

## 答案与解析

## 专题1 揭示物质结构的奥秘

【变式】

答案

1 D 2 D 3 C

4 (1)①③⑤ (2)②④ (3)物质性质不同,化学性质几乎相同

5 C 6 C 7 A 8 B

解析

- 1 道尔顿的原子学说,对化学的发展产生了重大而积极的影响;原子结构模型的每一次演变,都是从科学实验开始的;只有揭示物质结构的奥秘,才能把握物质变化的实质,更好地造福人类;科学发现是无穷无尽的。
- 2 瑞典化学家舍勒最早发现并制得氧气,拉瓦锡最早测得了空气的组成成分。
- 3 根据质量数( $A$ ) = 质子数( $Z$ ) + 中子数( $N$ ),可得 $^{13}\text{C}$ 、 $^{15}\text{N}$ 的中子数分别为7和8;同素异形体是由同一种元素形成的性质不同的单质; $^{15}\text{N}$ 的核外电子数与中子数分别为7和8。
- 4 (1)质子数相同、中子数不同的原子互为同位素,①③⑤符合。(2)由同种元素形成不同性质的单质,互为同素异形体,②④符合。(3) $^1\text{H}_2$ 与 $\text{HD}$ 均为氢气单质,构成二者分子的原子不同,其质量不同,物理性质不同,但化学性质二者几乎是相同的。
- 6 研究原子结构与元素性质的关系可以解决元素的原子结构如何决定元素的性质,元素的原子结构与元素金属性、非金属性的强弱关系,元素的原子结构与元素的主要化合价之间的关系等问题。
- 7 运用激光光谱技术可观测化学反应时分子中原子的运动。分子的形成和分解都是通过原子的运动完成的,化学反应的最小微粒是原子,无法观察到原子中原子核的内部结构。
- 8 氮、硅元素均为非金属元素,故氮化硅陶瓷是一种无机非金属材料。

题组A 基础通关测试 → 正文 P 8

答案

1 C 2 B 3 C 4 B 5 D

解析

- 1 根据原子学说的发展史可得出正确答案。卢瑟福的确是“原子之父”,但近代原子学说的创始人应是道尔顿。
- 2  $^{14}\text{C}$ 表示质子数为6、中子数为8、质量数为14的碳原子。
- 3 A中纤维素是天然高分子化合物;B中食盐可以从海水中大量提取得到;D中石英是天然存在的;只有C中的各物质都由化学合成得到。故C项正确。
- 4 氮元素和磷元素是植物的营养元素,可利用生物方法脱除生活污水中的氮和磷,防止水体富营养化,B项正确;A.绿色化学的核心是从源头上减少和消除工业生产对环境的污染,故错误;C.  $\text{PM}_{2.5}$ 是指大气中直径小于或等于2.5微米的颗粒物,故错误;D. 光导纤维以 $\text{SiO}_2$ 为材料,故错误。
- 5 H、D、T表示氢元素的三种同位素,质子数均为1,中子数分别为0、1、2的三种氢原子。

题组B 高考通关测试 → 正文 P 9

答案

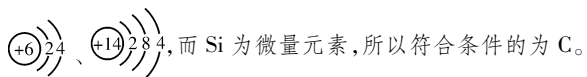
1 B 2 C 3 D 4 A 5 B

6 (1)C (2)Cl S (3)K Na和Ca (4)Mg O

解析

- 1 道尔顿、门捷列夫、卢瑟福和阿伏伽德罗的主要贡献分别是提出原子学说、元素周期律、原子的有核模型和分子的概念,B项正确。
- 2 结构是内在的,而不是外在的,指甲可以改变,指甲的长短与手指的灵活性无关,故选C。
- 3 道尔顿提出原子学说,认为原子是实心球体;汤姆生提出电子在球体中运动的葡萄干布丁原子模型;卢瑟福提出了电子围绕原子核就像行星环绕太阳运转一样的有核模型;玻尔提出电子在原子核外空间的一定轨道上绕核做高速的圆周运动的原子轨道模型
- 4 对于原子而言,核外电子数等于核内质子数,所以该元素原子的核外电子数就是 $118, 175 - 118 = 57$ ,选A。
- 5 火药、指南针、造纸、印刷术是中国的四大发明。火药、造纸与化学知识有关,而指南针、印刷术(活字印刷)与化学知识无关;中国的青铜器可以追溯到商代,中国的炼铁可以追溯到春秋战国时期,都是世界上最早的;1965年中国化学家率先人工合成了结晶牛胰岛素,开辟了人工合成蛋白质的先河;而原子—分子学说是由意大利科学家阿伏伽德罗提出的,综上所述,答案为B。

- 6 (1) 最外层电子数为最内层电子数 2 倍, 而最内层电子数为 2, 则符合条件的且属于前 20 号元素的为



(2) 显示化合价最多的元素为 Cl, 其化合价有:  $-1$ 、 $0$ 、 $+1$ 、 $+3$ 、 $+4$ 、 $+5$ 、 $+7$  等, 与它处于同一周期的非金属元素且符合题意的只有 S。

(3) 根据半径的递变规律, 前 20 号元素中半径最大的为 K, 前 20 号元素中与它相邻的为 20 号元素 Ca 和 11 号元素 Na。

(4) 剩余的两种元素为 Mg 与 O。

## 专题 2

### 原子结构与元素的性质

#### 第一单元 原子核外电子的运动

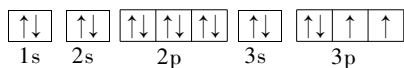
#### 题组 A 基础通关测试

正文 P20

#### 答案

- 1 A 2 B 3 D 4 D 5 B 6 A

- 7 (1) 球 1 纺锤 3 (2) 2p 3 氮  $\text{NH}_3$  S



#### 解析

- 1 A 项是玻尔原子结构模型, 核外电子在原子轨道上运动; B 项是量子力学模型, 用电子云反映电子在核外某区域内出现的概率; C 项是道尔顿原子结构模型; D 项是汤姆生原子结构模型。

- 3 A、C 项违背了能量最低原理; B 项违背了洪特规则。

- 4 当多电子排布在相同能级时分别占据不同的原子轨道且自旋状态相同为洪特规则。

- 5 由于 4p 轨道填充一半, 故 3d 轨道全部填满, 其核外电子排布式为  $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$ , 故其原子序数为 33。

- 6 A 项,  $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$  符合泡利不相容原理和洪特

规则, 可表示单核 10 电子粒子基态时的电子排布, A 项正确; 根据洪特规则, 电子在相同能量的各轨道上排布时, 电子尽可能分占不同的轨道, 每个轨道中电子的自旋状态相同, 则  $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\downarrow$  违反了洪特规则, B 项错误;

N 原子的价电子数为 5, 其价电子排布应为  $\uparrow\downarrow$   
2s

$\uparrow$   $\uparrow$   $\uparrow$ , C 项错误; D 项, 不能表示激发态 B 原子的电

子排布, D 项错误。

- 7 (1) ns 轨道各有 1 个原子轨道, np 轨道各有 3 个原子轨道, s 电子的原子轨道都是球形的, p 电子的原子轨道都是纺锤形的, 每个 p 轨道有 3 个原子轨道, 它们相互垂直, 分

别用  $p_x$ 、 $p_y$ 、 $p_z$  表示。(2) 因为元素 X 的原子最外层电子排布式为  $ns^n np^{n+1}$ , np 轨道已排上电子, 说明 ns 轨道已排满电子, 即  $n=2$ , X 的原子核外电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^3$ , 是氮元素; 当元素 X 的原子最外层电子排布式为  $ns^{n-1} np^{n+1}$  时, 有  $n-1=2$ , 则  $n=3$ , 那么 X 元素的原子核外电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , X 是硫元素。

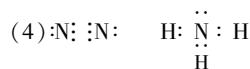
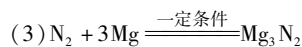
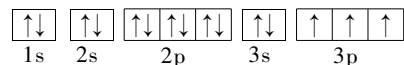
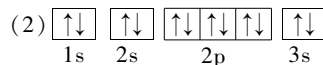
#### 题组 B 高考通关测试

正文 P20

#### 答案

- 1 D 2 C 3 C 4 C 5 C 6 C

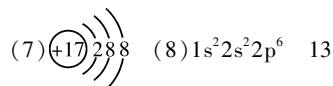
- 7 (1) H N Mg P



- 8 (1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  2 相同 (2) 2 8 14

(3) 9 18 3

(4) K、Cr、Cu (5)  $1s^2 2s^2 2p^2$  (6)  $1s^2 2s^2 2p^3$



#### 解析

- 1 玻尔理论是针对原子的稳定存在和氢原子光谱为线状光谱的事实提出的, 有外加磁场时氢原子有多条谱线, 玻尔的原子结构模型无法解释这一现象, 必须借助量子力学加以解释。

- 2 如果最外层是第一电子层, 排 1 个电子, 则是 H 元素; 如果最外层是第二电子层, 排 2 个电子, 则是 Be 元素; 如果最外层是第三电子层, 排 3 个电子, 则是 Al 元素。故选 C。

- 3 原子轨道描述的是电子在原子核外空间运动的主要区域, 而不是运动的轨迹, A 项错误;  $3p_x$ 、 $3p_y$ 、 $3p_z$  三者能量相同, 但在空间的伸展方向不同, B 项错误; 原子轨道和电子云都用来描述电子运动状态而不表示电子运动轨迹, C 项正确; 电子云中的小黑点代表电子出现的机会大小, 小黑点越密, 表示电子在该区域出现的机会越大, 不代表电子, D 项错误。

- 4 同一轨道上的两个电子能量相同, 自旋状态相反, 运动状态不同, A、B 错误; M 层前轨道没有能级交错现象, 故 C 项正确; 3p 轨道上 2 个电子占据 2 个轨道, 自旋状态相同, D 项错误。

- 5 A 项中, 根据洪特规则可得 3p 轨道有一个空轨道的基态原子的 3p 轨道上只能有两个电子, 所以两个原子是同种

元素的原子;B项中,2p轨道无空轨道且有一个未成对电子的基态原子,它的2p轨道上只能有5个电子,所以两原子是同种元素的原子;C项中,M层全满,则M层应有18个电子,而后的M层上只有14个电子,所以两原子不是同种元素的原子;D项中,最外层电子数是核外电子总数的1/5的原子,最外层电子数要小于或等于8个电子且电子总数为5的倍数,所以符合核外电子排布规则的是35号元素,该元素原子的最外层电子排布式为 $4s^2 4p^5$ ,所以两原子是同种元素的原子。

- 6 A、B、D项中的原子均处于基态,不会发射光谱;C项中的原子中有1个2s电子跃迁到了2p轨道上,处于激发态,当处于激发态的电子回落到基态时,就会发射光谱。
- 7 A元素应为H;由“B元素原子的核外p轨道电子数比s轨道电子数少1”可知B元素为N;由“C为金属元素且原子核外p轨道电子数和s轨道电子数相等”可知C元素为Mg;由D元素为原子序数大于C的主族元素和“D元素的原子核外所有p轨道全满或半满”可知D元素为P。
- 8 (3)M电子层最多可容纳18个电子,但作为最外层时不能超过8个电子,即只有3s和3p电子,根据洪特规则,当3p轨道上有3个电子,要占3个轨道,即最多有3个未成对电子。(4)第4周期中,最外层只有1个电子的元素不是只有钾元素,还有铬元素和铜元素。

## 第二单元 元素性质的递变规律

### 【变式】

#### 答案

1 D 2 C 3 A 4 A

#### 解析

- 1 根据元素的主要化合价可以推知X、Y、Z、W分别位于元素周期表中IIA、IIIA、VA、VIA族;同周期相邻元素原子半径差别较小,故由表中的原子半径可推知X、Y与Z、W位于不同周期,四种元素应分别为Mg、Al、N、O。金属性:  $Mg > Al$ , A项错误;  $N_2$ 与 $O_2$ 化合时生成的是NO, B项错误;  $Al(OH)_3$ 只能溶于强酸和强碱溶液中,而氨水是弱碱, C项错误;  $NH_3$ 在 $O_2$ 中燃烧可以得到 $N_2$ , D项正确。
- 2 某+3价离子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ ,其原子核外电子数为 $23 + 3 = 26$ ,为Fe元素,原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ ,处于周期表中第4周期VIII族,电子最后排入的能级为3d,所以为d区元素,故选C。
- 3 A项,第9列元素是VIII族元素,都是金属元素,没有非金属元素;B项,氮元素原子和部分过渡元素原子的最外层电子排布式也为 $ns^2$ ;C项,第4周期第9列元素是钴元素;D项,第11、12列为ds区。
- 4 含氧酸的氧化性不能作为判断非金属性强弱的依据;最外

