所以 $\text{N}\equiv\text{N}$ 不易发生加成反应

三、分子的立体结构

- 1. 非极性分子往往是高度对称的分子, 比如 BF_3 , PCl_5 , H_2O_2 , CO_2 这样的分子
- 2. 中心原子采取 sp^3 杂化的分子, 其立体构型不一定是正四面体形.
- 3. 杂化前后的轨道数和轨道总能量不变, 但轨道的形状发生了改变
- 4. 杂化轨道只用于形成 σ 键或者用来容纳未参与成键的孤电子对
- 5. N_2O 和 CO_2 是互为等电子体, 因此每个分子均含有 2 个 π 键, 且中心原

子均为 sp 杂化

6. 有多少个原子轨道发生杂化就形成多少个杂化轨道。
7. 杂化轨道之间在空间取最大夹角分布，使相互间的排斥能最小，故形成的键较稳定。
8. sp^2 杂化轨道间的夹角是 120 度，分子的几何构型一定为平面正三角形
9. 在形成氨气分子时，氮原子中的原子轨道发生 sp^2 杂化生成 3 个杂化轨道
10. VSEPR 模型可以用来预测分子的立体结构，分子的立体结构由价层电子对数和孤对电子数共同决定
11. 分子的空间结构与价层电子对的排斥力有关，分子中键角越大，价层电子对排斥力越小，分子越稳定
12. 中心原子上的孤对电子不参与相互排斥
13. 一切四面体构型的分子键角均为 109.5°

四、分子的性质

1. 双原子分子键的极性与分子极性一致
2. 相对分子量越大，范德华力越大
3. C_{60} 气化和 I_2 升华克服的作用力相同
4. CO 和 N₂ 互为等电子体，且 N₂ 的沸点比 CO 的高
5. OF₂ 分子的极性小于 H₂O 分子的极性
6. 稀有气体原子间存在分子间作用力
7. 任何分子间在任意情况下都会产生范德华力
8. 范德华力与化学键的区别是作用力的强弱问题
9. 范德华力的实质也是一种电性作用，所以范德华力是一种特殊化学键
10. 氢键一定有氢原子参加
11. 冰的密度比水的小是因为氢键
12. 氢键能随时断裂随时形成
13. 氢键中三个原子总在一条直线上

-
- 14. 水的沸点比氟化氢的高是因为水中氢键键能大
 - 15. 丙酮的沸点为 57℃ 高于丁烷的沸点为 - 0.5℃ 是由于丙酮分子间有氢键
 - 16. 邻羟基苯甲酸的熔、沸点比对羟基苯甲酸的低与氢键有关.
 - 17. 乙醇能与水以任意比混溶而甲醚 ($\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$) 难溶于水这一事实与氢键有关
 - 18. 互为手性异构体的分子互为镜像
 - 19. 手性异构体性质相同
 - 20. 熔融状态的 HgCl_2 不能导电, HgCl_2 的稀溶液有弱的导电能力且可作手术刀的消毒液, 从不同角度分类 HgCl_2 是一种共价化合物、非电解质、盐
 - 21. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 是一种蓝色的沉淀, 既溶于硝酸、浓硫酸, 也能溶于氨水中
 - 22. 冰晶体熔化时, 水分子之间的空隙增大

五、晶体常识

- 1. 存在金属阳离子的晶体一定是离子晶体
- 2. 冰和碘的晶体中微粒间相互作用相同
- 3. 凡是晶体都是采用最紧密堆积方式形成晶体
- 4. 一个平面上进行最密堆积的排列只有一种
- 5. 某单质晶体一定不是离子晶体
- 6. 二氧化硅熔点高于干冰说明硅氧键强于碳氧键
- 7. 由原子间通过共价键而形成的晶体一般具有高的熔、沸点及硬度
- 8. 任何晶体中都存在化学键
- 9. 晶体的自范性是晶体中粒子在微观空间里呈现周期性的有序排列的宏观表象
- 10. X - 射线衍射法是区分晶体和非晶体的唯一方法
- 11. 熔化不导电的化合物一定是共价化合物
- 12. 原子晶体、离子晶体、金属晶体、分子晶体中都一定存在化学键
- 13. 原子晶体硬度一般比分子晶体大, 分子晶体熔点不一定比金属晶体低

14. 固态能导电的一定是金属晶体

六、几种常见的晶体

1. 美国 lawrece liremore 国家实验室 (LINL) 成功地在高压下将 CO_2 转化为具有类似 SiO_2 结构的晶体，则（1）该转化为分子晶体是物理变化（2） CO_2 的原子晶体和分子晶体互为同分异构体（3）两者化学性质类似
2. 在含 4 mol Si - O 键的二氧化硅晶体中，氧原子的数目为 $4N_A$
3. 金刚石晶体中，碳原子数与六碳环数之比为 2: 1
4. 金刚石化学性质稳定，即使在高温下也不会与氧气发生反应
5. 金刚石、碳化硅、晶体硅的熔点依次降低
6. 原子晶体一定由原子构成，由原子构成的晶体不一定是原子晶体
7. 若晶体熔化时化学键断裂，该晶体一定是原子晶体
8. 石墨晶体中，六碳环数与碳碳键数之比为 2: 3
9. 分子晶体在水中溶解时，只破坏分子间作用力
10. 分子晶体中分子间作用力越大，该物质越稳定
11. 金属镁的硬度小于金属钙，金属铝的硬度大于金属钠
12. 金属单质在常温下均为金属晶体
13. 有人将金属键看成特殊形式的共价键
14. 金属键是金属阳离子和自由电子之间存在的强烈的静电作用，无方向性和饱和性，原子配位数较高
15. 金属具有光泽是因为金属阳离子吸收并放出可见光
16. 金属具有良好的导热性能，是因为自由电子在受热后，加快了运动速率，自由电子通过与金属离子发生碰撞，传递了能量
17. 金属中，自由移动的电子所属的微粒是电子附近的金属阳离子
18. 含有金属阳离子的晶体不一定是离子晶体
19. 依据构成粒子的堆积方式可将晶体分为金属晶体、离子晶体、分子晶体、原子晶体
20. 一般而言，晶格能越高，离子晶体的熔点越高、硬度越大。

-
- 21. 离子晶体固态时不导电，水溶液或者熔融状态下导电。
 - 22. NaF、NaI 和 MgO 的熔点由高到低的顺序是 NaF、NaI 和 MgO
 - 23. 由于 NaCl 晶体和 CsCl 晶体中正负离子半径比不相等，所以两晶体中离子的配位数不相等
 - 24. 满足难溶于水，熔点高，固体不导电，熔化时导电的晶体为离子晶体
 - 25. MgO 的熔点比 MgCl₂ 高主要是因为 MgO 的晶格能比 MgCl₂ 大