层电子数多,非金属性不一定强,如非金属性 $O > Cl$ 。

### 题组A 基础通关测试

正文 P34

#### 答案

1 D 2 C 3 A 4 C 5 A 6 C

- 7 (1)Na F (2)Al或Cl (3)第4周期VIA族 +6  
(4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$  (5)铬 d

#### 解析

- 1 非金属元素除H元素在s区外,其余均在p区。
- 2 s区除H外均为金属元素,故A项错误;如He、Zn等虽最外层电子数为2但却不是s区元素,故B项错误;周期表中III B~II B族为过渡元素,全部为金属元素,故C项正确;s区外围电子排布为 $ns^1$ 或 $ns^2$ ,故D项错误。
- 3 B、Al、Ga属于同一主族,同主族元素从上到下,第一电离能逐渐减小,A项正确;同周期元素,电负性逐渐增大, $F > O > N$ , B项错误;F无正价,C项错误;C原子半径大于N原子半径,D项错误。
- 4 A原子最外层的电子数比次外层的电子数少3,A为P,则B为S,C为Cl,D为O。Cl和O可形成化合物 $ClO_2$ , A错误;O无最高正价,B错误;非金属性越强,其最高价氧化物对应的水化物酸性越强,C正确;D元素为氧元素,氧元素没有最高正价,D错误。
- 5 B项,s区的氢元素是非金属元素;C项,不同种类的原子能量不同,某些能量低的原子在激发态时,也不一定比其他原子基态时的能量高;D项,激发态的原子,其电子易跃迁到能量较低的轨道里,但不一定易失去电子。
- 6 对比表中电离能数据可知, $I_1$ 、 $I_2$ 、 $I_3$ 电离能数值相对较小,至 $I_4$ 数值突然增大,说明元素X的原子中,有3个电子容易失去,因此,该元素的常见化合价为+3。
- 7 (1)在1~18号元素中,原子半径最大的元素为左下角的Na。电负性最大的元素为右上角的F。  
(2)3p轨道上有1个未成对电子的是Al( $[Ne]3s^2 3p^1$ )或Cl( $[Ne]3s^2 3p^5$ )。  
(3)由 $4s^2 4p^4$ 可知最高能层数为4,最外层有6个电子(价电子),故为第4周期VIA族元素,最高正化合价为+6。  
(4)激发态原子的电子排布式 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ 不符合能量最低原理,其基态原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ 。  
(5)由外围电子排布可知为24号铬元素,属于d区元素。

### 题组B 高考通关测试

正文 P34

#### 答案

1 B 2 C 3 B 4 D 5 B

- 6 (1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$  d (2) 电子从能量较高的轨道跃迁到能量较低的轨道时,以光(子)的形式释放能量  
(3) Al  $3s^2 3p^1$  (4)  $Mn^{2+}$  的 3d 轨道电子排布为半满状态,比较稳定 (5) Al

解析

- 1 稀有气体元素原子的核外电子排布和同周期 VA、VIA、VII A 族阴离子(得电子达饱和)的电子排布相同,还和下一周期 IA、IIA、IIIA 族阳离子(失去最外层电子)的电子排布相同,因此 B 的叙述不正确。
- 2 第 1 周期中,H 不属于碱金属元素,A 项错误;p 区包括 IIIA ~ VIIA 族以及 0 族元素,B 项错误;一般金属性越强,第一电离能越小,故 Al 的第一电离能大于 K 的第一电离能,C 项正确;元素的第一电离能是指气态原子失去 1 个电子形成气态阳离子所需的最低能量,20℃ 时,Na 和  $Na^+$  都不处于气态,D 项错误。
- 3 由题意可知,题给四种元素在元素周期表同一周期中从左到右的顺序为 D、C、B、A,则①、③错误,②、④正确。
- 4 根据核外电子排布式可知①是 S,②是 P,③是 F。A 项,F 无正化合价;B 项,同周期主族元素自左向右,原子半径逐渐减小,同主族元素自上而下,原子半径逐渐增大,则原子半径:② > ① > ③;C 项,非金属性越强,电负性越大,则电负性:③ > ① > ②;D 项,同周期元素从左向右,第一电离能呈增大趋势,IIA 族、VA 族元素第一电离能大于相邻元素;同主族元素从上到下,第一电离能减小,则第一电离能:③ > ② > ①。
- 5 ①由题表数据可知,R 元素的第三电离能与第二电离能的差距最大,故最外层有 2 个电子,最高正价为 +2 价;②R 元素在元素周期表中位于 IIA 族;③ IIA 族( $ns^2$ )的元素,因 s 轨道处于全满状态,比较稳定,所以其第一电离能大于同周期相邻主族元素;④R 元素可能为 Be 或 Mg,故 R 元素基态原子的电子排布式可能为  $1s^2 2s^2$ ,也可能为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ 。

- 6 (1) 根据能量最低原理、泡利不相容原理和洪特规则,可知 26 号元素基态原子电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ 。  
(2) 镁在空气中燃烧发出耀眼的白光,在反应过程中电子从能量较高的轨道跃迁到能量较低的轨道时,以光(子)的形式释放能量。(3) 属于元素周期表 p 区的金属元素是 i,应为 Al,其外围电子排布式为  $3s^2 3p^1$ 。(4) o 元素为 Mn,其基态原子电子排布式为  $[Ar]3d^5 4s^2$ , $Mn^{2+}$  的基态离子的电子排布式为  $[Ar]3d^5$ ,其 3d 轨道为半满状态,相对比较稳定,当其失去第三个电子时比较困难,而  $p^{2+}$  的基态离子的电子排布式为  $[Ar]3d^6$ ,其 3d 轨道再失去一个电子才为半满,形成相对比较稳定的结构,故其失去第三个电子相对容易。(5) 由题图可知,该元素的第一电离能  $I_4$  远大于  $I_3$ ,故为 IIIA 族元素,即周期表中所列的元素 i 属于第 3 周期,

应为 Al。

专题 2

单元复习方案

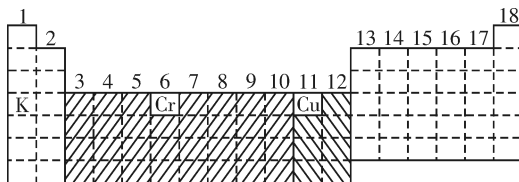
测评·高考模拟卷

正文 P39

答案

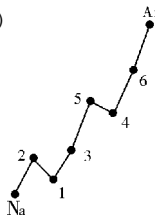
- 1 C 2 D 3 C 4 B 5 A 6 B  
7 B 8 C 9 D 10 C 11 B 12 B  
13 D 14 B 15 C 16 C

- 17 (1) 如图:



- (2) ds (3) 见上表  
(4) Fe 价电子的排布式为  $3d^6 4s^2$ ,  $Fe^{2+}$  为  $3d^6$ ,  $Fe^{3+}$  为  $3d^5$ , 依据“能量相同的轨道处于全空、全充满和半充满时能量最低”的原则,  $3d^5$  处于半充满状态,结构更稳定,故  $Fe^{3+}$  比  $Fe^{2+}$  稳定  
(5) 118

- 18 (1)



- (2) 从上到下依次减小 (3) 3 VA  
(4) Na Mg (5)  $Cl > S > P$

- 19 (1) 0.93 1.57 2.55 3.44

- (2) 同周期原子半径越小,元素的 x 值越大 周期性  
(3) N

- 20 (1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- (2) 第 3 周期 IIIA 族 小于

- (3)  $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$  2 2p 纺锤  
1s 2s 2p

- (4)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  (或  $[Ne]3s^2 3p^5$ )  $(+17) 2 8 8$

- (5)  $Al(OH)_3 + NaOH = NaAlO_2 + 2H_2O$   
 $Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$

- 21 (1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$  56  $[Ar]3d^5 4s^2 4p^2$

- (2) C

- (3) ①  $Be(OH)_2 + 2OH^- = BeO_2^{2-} + 2H_2O$

- ②  $4Li + O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2Li_2O$

- (4) B、C

## 解析

- 1 O的原子序数为8,离子的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6$ ,故C错误。
- 2 同一主族元素,随着核电荷数的增加,原子半径逐渐增大,最外层电子数不变,第一电离能逐渐减小,电负性呈减小趋势。
- 3 各选项分别对应元素:A属于VA族,B属于VIIA族,C属于IA族,D属于0族,根据元素第一电离能在同周期内的变化规律,自左到右,元素原子的第一电离能呈增大趋势,可知C的第一电离能最小。
- 4 第3周期元素的基态原子的外围电子排布式中只有 $3s^2 3p^1$ 、 $3s^2 3p^2$ 的p轨道存在空轨道,故第3周期元素中,基态原子轨道表示式存在着空轨道的元素有2种。
- 5 同周期元素第一电离能VA族大于VIA族,A正确;同周期元素电负性自左向右逐渐增大,因此S的电负性小于Cl,B错误;主族元素的外围电子排布式是指最外层电子排布式,应为 $3s^2 3p^4$ ,C错误;D项3p轨道电子排布违背了洪特规则,D错误。
- 6 钠原子最外层1个电子由3s轨道跃迁至3p轨道,由低能量轨道向高能量轨道跃迁,需要吸收能量,A错误;由外围电子排布式可知该元素最外层有5个电子,因而属于p区VA族,由电子层数4可知属于第4周期,B正确;2p轨道虽然和3p轨道形状相同,但因为电子层不同,因而能量不同,C错误;D项中2p轨道中3个电子自旋状态不同,不符合洪特规则,D错误。
- 7 因 ${}_a W^{3+}$ 、 ${}_b X^+$ 、 ${}_c Y^{2-}$ 、 ${}_d Z^-$ 具有相同的电子层结构,即 $a-3=b-1=c+2=d+1$ ,它们的原子序数由小到大的顺序为 $c < d < b < a$ ,由元素周期表的递变规律知:原子半径 $X > W$ ;对应氢化物的稳定性 $HZ > H_2Y$ ;阴离子的还原性: $Y^{2-} > Z^-$ 。
- 8 由题干信息“还与核外电子数目及核电荷数有关”,Ar和 $S^{2-}$ 的核电荷数不同,则相同原子轨道的电子能量不同,电子离核的距离不同,发生跃迁时产生的光谱不同。Ar和 $S^{2-}$ 是两种不同的微粒,化学性质不相同。
- 9 A项中前者可以是H,后者可以是Li;B项中前者是Ne,后者可以是Na;C项中前者可以是Ar,后者可以是K;D项中前者是Cr或Cu,后者是K,都属于第4周期。
- 10 A、B、D项说明X的非金属性比Y强,则在周期表中X在Y右侧或上方,根据电负性变化规律可知X的电负性比Y大,A、B、D正确;最外层电子数多,电负性不一定强,如C的电负性大于P,C错误。
- 11 最外层3p轨道上有一个未成对电子,外围电子排布式可能为 $3s^2 3p^1$ 或 $3s^2 3p^5$ ,为铝元素或氯元素。
- 12 同一周期元素从左至右,其第一电离能总体趋势是随着原子序数的增大而增大,但Mg比Al大,P比S大,A项错误;同一周期元素从左至右,其电负性随着原子序数的增大而增大,B项正确;同一周期元素从左至右,其原子半径随着原子序数的增大而减小,C项错误;同一周期元素从左至右,金属原子失电子数增加,非金属原子得电子数减少,D项错误。
- 13 A项,铬、锰均为过渡元素,属于d区,正确。B项,铬、锰原子的价电子排布式分别为 $3d^5 4s^1$ 、 $3d^5 4s^2$ ,铬失去1个电子,锰失去2个电子后,3d轨道均为半充满,4s均为全空,属于稳定的结构,B、C项正确。一般来说,电负性越小,元素的金属性越强,D项错。
- 14 短周期元素的简单离子半径 $Y^+ > X^+$ ,故X、Y为H、Li、Na中的两种,又这些离子均为含有一定数目电子的简单离子,所以 $X^+$ 不可能为 $H^+$ ,只能为 $Li^+$ ,则 $Y^+$ 为 $Na^+$ 。而半径 $N^{2-} > Y^+$ ,则 $N^{2-}$ 为 $O^{2-}$ 或 $S^{2-}$ ,半径 $Y^+ > M^{2+}$ , $M^{2+}$ 为 $Mg^{2+}$ 或 $Be^{2+}$ 。N为O或S,其半径均小于Na,A项错误;若M为Mg,N为O, $M^{2+}$ 、 $N^{2-}$ 核外电子数相等,其他情况, $M^{2+}$ 、 $N^{2-}$ 核外电子数不等,故B项正确;若N为O,Y为Na,C项不符合,故C项错误; $Be(OH)_2$ 呈两性, $Mg(OH)_2$ 是中强碱,碱性均小于NaOH,故D项错误。
- 15 A项, $1s^2$ 结构的原子为He, $1s^2 2s^2$ 结构的原子为Be,两者性质不相似;B项,X原子为Mg,Y原子N层上有2个电子的有多种元素,如第4周期中Ca、Fe等都符合,化学性质不一定相似;C项,X、Y为同主族的元素,化学性质一定相似;D项,最外层只有1个电子的可能是IA族元素,过渡元素中也有很多最外层只有1个电子的元素,故化学性质不一定相似。
- 16 地壳中含量最多的元素为氧元素;由题意知B元素K层和L层电子数之和为10,则M层为8个电子,N层为2个电子,故B元素为钙元素;C是第3周期第一电离能最小的元素,为钠元素;第3周期中第一电离能最大的元素为氩元素。A的简单离子 $O^{2-}$ 和C的简单离子 $Na^+$ 具有相同的电子层结构, $r(O^{2-}) > r(Na^+)$ ,C项错误。
- 17 本题从深层次上考查了元素周期表的结构。依据构造原理最后填入的电子的能级符号,将元素周期表划分为几个区,对于24号元素,其核外价电子排布式似乎应该是 $3d^4 4s^2$ ,而实际上是 $3d^5 4s^1$ ,原因是能量相同的轨道处于全空、全充满和半充满时能量最低,而29号元素也正是因为这一点而排成 $3d^{10} 4s^1$ ,而不是 $3d^9 4s^2$ ,故29号、30号元素所在纵行归为ds区,所以该同学认为d区内6、7纵行的部分元素可以排在ds区是有道理的。对于 $Fe^{3+}$ 比 $Fe^{2+}$ 稳定的原因也可从铁的核外电子排布特点来解释。
- 18 (1)由题图知,同一周期元素中,元素的第一电离能随着原子序数的增大而呈增大的趋势,但IIA族元素的第一电离能大于IIIA族元素,VA族元素的第一电离能大于VIA族元素。(2)同一主族元素原子的第一电离能的变化规律为从上到下依次减小。(3)5号元素为磷元素,P原子含有3

个电子层,最外层有5个电子,在周期表中的位置是第3周期V A族。(4)由题图可知,同周期元素第一电离能呈增大趋势,但II A族、V A族元素的第一电离能反常,III A族元素的第一电离能小于II A族元素的第一电离能,因此Al的第一电离能的大小范围为 $\text{Na} < \text{Al} < \text{Mg}$ 。(5)同周期元素的电负性为从左到右,电负性逐渐增大,即电负性大小顺序为 $\text{Cl} > \text{S} > \text{P}$ 。

- 19** (1)从题目所给的第2、3周期元素的 $x$ 值可以看出,同一周期从左到右,元素的 $x$ 值逐渐增大,同一主族从上到下, $x$ 值逐渐减小。则第2周期中所缺少的N的 $x$ 值应介于C和O的 $x$ 值之间,第3周期中所缺少的Mg的 $x$ 值应介于Na和Al的 $x$ 值之间,且比Be的小。(2)同一周期从左到右,元素的原子半径逐渐减小,可以推断出 $x$ 值随原子半径的减小而增大的规律,根据两周期元素 $x$ 值的变化可以看出, $x$ 值表现出周期性的变化。(3) $x$ 值表示不同元素的原子在分子内吸引电子的能力大小,从表中的 $x$ 值可知,N吸引共用电子对能力大于C,则C—N键中共用电子对偏向N一方。

**20** 根据题中信息可推出:A为Na,B为Al,C为O,D为Cl。

(1)A为Na,其核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 。

(2)B为Al,其在元素周期表中的位置为第3周期III A族, $\text{Na}^+$ 与 $\text{Al}^{3+}$ 核外电子排布相同,核电荷数 $\text{Al}^{3+}$ 大于 $\text{Na}^+$ ,故 $r(\text{Al}^{3+}) < r(\text{Na}^+)$ 。

(3)C为O,其电子排布图为  $\begin{array}{|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 1s & 2s & 2p & & \\ \hline \end{array}$ ,其中有2个未成对电子,能量最高的为2p轨道上的电子,其轨道呈纺锤形。

(4)D为Cl,其核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ,简化电子排布式为 $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ , $\text{Cl}^-$ 的结构示意图为  $\begin{array}{c} \text{(+17)} \\ \text{2} \\ \text{8} \\ \text{8} \end{array}$ 。

(5) $\text{Al}(\text{OH})_3$ 与NaOH和盐酸反应的化学方程式分别为 $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ 。

**21** 根据元素在周期表中的位置,可知A为 $_3\text{Li}$ ,B为 $_4\text{Be}$ ,C为 $_6\text{C}$ ,D为 $_7\text{N}$ ,E为 $_{11}\text{Na}$ ,F为 $_{12}\text{Mg}$ ,G为 $_{13}\text{Al}$ ,H为 $_{16}\text{S}$ ,I为 $_{17}\text{Cl}$ ,J为 $_{24}\text{Cr}$ ,K为 $_{29}\text{Cu}$ ,L为 $_{56}\text{Ba}$ ,M为 $_{32}\text{Ge}$ 。

(2)Cu位于第4周期I B族,A错误;Cr位于第4周期VIB族,B错误;Mg位于第3周期II A族,s区元素,C正确;Cl属于p区元素,D错误。(3)①Be和Al位于对角线,根据对角线规则,二者的化合物具有相似的化学性质,因此Be(OH)<sub>2</sub>具有两性,可以和强碱NaOH反应。②Li的化学性质不如Na活泼,在氧气中燃烧时生成Li<sub>2</sub>O。(4)同周期元素第一电离能自左向右呈增大趋势,但II A族大于III A族,因此Na、Mg、Al第一电离能大小顺序为 $\text{Mg} > \text{Al} > \text{Na}$ ,A错误;同周期元素电负性自左向右逐渐增大,因此电

负性 $\text{N} > \text{C}$ ,B正确;同周期原子半径自左向右逐渐减小,同主族自上向下逐渐增大,因此原子半径 $\text{Na} > \text{Be}$ ,C正确;Cl的非金属性强于S,因此最高价氧化物对应的水化物酸性 $\text{Cl} > \text{S}$ ,但选项中没有说明是否为最高价,无法判断,D错误。

## 专题3

### 微粒间作用力与物质性质

#### 第一单元 金属键 金属晶体

【变式】

答案

1 D 2 B 3 B 4 4 5 D

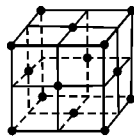
解析

**1** 金属导电是由于在外加电场作用下,自由电子定向移动,导热是自由电子与金属离子(或金属原子)碰撞,把能量从温度高的区域传到温度低的区域。

**2** 该晶胞中含有的原子个数为 $1 \times 1 + 8 \times \frac{1}{8} + 2 \times \frac{1}{2} = 3$ 个。

**3** 由图可知该晶体部分结构单元的上、下两面为正三角形,因此处于顶角的粒子为12个该结构单元所共用,故A粒子的数目为 $6 \times \frac{1}{12} = \frac{1}{2}$ ;处于水平棱上的粒子为4个结构单元所共用,处于垂直棱上的粒子为6个结构单元所共用,故该结构单元中含有B粒子的数目为 $6 \times \frac{1}{4} + 3 \times \frac{1}{6} = 2$ ,由此可见A、B、C三种粒子的数目之比为 $\frac{1}{2} : 2 : 1 = 1 : 4 : 2$ ,B正确。

**4** 该晶胞的结构图如图所示,在每个面心立方体中,每个顶点上的金原子为8个晶胞所共有,因此每个原子有 $\frac{1}{8}$ 属于该晶胞,每个面上的金原子有 $\frac{1}{2}$ 属于该晶胞,所以每个晶胞中金原子数为 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$ 。



**5** 一般合金的熔点低于组成成分的熔点,而铝与硅比较,硅属于原子晶体,具有较高的熔点,故选D。

题组A 基础通关测试

正文 P49

答案

1 A 2 D 3 B 4 B 5 C

**6** (1)① $\text{Na} < \text{Mg} < \text{Al}$  ② $\text{Li} > \text{Na} > \text{K} > \text{Rb} > \text{Cs}$

(2)铝 铁 铯 汞 锂 铍 铷

## 解析

- 1 晶体有固定的熔点,由图 a 来分析,中间有一段温度不变但一直在吸收能量,这段就代表 a 晶体在熔化;由图 b 曲线可知,温度一直升高,所以找不出固定的熔点,b 为非晶体。
- 2 金属键的强弱与金属原子半径、价电子数有关,半径:铝原子小于镁原子,价电子数:铝大于镁,铝的金属键比镁强,铝的熔、沸点比镁高。
- 3 由分子间作用力结合而成,熔点低,为分子晶体的特点,A 错误;固态或熔融后能导电,熔点在 1 000℃ 左右,可能为金属晶体,B 正确;以共价键结合成网状结构,熔点高,是原子晶体的特点,C 错误;固态时不导电,但溶于水或熔融后能导电是离子晶体的特征,D 错误。
- 4 常温下,金属单质汞为液态,不是以金属晶体的形式存在,A 项错误;金属原子的价电子比较少,容易失去电子变成金属阳离子,释放出的价电子在整个晶体中可以自由移动,成为自由电子,金属离子与自由电子之间的强烈作用形成金属键,在一定外力作用下,不因变形而消失,B 项正确;钙的原子半径比钾小,而价电子数比钾多,所以钙的金属键比钾强,金属键越强,熔、沸点越高,C 项错误;温度升高,金属离子运动加剧,阻碍了自由电子的定向运动,所以金属的导电性变差,D 项错误。
- 5 密置层原子的配位数为 6,非密置层原子的配位数为 4,由此可知,图(a)为密置层,图(b)为非密置层。密置层在三维空间堆积可得六方堆积和面心立方堆积,非密置层在三维空间可得简单立方和体心立方两种堆积方式。
- 6 (1)金属熔化所要克服的作用力是金属键,而金属键是金属离子与自由电子之间的强烈的相互作用。金属离子的半径越小,价电子越多,金属键越强,熔点就越高。因此,Na、Mg、Al 的熔点依次升高,Li、Na、K、Rb、Cs 的熔点依次降低。(2)根据金属的特性解答。

## 题组 B 高考通关测试

正文 P49

## 答案

1 C 2 A 3 B 4 B

- 5 (1)非密置 4 密置 6  
(2)6 1  
(3)6 VIA Po  $6s^2 6p^4$

6 (1)AuCu<sub>3</sub> (或 Cu<sub>3</sub>Au) (2) $\sqrt[3]{\frac{389}{d \cdot N_A}}$  cm

## 解析

- 1 SiO<sub>2</sub> 的存在形态有结晶形和无定形两大类,故固体 SiO<sub>2</sub> 不一定是晶体,A 错误;纯净物都有固定的组成,纯净物包括晶体和非晶体,B 错误;晶体内部的微粒按一定规律呈

周期性有序排列,C 正确;冰晶体中水分子间存在氢键和范德华力,碘晶体中碘分子之间只有范德华力,二者晶体中相互作用力不相同,D 错误。

- 2 密度大小与自由电子无关,A 符合题意;金属具有导电性,是由于自由电子在外加电场的作用下发生定向移动形成电流,B 不符合题意;金属发生形变时自由电子仍然可以在金属离子之间流动,使金属不会断裂,C 不符合题意;金属具有导热性是因为金属内自由电子和金属阳离子可以发生碰撞传递能量,D 不符合题意。
- 3 根据镁铝合金具有的性质及其用途来看,导电性好与这些用途无关。
- 4 根据晶体结构单元可知,在正六棱柱顶点上的镁原子被 6 个正六棱柱所共用,在上、下面的镁原子被 2 个正六棱柱所共用,侧棱上的硼原子被 3 个正六棱柱所共用,根据均摊法可知晶胞中 Mg 原子个数为  $2 \times \frac{1}{2} + 2 \times 6 \times \frac{1}{6} = 3$ ,B 原子的个数为  $6 \times \frac{1}{3} = 2$ ,所以晶体中 Mg 原子和 B 原子的个数比为 3:2,化学式为 Mg<sub>3</sub>B<sub>2</sub>,B 正确。

- 6 (1)处于顶点的原子为 8 个晶胞共有,则 Au 原子数 =  $8 \times \frac{1}{8} = 1$ ;面上的原子为 2 个晶胞共有,则 Cu 原子数 =  $6 \times \frac{1}{2} = 3$ ,则其化学式为 AuCu<sub>3</sub> 或 Cu<sub>3</sub>Au。(2)1 个晶胞占有的体积 =  $\frac{M}{d \cdot N_A} = a^3$  (设 a 为棱长),则  $a = \sqrt[3]{\frac{M}{d \cdot N_A}} = \sqrt[3]{\frac{(64 \times 3 + 197) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{d \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \cdot N_A \text{ mol}^{-1}}} = \sqrt[3]{\frac{389}{d \cdot N_A}} \text{ cm}$ 。

## 第二单元 离子键 离子晶体

## 【变式】

## 答案

1 C 2 B 3 A 4 A

5 (1)6 6 (2)4 4 12 (3) $\frac{a}{2}$ 

## 解析

- 1 活泼的金属元素和活泼的非金属元素易形成离子键,A、D 错,C 对;MgCl<sub>2</sub> 也是离子化合物,故 B 错
- 2 A 项,中子数为 10 的氧原子为  $^{18}_8\text{O}$ ,故错误;C 项,硫化钠是离子化合物,其电子式为  $\text{Na}^+ [:\ddot{\text{S}}:]^{2-} \text{Na}^+$ ,故错误;D 项,甲酸甲酯的结构简式为 HCOOCH<sub>3</sub>,其分子式为 C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>,故错误。
- 3 离子化合物的构成微粒为离子,其固态不导电,熔融状态能导电,可证明为离子化合物,所以能证明 Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> 属于离子晶体的是固态不导电,熔融时能导电。

- 4 在氯化钠晶胞中,与每个  $\text{Na}^+$  等距离且最近的  $\text{Cl}^-$  有 6 个,正好位于  $\text{Na}^+$  的上下左右前后,构成正八面体。

### 题组 A 基础通关测试

正文 P58

#### 答案

- 1 A 2 B、D 3 A 4 D 5 A  
6 B

#### 解析

- 1 NaOH 为离子晶体,含有离子键和共价键,A 项不正确,C 项正确; $\text{NH}_4\text{Cl}$  为离子晶体,含有  $\text{NH}_4^+$  和  $\text{Cl}^-$ ,D 项正确。
- 2 由原子 a~g 的 M 层电子数可知,M 层即为原子的最外层,元素 a~g 均为第 3 周期元素。a、b 均为活泼的金属元素,f、g 均为活泼的非金属元素,所以 a 与 f、b 与 g 形成的化学键为离子键。
- 3 离子晶体中的阴、阳离子通过一种强烈的相互作用——离子键结合在一起,离子键除了有些在极性溶剂中容易断裂外,其他的必须在高温下才能断裂,所以其熔、沸点都较高,不易挥发,硬度很大,不易变形,难溶于有机溶剂。又因为在离子晶体中,较大的离子采取密堆积形式,较小的离子填充空隙,所以密度一般都较大。
- 4 Na、Mg、Al 处于同一周期,与氟形成的化合物的晶格能数据依次增大,A 项正确;Mg、Ca、Sr、Ba 属于同一主族,由表中数据知,从上到下氧化物的晶格能减小,B 项正确;三种氟化物中,从钠到铝,离子半径是减小的,电荷数是增大的,从表中后四种氧化物晶格能大小变化看,核间距越小,晶格能越大,因此晶格能的差异是由离子电荷数与核间距不同导致的,C 项正确;由电离生成的离子有  $\text{O}^{2-}$  可知,它们的电离是在熔融状态下进行的,MgO 的晶格能大,熔点应该比 CaO 的高,D 项错误。
- 5 离子晶体熔融时能导电,难溶于非极性溶剂,熔点较高、质硬而脆,固体不导电,故②③④⑤⑦均不符合离子晶体的特点;⑥中熔点达  $3\ 900\text{ }^\circ\text{C}$ ,硬度很大,应是原子晶体。故只有①③符合题意。
- 6 萤石(氯化钙  $\text{CaF}_2$ ) 晶体属于立方晶系, $\text{F}^-$  为简单立方堆积,晶胞中  $\text{Ca}^{2+}$  数目比  $\text{F}^-$  少一半,每个  $\text{Ca}^{2+}$  与 8 个  $\text{F}^-$  配位,则每个  $\text{F}^-$  与 4 个  $\text{Ca}^{2+}$  配位,B 正确。

### 题组 B 高考通关测试

正文 P59

#### 答案

- 1 B 2 A 3 C 4 C

#### 解析

- 1 A 的化学式为 MN,C 的化学式为  $\text{M}_3\text{N}$ ,D 的化学式为

 $\text{M}_4\text{N}$ 。

- 2  $\text{K}^+$  位于晶胞棱上和体心,与其距离相等且最近的  $\text{K}^+$  有  $4 \times 3 = 12$  个,A 项错误;与  $\text{K}^+$  距离相等且最近的  $\text{O}_2^-$  共有 6 个,构成正八面体, $\text{K}^+$  位于正八面体中心,B、D 两项正确; $\text{K}^+$  位于晶胞棱上和体心,数目为  $12 \times \frac{1}{4} + 1 = 4$ , $\text{O}_2^-$  位于顶点和面心,数目为  $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$ ,即一个  $\text{KO}_2$  晶胞中占有的  $\text{K}^+$  和  $\text{O}_2^-$  粒子数均为 4 个,C 项正确。
- 3 金属单质含有金属阳离子,是金属晶体,不是离子晶体,A 正确;C 和 Si 位于同主族,但它们的氧化物的晶体类型不同, $\text{CO}_2$  和  $\text{SiO}_2$  分别属于分子晶体和原子晶体,B 正确;活泼金属元素 Al 与活泼非金属元素 Cl 形成的  $\text{AlCl}_3$  是共价化合物,C 错误;Na 的熔点比  $\text{AlCl}_3$  的低,所以金属晶体的熔点不一定比分子晶体的高,D 正确。
- 4 题图所示晶胞含有 3 个钠离子、1 个氯离子,所以该晶体的化学式为  $\text{Na}_3\text{Cl}$ ,故 C 正确。

### 第三单元 共价键 原子晶体

### 题组 A 基础通关测试

正文 P73

#### 答案

- 1 C 2 A 3 D 4 D

#### 解析

- 1  $\text{CH}_4$  中只含有 C—H 键,全部是  $\sigma$  键,A 错误; $\text{NH}_3$  中只含有 N—H 键,全部是  $\sigma$  键,B 错误; $\text{CO}_2$  中含有 C=O 键,既含有  $\sigma$  键又含有  $\pi$  键,C 正确; $\text{F}_2$  中只含有 F—F 键,全部是  $\sigma$  键,D 错误。
- 2 判断不同元素原子与同一元素原子所形成的键极性的强弱,只要比较其对应元素的非金属性强弱即可,非金属性越强,则极性越强。F、O、N、C 非金属性依次减弱,故 A 项正确。
- 3 原子晶体的硬度较大;熔、沸点较高;原子晶体不导电;干冰不属于原子晶体。
- 4 由于  $\text{C}_3\text{N}_4$  晶体和金刚石结构类似,C—N 键键长小于 C—C 键键长,因此 A 正确;结合碳和氮原子的成单电子数和成键规律,B、C 正确;由于  $\text{C}_3\text{N}_4$  晶体中是通过 C—N 共价键形成的立体网状结构,晶体中全是极性共价键,D 错误。

### 题组 B 高考通关测试

正文 P73

#### 答案

- 1 A 2 C 3 A 4 B

- 5 (1)3 VIA  $\text{HClO}_4$  (2)2 H—Cl H—S



(3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$  (或  $[Ar] 3d^{10} 4s^1$ )



### 解析

- 1** HCN 分子的结构式为  $H-C\equiv N$ , 其中含有 2 个  $\sigma$  键和 2 个  $\pi$  键,  $\sigma$  键和  $\pi$  键数目之比为 1:1, A 正确; CO 分子的结构式为  $C\equiv O$ , 其中  $\sigma$  键和  $\pi$  键的数目之比为 1:2, B 错误;  $C_6H_6$  分子中存在 12 个  $\sigma$  键和 1 个大  $\pi$  键, C 错误;  $C_2H_2$  分子的结构式为  $H-C\equiv C-H$ , 其中  $\sigma$  键和  $\pi$  键的数目之比为 3:2, D 错误。
- 2** 金刚石与晶体硅的结构相似, 每个碳(或硅)原子与 4 个碳(或硅)原子结合, 形成正四面体结构单元, 晶体中含有立体的六元环。石墨为层状结构, 每一层以六边形为基本单元。水晶为  $SiO_2$  晶体, 最小的环上有 6 个硅原子和 6 个氧原子, 为十二元环。
- 3** A 项, 无色水晶是原子晶体, 属于化合物; B 项, 晶体硅是单质; C 项, 金刚石是单质; D 项, 干冰是分子晶体。
- 4** A 中无非极性键的形成; B 中  $Na_2O_2$  既有离子键又有非极性键,  $CO_2$  中有极性键,  $Na_2CO_3$  中既有离子键又有极性键,  $O_2$  中有非极性键; C 项中无非极性键的断裂和形成, 无离子键的形成; D 项中无非极性键的断裂和形成, 无离子键的断裂
- 5** X 的核外电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^2$ , 是碳元素; Y 是硫元素; Z 是氯元素; W 的原子序数为  $63 - 34 = 29$ , 是铜元素。  
(1) Cl 的非金属性比 S 的非金属性强, 所以  $HClO_4$  的酸性比  $H_2SO_4$  的酸性强。(2)  $CS_2$  分子中有 2 个双键, 双键中有一个键是  $\sigma$  键, 一个键是  $\pi$  键。Cl 的电负性比 S 的电负性强, 所以  $H-Cl$  键的极性比  $H-S$  键的极性强; S 的原子半径比 Cl 的原子半径大, 所以  $H-S$  键的键长比  $H-Cl$  键的键长长。(3) 铜元素原子的 3d 轨道处于全满状态。  
 $Cu_2S$  煅烧时生成  $SO_2$ , 不是  $SO_3$ 。

## 第四单元 分子间作用力 分子晶体

### 题组 A 基础通关测试

正文 P83

#### 答案

1 B 2 A 3 D 4 B 5 C

6 12 30 分子

#### 解析

- 1**  $H-O$  键的键能较大, 故水加热到很高的温度都难以分解, 与氢键无关, 故 A 项错误; 邻羟基苯甲醛存在分子内氢键, 对羟基苯甲醛存在分子间氢键, 故对羟基苯甲醛的熔、沸点比邻羟基苯甲醛的高, 故 B 项正确;  $CH_4$ 、 $SiH_4$ 、 $GeH_4$ 、 $SnH_4$  都为分子晶体, 分子间为范德华力, 熔点随相对分子

质量增大而升高, 与氢键无关, 故 C 项错误; 氯元素的非金属性强于溴元素的, 故  $HCl$  的稳定性强于  $HBr$  的, 与氢键无关, 故 D 项错误。

- 2** 大部分酸都是分子晶体, A 项,  $H_3PO_4$  为分子晶体, 所以  $H_3PO_4$  既能表示磷酸的组成, 又能表示一个  $H_3PO_4$  分子。
- 3** 因  $HF$  分子间存在氢键, 所以沸点  $HF > HI > HBr > HCl$ , A 正确;  $H_2O$  分子中的 O 与周围  $H_2O$  分子中的两个 H 原子生成两个氢键, 而  $HF$  分子中的 F 原子只能形成一个氢键, 氢键越多, 熔、沸点越高, B 正确; 氨水中除  $NH_3$  分子之间存在氢键,  $NH_3$  与  $H_2O$ 、 $H_2O$  与  $H_2O$  之间都存在氢键, C 正确; 氢键中的  $X-H\cdots Y$  三原子应尽可能地在一条直线上, 但是在特定条件下, 如空间位置的影响下, 也可能不在一条直线上, 故 D 错。
- 4** 从氢键的成键原理上讲, A、B 都成立; 但从空间构型上讲, 由于氨分子是三角锥型, 易于提供孤电子对, 故以 B 选项中的方式结合, 空间阻碍最小, 结构最稳定; 从事实上讲, 依据  $NH_3 \cdot H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$  可知, B 项符合题意。
- 5** 该物质为气态团簇分子, 故属于分子晶体, 它不存在共用与均摊问题, 则该化合物的化学式就是分子式, 一个该分子由 14 个 M 原子和 13 个 N 原子构成, 故应选 C。
- 6** 根据“由 20 个碳原子构成的空心笼状分子”可判断该物质一定是分子晶体。根据其结构可知每个碳原子形成 3 个  $C-C$  键, 每个共价键被 2 个碳原子共用, 所以含有的共价键数是  $\frac{20 \times 3}{2} = 30$ 。因为每个共价键被 2 个正五边形共用, 所以平均每个正五边形含有的共价键数是  $\frac{5}{2} = 2.5$ , 故  $C_{20}$  分子共有  $\frac{30}{2.5} = 12$  个正五边形。

### 题组 B 高考通关测试

正文 P84

#### 答案

1 B、D 2 D 3 D 4 A 5 D

6 (1) ① < ② > ③ > ④ < ⑤ > ⑥ >

(2) ①分子 ②在熔融状态下, 验证其是否导电, 若不导电是共价化合物, 若导电则是离子化合物

#### 解析

- 1** 干冰升华只是由二氧化碳固体变成二氧化碳气体, 改变的是二氧化碳的分子间距离和分子间作用力, 发生的是物理变化, 不影响分子内的共价键和分子构型。
- 2** 氢键形成的条件是氢原子两边的原子所属元素的电负性很强, 原子半径很小, 如 O、F、N 等。
- 3** 当  $SO_3$  晶体熔化时, 分子间作用力被破坏, 故 D 项正确。
- 4** 每个水分子与四个方向的其他 4 个水分子形成 4 个氢键,

因此每个水分子具有的氢键个数为  $4 \times \frac{1}{2} = 2$ 。

- 5 A 中石墨为混合晶体,氯化铝为原子晶体,B 中生石灰为离子晶体,C 中氯化铯为离子晶体。
- 6 (1)各组物质均为分子晶体,根据分子晶体熔、沸点的判断规律,可比较六组物质熔、沸点的高低。(2)由  $\text{AlCl}_3$  的熔点低以及在  $180^\circ\text{C}$  时开始升华可判断  $\text{AlCl}_3$  晶体为分子晶体。若要验证一种化合物是共价化合物还是离子化合物,可测其在熔融状态下是否导电,不导电则是共价化合物,导电则是离子化合物。

### 专题 3 单元复习方案

#### 测评·高考模拟卷

正文 P87

#### 答案

- 1 D 2 C 3 C 4 D 5 C 6 D  
7 C 8 C 9 A 10 D 11 A 12 D  
13 D 14 C 15 C 16 B

- 17 (1)E、F B B E (2)C、D (3)E、F
- 18 (1)原子 由单质形成的晶体,熔点高,硬度大,不导电,并且各数据均介于金刚石和晶体硅之间 (2)分子 (3)①在  $\text{H}_3\text{XO}_3$  分子之间形成了氢键 ②范德华力 分子
- 19 (1) $1s^2 2s^2 2p^5$  (2) $\text{NH}_3$  (3) $[\text{H}:\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{N}}}:\text{H}]^+ [:\text{H}]^-$  (4)b
- 20 (1)2 (2)O—H 键、氢键、范德华力 邻羟基苯甲醛形成分子内氢键,而对羟基苯甲醛形成分子间氢键,分子间氢键使分子间作用力增大,沸点升高 (3) $\frac{224}{aN_A}$
- 21 (1)离子键 共价键 分子间  $\text{SiO}_2 > \text{KClO}_3 > \text{I}_2$   
(2)①⑤③②④⑥  
(3)金属晶体 分子晶体 离子晶体 原子晶体  
(4)氯化铯 氯化钠 二氧化硅 金刚石(或晶体硅)

#### 解析

- 1 晶体硅属于原子晶体,熔化时破坏共价键,故 A 不符合题意;氯化钠晶体属于离子晶体,熔化时破坏离子键,故 B 不符合题意;金属钾属于金属晶体,熔化时需破坏金属键,故 C 不符合题意;干冰为分子晶体,熔化时需克服分子间作用力,不需破坏化学键,故 D 符合题意。
- 2 离子晶体中一定存在离子键,可能存在共价键,A 项错误;分子晶体中一定存在分子间作用力,分子内可能存在共价键,也可能不存在共价键,如稀有气体,B 项错误;原子晶体中原子与原子是以共价键相结合的,一定存在共价键,C 项正确;金属晶体中一定不存在共价键,D 项错误。
- 3 只有金刚石和单晶硅为单质,C 为第 2 周期元素,Si 为第 3

周期元素。

- 4  $1s^2 2s^2 2p^4$  为氧元素的电子排布式,A 项中的元素为 Ne 元素,B 项中的元素为 He 元素,均为稀有气体元素,不能与 O 形成化合物,C 项为 F 元素,也不能与 O 形成离子化合物,D 项为 Mg 元素,可与 O 元素以离子键形成离子化合物。
- 5  $\pi$  键由 p 电子“肩并肩”重叠形成,而  $\sigma$  键由 s 电子或 p 电子“头碰头”重叠形成,A 项错误; $\sigma$  键“头碰头”重叠为轴对称, $\pi$  键“肩并肩”重叠为镜面对称,B 项错误;乙烷分子中均为单键,乙烯分子中含有碳碳双键,则乙烷分子中的键全为  $\sigma$  键,而乙烯分子中含  $\sigma$  键和  $\pi$  键,C 项正确;氢气和氯气分子中均是单键,因此全部是  $\sigma$  键,D 项错误。
- 6 A 为甲基,C 原子多了一个电子;B 中  $\text{I}^-$  表示错误;C 中  $\text{H}_2\text{S}$  为共价化合物,不存在离子,D 项正确。
- 7 KOH 中不存在非极性键和配位键; $\text{H}_2\text{O}_2$  中不存在离子键和配位键; $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  中同时存在离子键、极性键、非极性键和配位键; $\text{NH}_4\text{Cl}$  中不存在非极性键。
- 8 由核电荷数之和为 22,X 的原子核外电子数比 Y 的少 6 个,推出 X 为 O(8 号)元素,Y 为 Si(14 号)元素,可知答案为 C。
- 9  $\text{SO}_3$  和 HCl 的晶体都是分子晶体,分子内原子间的化学键均为极性键,它们发生状态变化时需要克服分子间作用力,A 项正确;KCl 是离子晶体,而 Mg 是金属晶体,B 项错误; $\text{CCl}_4$  是分子晶体, $\text{SiO}_2$  是原子晶体,C 项错误;NaCl 是离子晶体, $\text{H}_2\text{O}$  是分子晶体,D 项错误。
- 10 A 项,离子晶体是通过离子键将阴、阳离子结合在一起的,所以熔化时离子键被破坏,分子晶体是通过分子间作用力结合的,熔化时化学键不受影响;B 项,白磷晶体是分子晶体,粒子( $\text{P}_4$ )之间通过分子间作用力结合;C 项,石英晶体是原子晶体;D 项,稀有气体的晶体属于分子晶体,分子内不存在共价键。
- 11 由于 H—I 键比 H—Cl 键键能小,故 HI 比 HCl 更容易电离。
- 12 不同的离子晶体有不同的结构,例如 CsCl 晶体,每个  $\text{Cl}^-$  周围吸引着 8 个  $\text{Cs}^+$ ,每个  $\text{Cs}^+$  周围吸引着 8 个  $\text{Cl}^-$ ,故 A 项错误;金属晶体本身就由金属阳离子和自由电子构成,B 项错误;分子晶体中有很多在常温下呈固态,例如  $\text{I}_2$ 、S、 $\text{P}_4$  等,故 C 项错误;原子晶体都以共价键相结合,综上所述,只有 D 项正确。
- 13 丙烯( $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$ )分子中含有 8 个  $\sigma$  键,1 个  $\pi$  键;60 g  $\text{SiO}_2$  晶体中 Si—O 键数目为  $4N_A$ ;共价键有方向性,也有饱和性;由 I A 族和 VI A 族元素形成的原子个数比为 1:1、电子总数为 38 的化合物是  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,是含有共价键的离子化合物,D 项正确。

**14** 根据  $X^+$  与  $Z^{2-}$  具有相同的核外电子层结构可知, X 是 I A 族元素, Z 是 VI A 族元素, 又由 X、Y、Z 原子序数之和为 33 可推知, X 为钠元素, 是同周期中金属性最强的元素, Z 为氧元素, Y 为硅元素。H<sub>2</sub>O 中由于氢键的存在, 沸点在同族的氢化物中最高; 原子半径:  $Na > O$ , 离子半径:  $Na^+ < O^{2-}$ ; 硅和二氧化硅都为原子晶体。

**15** A 项, 金属铜属于金属晶体, 为面心立方最密堆积, 遵循紧密堆积原则; B 项, 氯化钠属于离子晶体, 遵循紧密堆积原则; C 项, 金刚石属于原子晶体, 微粒间的共价键具有方向性和饱和性, 不遵循紧密堆积原则; D 项, 干冰属于分子晶体, 遵循紧密堆积原则。

**16** A 项, SiC 晶体为原子晶体, 晶体中只存在共价键; B 项, CCl<sub>4</sub> 晶体是分子晶体, 分子之间存在分子间作用力, 在分子内部 C、Cl 之间以共价键结合; C 项, KCl 晶体为离子晶体, 晶体中只存在离子键; D 项, Na 晶体为金属晶体, 晶体中只存在金属键。

**17** 干冰和单质碘的熔点高低比较, 可用常温下的状态来判断, 常温下 CO<sub>2</sub> 为气体, 碘为固体, 故熔点碘比 CO<sub>2</sub> 高; 分子晶体中存在单个的分子。

**18** 从题意看, 晶体 X 是由单质形成的晶体, 则不会是离子晶体; 不导电则不会是金属晶体, 从其他性质看, 都在原子晶体的相关数据范围内, 并且远高于分子晶体。晶体的层状结构说明 H<sub>3</sub>XO<sub>3</sub> 分子的平面结构, 分子有规则的排列应该是有方向性的氢键产生的结果。

**19** 由信息“A 元素基态原子的最外层电子排布为  $ns^2np^2$ ”可推知  $ns$  轨道已经填满电子, 即  $n=2$ , 故 A 的核外电子排布式为  $1s^22s^22p^2$ , 即 A 为碳元素; 由信息“B 的氢化物可与其最高价氧化物的水化物反应生成盐”可推知 B 为氮元素; 由信息“E 是元素周期中原子半径最小的元素”可推知 E 为氢元素; 由“D 元素位于元素周期表中第一长周期, 是维持青少年骨骼正常生长发育的重要元素之一”可推知 D 为 Ca 元素; 由“A、B 原子的最外层电子数之和等于 C、D 原子的最外层电子数之和”可推知 C 元素最外层电子数 =  $4+5-2=7$ , 所以与 A、B 同周期的 C 元素为氟元素。A、B 形成的氢化物且含有 10 个电子的分子是 CH<sub>4</sub> 和 NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub> 的沸点比 NH<sub>3</sub> 的沸点低; C 与 D 形成的离子化合物化学式是 CaF<sub>2</sub>, a 图中阳离子与阴离子个数比为 1:1, b 图中阳离子与阴离子个数比为 1:2, 故 b 图表示的是 CaF<sub>2</sub> 的结构。

**20** (1) 氧元素基态原子核外电子排布为  $1s^22s^22p^4$ , 所以氧元素基态原子核外未成对电子数为 2。

(2) O—H 键属于共价键, 键能最大, 分子间的范德华力和氢键均属于分子间作用力, 但氢键要强于分子间的范德华力, 所以它们从强到弱的顺序依次为 O—H 键、氢键、范德

华力。邻羟基苯甲醛在分子内形成氢键, 而在分子之间不存在氢键; 对羟基苯甲醛在分子间形成氢键, 而在分子内不能形成氢键, 分子间氢键使分子间作用力增大, 所以对羟基苯甲醛的沸点比邻羟基苯甲醛的高。

(3) 氯化钠的晶胞为面心立方结构, 因此氯化钠晶胞中含有的 Cl<sup>-</sup>、Na<sup>+</sup> 个数均为 4, 则 CaO 晶胞 (面心立方结构) 中也含有 4 个 Ca<sup>2+</sup> 和 4 个 O<sup>2-</sup>, 所以 CaO 晶胞体积为  $\frac{4 \times 56}{N_A \cdot a}$  =  $\frac{224}{aN_A}$ 。

**21** (1) 氯酸钾是离子晶体, 熔化离子晶体时需要克服离子键的作用力; 二氧化硅是原子晶体, 熔化原子晶体时需要克服共价键的作用力; 碘为分子晶体, 碘升华时需克服的是分子间作用力。由于原子晶体是由共价键形成的具有空间网状结构的晶体, 所以原子晶体的熔点最高; 其次是离子晶体; 由于分子间作用力与化学键相比要弱得多, 所以碘的熔点最低。(2) 先把六种晶体分类。原子晶体: ④⑥; 离子晶体: ②; 金属晶体: ③; 分子晶体: ①⑤。由于 C 原子半径小于 Si 原子半径, 所以金刚石的熔点高于晶体硅; CO<sub>2</sub> 和 CS<sub>2</sub> 同属于分子晶体, 二者组成与结构相似, 熔点高低取决于相对分子质量, 故 CS<sub>2</sub> 的熔点高于 CO<sub>2</sub>; Na 在通常状况下是固态, 而 CS<sub>2</sub> 是液态, CO<sub>2</sub> 是气态, 所以 Na 的熔点高于 CS<sub>2</sub> 和 CO<sub>2</sub>。(3) A 固态时能导电, 能溶于盐酸, 属于金属晶体; B 能溶于 CS<sub>2</sub>, 不溶于水, 属于分子晶体; C 固态时不导电, 液态时能导电, 可溶于水, 属于离子晶体; D 固态、液态时均不导电, 熔点为 3 500℃, 属于原子晶体。(4) 由晶胞结构模型可知 A、B、C、D 分别为氯化铯、氯化钠、二氧化硅、金刚石 (或晶体硅)。

## 专题 4

### 分子空间结构与物质性质

#### 第一单元 分子构型与物质的性质

【变式】

答案

1 } B    2 } D    3 } A    4 } A    5 } C    6 } C

7 } B

8 } (1) B    sp<sup>2</sup> 杂化    平面三角形

(2) C    sp 杂化    直线形

(3) C    sp<sup>3</sup> 杂化    正四面体形

(4) C    sp<sup>3</sup> 杂化    四面体形

9 } A    10 } C    11 } D    12 } D    13 } D

解析

1 } CO<sub>2</sub> 中碳原子为 sp 杂化, SO<sub>2</sub> 中硫原子为 sp<sup>2</sup> 杂化, 二者不相同, 故 A 项不正确。CH<sub>4</sub> 中碳原子为 sp<sup>3</sup> 杂化, NH<sub>3</sub> 中氮原子为 sp<sup>3</sup> 杂化, 二者相同, 故 B 项正确。BeCl<sub>2</sub> 中铍

原子为  $sp$  杂化,  $BF_3$  中硼原子为  $sp^2$  杂化, 二者不相同, 故 C 项不正确。  $C_2H_4$  中碳原子为  $sp^2$  杂化,  $C_2H_2$  中碳原子为  $sp$  杂化, 二者不相同, 故 D 项不正确。

**2** 中心原子采取  $sp^3$  杂化的分子, 其 VSEPR 模型是正四面体型, 但其立体构型不一定是正四面体型, 如  $H_2O$  和  $NH_3$  分子中中心原子均采取  $sp^3$  杂化, 但  $H_2O$  是 V 形,  $NH_3$  是三角锥型, A 错误;  $CH_4$  分子中碳原子形成 4 个  $\sigma$  键, 且不含孤电子对, 所以碳原子采取  $sp^3$  杂化, 分子中的碳原子以 4 个  $sp^3$  杂化轨道分别与 4 个氢原子的  $1s$  轨道重叠, 形成 4 个 C—H  $\sigma$  键, B 错误; 乙炔分子中每个 C 原子形成 2 个  $\sigma$  键和 2 个  $\pi$  键, C 原子的价层电子对数是 2, 为  $sp$  杂化, C 错误; 同一个原子中能量相近的  $s$  轨道和  $p$  轨道通过杂化可混合起来形成一组能量相同的新轨道, D 正确。

**3**  $CO_2$  分子中碳原子采取  $sp$  杂化, A 项正确;  $CO_2$  分子为直线形分子, 结构式为  $O=C=O$ , B 项错误;  $CO_2$  分子中 C 原子和 O 原子之间以极性键结合, 不含非极性键, C 项错误;  $CO_2$  溶于水时和水发生反应生成碳酸, 破坏了共价键, D 项错误。

**4** A 项,  $CH_4$  与  $NH_3$  的中心原子均为  $sp^3$  杂化, 正确; B 项,  $BeCl_2$  中 Be 为  $sp$  杂化,  $BF_3$  中 B 为  $sp^2$  杂化, 二者杂化类型不同, 错误; C 项,  $CO_2$  中 C 为  $sp$  杂化,  $H_2O$  中 O 为  $sp^3$  杂化, 二者杂化类型不同, 错误; D 项,  $C_2H_2$  中 C 为  $sp$  杂化,  $C_2H_4$  中 C 为  $sp^2$  杂化, 二者杂化类型不同, 错误。

**5**  $NH_3$  和  $CH_4$  的中心原子都是  $sp^3$  杂化, 均形成 4 个杂化轨道, 故 A、B 项错误; 分子的空间构型与分子中原子个数无关, 故 D 项错误。

**6** 分子中中心原子通过  $sp^3$  杂化轨道成键时, 该分子不一定为正四面体结构, 可能为三角锥型或 V 形, 如  $NH_3$ 、 $H_2O$ , 故 A 正确; 杂化轨道只用于形成  $\sigma$  键或用于容纳未参与成键的孤电子对, 没有杂化的  $p$  轨道形成  $\pi$  键, 故 B 正确;  $H_2SO_4$  分子中 S 原子为  $sp^3$  杂化, O—H 键为共用电子对形成的化学键, 不是以杂化轨道成键, 故 C 错误;  $N_2$  分子的结构式为  $N\equiv N$ , 双键中有 1 个  $\pi$  键, 叁键中有 2 个  $\pi$  键, 则  $N_2$  分子中有 1 个  $\sigma$  键、2 个  $\pi$  键, 故 D 正确; 故选 C。

**7**  $H_2S$  中 S 原子的价层电子对数  $= 2 + \frac{1}{2} \times (6 - 2 \times 1) = 4$ , 含有 2 对孤电子对, 所以其立体构型为 V 形;  $PCl_3$  中 P 原子的价层电子对数  $= 3 + \frac{1}{2} \times (5 - 3 \times 1) = 4$ , 含有 1 对孤电子对, 所以其立体构型为三角锥型, 故选 B。

**8** (1)  $BCl_3$  分子中, 中心原子为 B, 价电子对数为 3, B 原子采取  $sp^2$  杂化, 无孤电子对, 故分子为平面三角形; (2)  $CS_2$  分子, 中心原子为 C, 价电子对数为 2, C 原子采取  $sp$  杂化, 无孤电子对, 故分子是直线形; (3)  $CF_4$  分子中, 中心原子为 C, 价电子对数为 4, C 原子采取  $sp^3$  杂化, 无孤电子对, 分子为正四面体

型; (4)  $CH_3Cl$  分子, 中心原子为 C, 价电子对数为 4, C 原子采取  $sp^3$  杂化, 无孤电子对, 故分子为四面体型。

**9** 由题中信息可知, 这只要算出分子中各原子的最外层电子数之和即可判断。

**10** 乙烯、二氧化碳和氢气都是非极性分子, 二氧化硫属于极性分子, 易溶于极性分子组成的溶剂, 水属于极性溶剂, 所以极性分子二氧化硫在水中的溶解度最大, C 项正确。

**11** A 项的分子只含 1 个 C 原子, 该 C 原子上所连的 4 个原子只有 2 种, 不是手性碳原子, 该分子不是手性分子; B 项和 C 项中的分子也均没有手性碳原子, 均不是手性分子; D 项的分子, 中间碳原子所连接的四个取代基分别是羟基、甲基、氢原子和羧基, 故该碳原子为手性碳原子, 该分子为手性分子, 具有光学活性。

**12**  $CH_2O$  分子空间构型为平面三角形, 中心原子的杂化方式为  $sp^2$  杂化; A 项,  $PCl_3$  分子空间构型为三角锥型, 中心原子杂化方式为  $sp^3$  杂化; B 项,  $NH_3$  分子空间构型为三角锥型, 中心原子杂化方式为  $sp^3$  杂化; C 项,  $CH_2Br_2$  分子空间构型为四面体型, 中心原子杂化方式为  $sp^3$  杂化; D 项,  $BF_3$  分子空间构型为平面三角形, 中心原子杂化方式为  $sp^2$  杂化。故选 D。

**13**  $CO_2$  和  $H_2O$  所含原子数相同, 但价电子数不同, 则二者不互为等电子体, 故它们的空间构型不相似。

### 题组 A 基础通关测试

正文 P100

#### 答案

1 D 2 A 3 B 4 B 5 C

6 (1) ①⑤⑦

(2) ①④⑤⑦⑧⑨ ②⑥ ③

(3) ②③⑥⑧ ③

(4) ④⑧⑨

#### 解析

**1**  $H_2O$  中心原子为 O, O 原子存在 2 对孤电子对;  $NH_3$  中心原子为 N, N 原子存在 1 对孤电子对;  $OH^-$  中心原子为 O, O 原子存在 3 对孤电子对;  $CH_4$  中 C 原子 4 个价电子全部成键。

**2** 单质碘 ( $I_2$ ) 是含有非极性键的非极性分子, 根据“相似相溶”规律, 可知碘易溶于非极性溶剂。而  $CCl_4$ 、直馏汽油 (所含成分的极性非常弱, 可视为非极性溶剂)、苯等为非极性溶剂, 且它们与水的密度差别较大, 容易分层, 所以 B、C、D 项可以用作碘的萃取剂。酒精与水、碘互溶, 不分层, 故不能用作碘水中碘的萃取剂。

**3** 极性分子的正、负电荷重心不重合。极性分子虽然整体不带电, 但每一个乙二醇分子都有带电的极性端, 也可以理解为部分区域带电, 它在电场作用下, 会定向运动, 所以通

过测静电对液流的影响,可以判断分子是否有极性;而测定沸点、蒸气密度、标准状况下气体摩尔体积等均不能判断分子的极性。

**4** 等电子原理是指具有相同价电子数(指价电子总数)和相同原子数的分子或离子具有相同的结构特征。苯和  $B_3N_3H_6$  互为等电子体,因此,他们的结构相同。苯分子中所有的原子均在同一平面上,苯分子中不存在双键,存在大  $\pi$  键,因此,B项错误。 $H_3O^+$  和  $NH_3$  互为等电子体, $NH_3$  是三角锥型,则  $H_3O^+$  也是三角锥型。 $CH_4$  和  $NH_4^+$  互为等电子体, $CH_4$  是正四面体结构,所以  $NH_4^+$  也是正四面体结构。

**5** 碳原子上连1个氢原子、1个甲基、1个乙基、1个丙基,此时该烷烃为含手性碳原子且碳原子数最少的烷烃,故选C。

**6**  $CH_4$ 、 $NH_3$ 、 $NH_4^+$ 、 $P_4$ 、 $H_2O$ 、 $H_2O_2$  中心原子各有4对电子,为  $sp^3$  杂化,这些微粒空间构型分别为正四面体型、三角锥型、正四面体型、正四面体型、V形、二面角形。 $BF_3$ 、 $CH_2=CH_2$  的中心原子为  $sp^2$  杂化,分别为平面三角形、平面形。 $CH\equiv CH$  中心原子为  $sp$  杂化,直线形。

### 题组B 高考通关测试

正文 P101

#### 答案

**1** D **2** D **3** C **4** A **5** D

**6** (1)  $sp^2$  杂化 甲醛分子为平面三角形结构  
(2) ②③⑦  
(3) < 碳氧双键中存在  $\pi$  键,它对 C—H 键电子对的排斥作用较强

#### 解析

**1** 题目所给各物质分子中均只含有极性键。 $CO_2$ 、 $CH_4$ 、 $BF_3$  为非极性分子, $SO_2$ 、 $PH_3$ 、 $NH_3$ 、 $HCl$ 、 $HI$  为极性分子。

**2**  $N_3^-$  与  $CO_2$  的价电子总数和原子总数都相等,互为等电子体,二氧化碳为直线形分子,碳原子采取  $sp$  杂化,故 A 错误; $BF_3$  和  $CO_3^{2-}$  的价电子总数和原子总数都相等,互为等电子体, $BF_3$  为平面三角形结构,B原子采取  $sp^2$  杂化,故 B 错误; $NO_2^+$  与  $CO_2$  的价电子总数和原子总数都相等,互为等电子体,二氧化碳中的碳原子为  $sp$  杂化,故 C 错误; $H_3O^+$  与  $NH_3$  的价电子总数和原子总数都相等,互为等电子体, $H_3O^+$  中中心 O 原子和  $NH_3$  中中心 N 原子均采取  $sp^3$  杂化,故 D 正确。

**3**  $CO_2$  的分子结构为  $O=C=O$ ,属于直线形非极性分子,A 错误; $ClO_3^-$  中 Cl 的价层电子对数为  $3 + \frac{1}{2} \times (7 + 1 - 2 \times 3) = 4$ ,含有1对孤电子对,则离子的空间构型为三角锥型,B 错误; $SF_6$  中含有6个 S—F 键,中心 S 原子无孤电子对,则分子中有6对完全相同的成键电子对,C 正确; $SiF_4$

中 Si 的价层电子对数为  $4 + \frac{1}{2} \times (4 - 1 \times 4) = 4$ , $SO_3^{2-}$  中

S 的价层电子对数为  $3 + \frac{1}{2} \times (6 + 2 - 2 \times 3) = 4$ ,所以中心原子均采取  $sp^3$  杂化,D 错误。

**4** 根据手性碳原子的定义可知,手性碳原子一定是饱和碳原子且所连接的四个原子或基团是不同的,则  $CH_3COOCH_2-\underset{\substack{| \\ CH_2OH}}{CH}-CHO$  中只有与醛基相连的碳原子为手性碳原子。

**5**  $SO_3$  分子中 S 的价电子对数  $= \frac{6+0}{2} = 3$ ,由于结合3个 O,故成键电子对数为3,孤电子对数是0,其分子构型为平面三角形。

**6** (1) 甲醛分子中的碳原子的杂化方式是  $sp^2$  杂化。(2) 碳与氧的电负性不同,所以碳氧键是极性键;甲醛分子中含有羰基,所以甲醛分子中的碳氧键是双键;一般来说,双键是  $\sigma$  键和  $\pi$  键的组合。(3) 由于碳氧双键中存在  $\pi$  键,它对 C—H 键电子对的排斥作用较强,使 C—H 键与 C—H 键的夹角小于  $120^\circ$ 。

### 第二单元 配合物的形成和应用

#### 【变式】

#### 答案

**1** B

**2** (1) ①  $CuSO_4 + 2NH_3 \cdot H_2O = Cu(OH)_2 \downarrow + (NH_4)_2SO_4$   
②  $Cu(OH)_2 + 4NH_3 \cdot H_2O = [Cu(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$

(2) 配位键  $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$   $SO_4^{2-}$  4 空轨道  
中心原子 配位体 4

**3** C **4** D **5** C **6** C

**7** (1) ①  $NaCl + AgNO_3 = NaNO_3 + AgCl \downarrow$   
②  $AgCl + 2NH_3 \cdot H_2O = [Ag(NH_3)_2]Cl + 2H_2O$   
(2) 氯化二氨合银  
(3)  $AgCl$  难溶于水(或  $AgCl$  溶解度小)  
(4) 氨水

#### 解析

**1**  $Ag^+$ 、 $Zn^{2+}$ 、 $Cu^{2+}$  和氨水形成的配离子分别为  $[Ag(NH_3)_2]^+$ 、 $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ 、 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$  和氨水不能形成配离子。

**2**  $NH_3 \cdot H_2O$  是一元弱碱,铜盐与少量  $NH_3 \cdot H_2O$  反应可生成难溶于水的碱。根据配合物的组成可知,  $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$  中的中心原子是  $Zn^{2+}$ , 配位体是  $NH_3$ ,  $Zn^{2+}$  的配位数为4。

**3**  $Zn^{2+}$  的配位原子有4个,所以其配位数是4,A 项错误;该

配合物中 N 原子提供孤电子对,所以  $\text{NH}_3$  是配位体,B 项错误; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$  中外界是  $\text{Cl}^-$ ,内界是  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,C 项正确;该配合物中, $\text{Zn}^{2+}$  提供空轨道,N 原子提供孤电子对,所以  $\text{Zn}^{2+}$  和  $\text{NH}_3$  以配位键相结合,属于特殊共价键,不属于离子键,D 项错误。

4  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  中配位体是分子,而整个离子带 2 个单位正电荷,故中心原子 Pt 显 +2 价; $[\text{PtCl}_4]^{2-}$  中配位体为  $\text{Cl}^-$ ,整个离子带 2 个单位负电荷,故中心原子 Pt 显 +2 价。

5  $\text{sp}^3$  杂化轨道的构型为正四面体型,因配位数为 4,故  $[\text{ZnCl}_4]^{2-}$  的空间构型也为正四面体型。

6 配合物  $[\text{TiCl}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,配体是  $\text{Cl}^-$  和  $\text{H}_2\text{O}$ ,配位数是 6,A 项错误;中心离子是  $\text{Ti}^{3+}$ ,B 项错误;配合物  $[\text{TiCl}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  中内界  $\text{Cl}^-$  的个数为 1,外界  $\text{Cl}^-$  的个数为 2,内界和外界中  $\text{Cl}^-$  的数目比是 1:2,C 项正确;加入足量  $\text{AgNO}_3$  溶液,外界  $\text{Cl}^-$  与  $\text{Ag}^+$  反应,内界  $\text{Cl}^-$  不与  $\text{Ag}^+$  反应,故只能生成 2 mol  $\text{AgCl}$  沉淀,D 项错误。

7 (2) 已知  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$  叫作氢氧化二氨合银,则  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  应叫作氯化二氨合银。(4) 向含  $\text{Al}^{3+}$ 、 $\text{Ag}^+$  的溶液中滴加氨水至过量,发生化学反应: $\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$ , $\text{Ag}^+ + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{AgOH} \downarrow + \text{NH}_4^+$ , $\text{AgOH} + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{OH}^- + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

### 题组 A 基础通关测试

正文 P107

#### 答案

1 B 2 D 3 A 4 D 5 C 6 C

7 (1)  $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$   $\text{Cu}$   $\text{CN}^-$  4  
(2) 6 正八面体  
(3) +3 +1

#### 解析

1 在  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$  中,Co 为中心原子,配位体为  $\text{NH}_3$ 、 $\text{Cl}^-$ ,配位数为  $5 + 1 = 6$ ,配离子为  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$ ,外界为  $\text{Cl}^-$ 。

2 C 项实为  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ;过渡金属离子( $\text{Co}^{3+}$ 、 $\text{Ag}^+$ 、 $\text{Cu}^{2+}$ )提供空轨道, $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{NH}_3$  提供孤电子对,通过配位键形成配合物; $\text{FeCl}_3$  不属于配位化合物。

3 外界中有氯离子的  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$  可以和  $\text{AgNO}_3$  溶液反应生成  $\text{AgCl}$  沉淀,而  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3$  则不与  $\text{AgNO}_3$  溶液反应。

4 D 项中  $\text{Cu}^{2+}$  和  $\text{NH}_3$  可形成  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , $\text{Zn}^{2+}$  也可和  $\text{NH}_3$  形成  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ 。

5 在  $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$  水溶液中加入  $\text{AgNO}_3$  溶液无沉淀生成,以

强碱处理无  $\text{NH}_3$  放出,说明  $\text{Cl}^-$ 、 $\text{NH}_3$  均处于内界,故该配合物中心原子铂的配位数为 6,电荷数为 4, $\text{Cl}^-$  和  $\text{NH}_3$  分子均与  $\text{Pt}^{4+}$  配位,只有 C 正确。

6  $\text{NH}_3$  是三角锥型分子,A 项错误; $\text{NH}_3$  中 N 的杂化轨道数 =  $\sigma$  键数 + 孤电子对数 =  $3 + 1 = 4$ ,采取的是  $\text{sp}^3$  杂化, $\text{BF}_3$  中 B 形成 3 个  $\sigma$  键,无孤电子对,B 原子的杂化轨道数 =  $\sigma$  键数 + 孤电子对数 =  $3 + 0 = 3$ ,采取的是  $\text{sp}^2$  杂化,B 项错误; $\text{NH}_3\text{BF}_3$  中 B 原子有空轨道,N 原子有孤电子对,所以  $\text{NH}_3$  提供孤电子对, $\text{BF}_3$  提供空轨道,形成配位键,C 项正确,D 项错误。

### 题组 B 高考通关测试

正文 P108

#### 答案

1 C 2 B 3 A 4 C 5 D

6 (1) 水分子中的氧原子提供孤电子对与铜离子形成配位键,氯离子提供孤电子对与铜离子形成配位键 (2) ①加水稀释 ②加入适量  $\text{AgNO}_3$  溶液

#### 解析

1  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  属于一般化合物,不含配体,所以  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  不属于配合物,A 项正确;配位化合物是指由中心原子或离子(统称中心原子)和围绕它的称为配体的分子或离子完全或部分由配位键结合形成的化合物,所以配位化合物中的配体可以是分子也可以是阴离子,B 项正确;配位数为 4 的配合物,一般有平面四边形和四面体型两种不同的几何构型,C 项错误; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$  中  $\text{Cu}^+$  的配位数为 2,D 项正确。

2  $\text{Ag}$  的价电子排布式为  $4d^{10}5s^1$ ,失去一个电子后变为  $\text{Ag}^+$ , $5s$  轨道为空轨道, $\text{NH}_3$  分子中,N 原子有  $\frac{5-3}{2} = 1$  对孤电子对, $\text{Ag}^+$  和  $\text{NH}_3$  能形成配位键,A 不符合题意; $\text{Ag}^+$  有空轨道且无孤电子对, $\text{H}^+$  有空轨道,也不含孤电子对,二者不能形成配位键,B 符合题意; $\text{H}^+$  有空轨道, $\text{H}_2\text{O}$  分子中的氧原子含有孤电子对,二者可形成配位键,C 不符合题意; $\text{Co}^{3+}$  有空轨道, $\text{CO}$  中的碳和氧均含有孤电子对,二者可形成配位键,D 不符合题意。

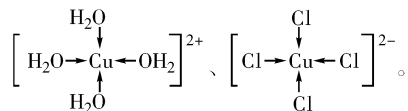
3 由题给信息可知顺铂易溶于水,因此它是极性分子,易溶于极性溶剂中,反铂为非极性分子,则顺铂在苯等有机溶剂中溶解度小于反铂,A 项正确;Pt 是 d 区的第 VIII 族元素,B 项错误;配位化合物中 Pt 和 N 之间为配位键,不是离子键,C 项错误;氨分子中氮原子为  $\text{sp}^3$  杂化,D 项错误。

4 此配离子的中心原子采取  $\text{sp}^3$  杂化,配位数为 4,则  $[\text{ZnCl}_4]^{2-}$  的空间构型为正四面体型。

5 配合物  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$  中中心原子的配位数为 4,A 项错误。配合物  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$  中,配位体为  $\text{NH}_3$ ,B 项错误。

配合物  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$  中  $\text{Zn}^{2+}$  和  $\text{NH}_3$  以配位键相结合, C 项错误。在  $\text{NH}_4^+$  中, 氮原子提供孤电子对, 氢离子提供空轨道, 它们之间形成配位键; 在  $\text{Fe}(\text{CO})_5$  中铁原子提供空轨道, 碳原子提供孤电子对, 两者形成配位键, D 项正确。

- 6 (1)  $\text{Cu}^{2+}$  中有空轨道,  $\text{H}_2\text{O}$  中的氧原子有孤电子对,  $\text{Cl}^-$  也有孤电子对, 所以  $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{Cl}^-$  都可以与  $\text{Cu}^{2+}$  形成配位键, 有关结构可表示如下:



(2) 溶液由黄色变成黄绿色或蓝色, 实质是平衡  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  (蓝色) +  $4\text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{CuCl}_4]^{2-}$  (黄色) +  $4\text{H}_2\text{O}$  向逆反应方向移动的结果, 要使该平衡向逆反应方向移动, 一是加入水, 二是加入一定量的硝酸银溶液, 使氯离子的浓度降低。

## 专题4 单元复习方案

### 测评·高考模拟卷

正文 P111

#### 答案

- 1 A   2 D   3 B   4 D   5 D   6 A  
7 B   8 C   9 C   10 C   11 B   12 A  
13 A   14 D   15 D   16 D

- 17 (1) F D 原子最外层电子排布式为  $3s^2$ , s 轨道全充满, 相对稳定 (2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$  吸收

(3)  $[\text{:N:}::\text{O:}]^+$  (4) B

- 18 (1)  $\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \\ 3s \end{array} \quad \begin{array}{c} \uparrow \\ 3p \end{array} \quad \begin{array}{c} \uparrow \\ 3p \end{array} \quad \begin{array}{c} \uparrow \\ 3p \end{array}$

(2) 四面体型  $\text{sp}^3$  杂化

(3)  $\text{CO}_2$

(4) <  $\text{NH}_3$  分子间存在氢键

- 19 (1)  $\text{H}_2\text{O}$ 、Ne、 $\text{CH}_4$ 、 $\text{NH}_3$

(2)  $\text{CH}_4$ 、 $\text{CO}_2$

(3)  $\text{NH}_3$ 、 $\text{H}_2\text{O}$

(4)  $\text{CH}_4$  正四面体型

(5)  $\text{NH}_3$  氢键

- 20 (1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$  (或  $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^1$ )

(2) 2 2

(3) 三角锥型  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  配位

(4)  $\text{HNO}_3$  是极性分子, 易溶于极性的水中, 且  $\text{HNO}_3$  分子与  $\text{H}_2\text{O}$  分子之间易形成氢键

#### 解析

- 1  $\text{N}_2\text{O}_5$  中只有孤电子对, 没有空轨道, 故不易形成聚合分子, A 项符合题意。

- 2  $\text{H}_2\text{O}$  中 O 原子含有 2 对孤电子对,  $\text{H}_3\text{O}^+$  中 O 原子含有 1 对孤电子对;  $\text{NH}_3$  分子中 N 原子含有 1 对孤电子对,  $\text{NH}_4^+$  中 N 原子不含孤电子对。

- 3  $\text{BF}_3$  中 B 原子用  $\text{sp}^2$  杂化轨道与 F 的 p 轨道成键;  $\text{CCl}_4$  中 C 原子用  $\text{sp}^3$  杂化轨道与 Cl 原子的 p 轨道成键;  $\text{NH}_3$  中 N 原子用  $\text{sp}^3$  杂化轨道与 H 原子的 s 轨道成键;  $\text{H}_2\text{O}$  中 O 原子用  $\text{sp}^3$  杂化轨道与 H 原子的 s 轨道成键。

- 4  $\text{SO}_2$  中的 S 采用的是  $\text{sp}^2$  杂化, 三个杂化轨道呈平面三角形, 两个杂化轨道与 O 原子形成化学键, 另有一个杂化轨道被孤电子对占据, 所以分子构型是 V 形;  $\text{CO}_2$  中的 C 是  $\text{sp}$  杂化, 两个杂化轨道呈直线形结构, 两个杂化轨道均与 O 原子形成共价键, 所以分子构型为直线形。

- 5 在  $\text{NF}_3$  分子中, N 原子上价电子对数为  $\frac{1}{2}(5+1 \times 3) = 4$ ,

价层电子对互斥模型为四面体, 孤电子对数为  $\frac{5-3}{2} = 1$ , 则

$\text{NF}_3$  分子的空间构型为三角锥型; 根据杂化轨道数 = 价电子对数 = 4, 则由 1 个 s 轨道和 3 个 p 轨道参与杂化, 为  $\text{sp}^3$  杂化。

- 6  $\text{O}_3$  和  $\text{NO}_2$  二者原子总数相同,  $\text{O}_3$  的价电子数为  $6 \times 3 = 18$ ,  $\text{NO}_2$  的价电子数为  $5 + 6 \times 2 = 17$ , 二者不互为等电子体。

- 7 依题意可推知 X 为 O 元素, Y 为 S 元素, Z 为 P 元素,  $\text{CO}_2$  为直线形分子, 为非极性分子, A 项正确;  $\text{PH}_3$  分子的结构为三角锥型而不是平面三角形, B 项错误;  $\text{P}_4$  分子为正四面体型, 是非极性分子, C 项正确;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  比  $\text{H}_3\text{PO}_4$  的酸性强, D 项正确。

- 8 分子中, 若含有孤电子对, 价层电子对互斥模型与分子空间构型不一致, 若不含孤电子对, 则两者一致。  $\text{H}_2\text{O}$  分子中的氧原子上有 2 对孤电子对, 价层电子互斥模型与空间构型不一致。

- 9 甲酸中, 碳原子形成 3 个  $\sigma$  键, 故价层电子对数 =  $3 + \frac{1}{2} \times (4 - 1 \times 1 - 1 \times 2 - 1 \times 1) = 3$ , C 项正确。

- 10  $\text{CCl}_4$  为正四面体型的非极性分子, 而  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  为四面体型但不是正四面体型分子, 故  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  为极性分子。

- 11 当中心原子没有孤电子对时, VSEPR 模型与分子的立体构型就是一致的,  $\text{SO}_2$ 、 $\text{NCl}_3$ 、 $\text{H}_3\text{O}^+$  的中心原子均有孤电子对, A、C、D 项错误。

- 12 水稳定是由于 H—O 键牢固, 而氢键只影响熔、沸点, A 项错误。

- 13  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  中, 中心原子是  $\text{Co}^{3+}$ , 配位原子是氮原子。

- 14  $\text{NaOH}$  中存在离子键和极性共价键,  $\text{HClO}$  中只存在极性共价键,  $\text{MgCl}_2$  中只存在离子键,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  中存在离子键、极性共价键和配位键三种。

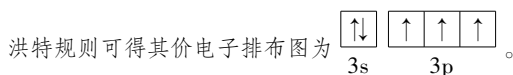
- 15 配位数是指直接同中心原子配位的配位原子的数目。不

管配位原子中有几个孤电子对,一个配位原子就提供一个孤电子对。

**16** A项, $C_2H_2$ 中C原子为 $sp$ 杂化,空间构型为直线形,错误;B项, $SO_4^{2-}$ 中S原子为 $sp^3$ 杂化,空间构型为正四面体型,错误;C项, $H_3O^+$ 中O原子为 $sp^3$ 杂化,空间构型为三角锥型,错误;D项, $BF_3$ 中B原子为 $sp^2$ 杂化,空间构型为平面三角形,正确。

**17** A、B、C为同一周期的非金属主族元素,B原子p轨道电子总数与s轨道电子总数相等,可知B的p轨道电子总数为4,那么B为O,A原子未成对电子数是同周期中最多的,故其为N,A、B、C为同一周期的主族元素,那么C必为F。F基态原子中电子占据三种不同形状的原子轨道,结合F原子核外未成对电子情况知F必为Cr。D为Mg,E为Al。D、E两元素中D的第一电离能较大的原因是D原子最外层电子排布式为 $3s^2$ ,s轨道全充满,相对稳定, $AB^+$ 的电子式与 $N_2$ 相似,由产生的白色沉淀质量比为3:2:1知1 mol绿色配合物可电离出1 mol  $Cl^-$ ,即绿色配合物为 $[CrCl_2(H_2O)_4]Cl \cdot 2H_2O$ 。

**18** (1)基态磷原子的价电子排布式为 $3s^23p^3$ ,根据泡利原理和洪特规则可得其价电子排布图为



(2)根据价层电子对互斥理论可知, $NCl_3$ 中氮原子含有的孤电子对数是 $(5-1 \times 3) \div 2 = 1$ ,N原子的价层电子对数为 $3+1=4$ ,则 $NCl_3$ 的VSEPR模型的名称是四面体型,中心原子的杂化轨道类型为 $sp^3$ 杂化。

(3)根据等电子体的特点可知,原子总数相同、价电子总数相同的不同粒子互为等电子体。 $N_2O$ 的原子总数为3,价电子总数为16,则由第二周期非金属元素组成的等电子体分子为 $CO_2$ 。

(4)因 $NH_3$ 分子之间存在氢键,故其沸点比 $PH_3$ 的高。

**19** (1)含10个电子的分子有 $H_2O$ 、Ne、 $CH_4$ 、 $NH_3$ 。(2)具有对称结构的分子是非极性分子,如 $N_2$ 、 $O_2$ 、 $CH_4$ 、 $CO_2$ ,其中由极性键构成的非极性分子只有 $CH_4$ 和 $CO_2$ , $N_2$ 和 $O_2$ 是由非极性键构成的。(3) $H_2O$ 可与 $H^+$ 直接形成配位键,形成 $H_3O^+$ (水合氢离子), $NH_3$ 与 $H^+$ 以配位键结合成 $NH_4^+$ 。(4)碳原子最外层有4个电子,在甲烷分子中碳原子形成了4个共价键,不存在孤电子对,最外层电子都参与成键,立体构型为正四面体型。(5)表中极易溶于水且水溶液呈碱性的物质只有氨气。它极易溶于水,是因为氨分子与水分子间形成氢键,增大了氨气的溶解性。

**20** 由单质的组成结构和形成晶体的关系可以判定,沸点从低到高依次是氢气、氮气、金属钠、金属铜、硅、碳。由于c、d均是热和电的良导体,因此c是钠、d是铜。(1)铜原子核外电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^1$ 或 $[Ar]3d^{10}4s^1$ 。(2)单质a、b、f对应的元素以原子个数比为1:1:1形成的分

子是HCN,其结构式为 $H-C \equiv N$ ,1个该分子中有2个 $\sigma$ 键和2个 $\pi$ 键。(3)a与b对应元素原子形成的10电子中性分子为 $NH_3$ ,其空间构型为三角锥型;过量的氨水滴入含铜离子的溶液中生成的配离子是 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ 。(4)形成的含氧酸为 $HNO_3$ , $HNO_3$ 分子和水分子间容易形成氢键,因此 $HNO_3$ 易溶于水。

## 专题5

### 物质结构的探索无止境

【变式】

答案

1. B    2. C    3. A

解析

**1** 结构决定性质,性质反映结构,A项错误;物质的结构不随人们的认识和外界的作用而发生变化,如果在外界的作用下,结构发生了变化,那么这种物质也就变成了其他物质,C项错误;从微观上讲,物质是由分子、原子、离子等构成的,D项错误。

**2** 化学反应的本质是有新物质生成,化学变化过程中遵循质量守恒定律和能量守恒定律,A项正确;原子吸收光谱仪可以测定物质所含的金属元素,红外光谱仪可以测定化合物所含的官能团,B项正确;分子间作用力对物质的溶解度有一定的影响,C项错误,D项正确。

**3** 反粒子与普通粒子的区别仅是粒子的电性相反。反氢原子的原子核内是反质子,原子核外是正电子。

题组A 基础通关测试

正文 P116

答案

1. C    2. A    3. C    4. C

**5** (1) $NH_4NO_3 \xrightarrow{\Delta} N_2O \uparrow + 2H_2O$

(2) $N \equiv N \equiv O$  直线形 极性

解析

**1** 物质的性质不能仅局限于物理性质和化学性质,物质的性质会随外界条件的改变而改变,如熔、沸点与压强有关,生理活性与温度有关等。

**2** 纳米碳管属碳单质中的一种,与金刚石、石墨等互为同素异形体。

**3** 硫的氧化物( $SO_2$ )、氮的氧化物( $NO_2$ )与水反应生成相应的酸,造成酸雨。

**5** (1)由题意可知, $NH_4NO_3$ 分解生成 $N_2O$ 和另一种物质,根据原子守恒,从 $NH_4NO_3$ 中去掉 $N_2O$ 后得4个H原子和2个O原子,即 $2H_2O$ ,则分解反应的化学方程式为 $NH_4NO_3 \xrightarrow{\Delta} N_2O \uparrow + 2H_2O$ 。



(2) 已知氧原子只和一个氮原子相连,由等电子体的性质和结构关系可知  $N_2O$  的结构简式为  $N=N=O$ ,空间构型为直线形,氮氮双键为非极性键,氮氧双键为极性键,键的极性不能相互抵消,可判断  $N_2O$  是极性分子。

### 题组B 高考通关测试

正文 P116

#### 答案

1 C 2 D 3 C 4 D

- 5 (1) 氧(或 O)  $\begin{array}{c} (+8) \\ \text{O} \\ \text{26} \end{array}$  共价键 (2) 甲 在电场作用下,水分子应呈有序排列,且氧原子一端吸引氢原子一端 (3) B

#### 解析

- 1 乙醇、乙酸和甘油均无毒  
2 与生物学知识相联系,由于渗透作用,使组织、细胞失水所致。  
3 A 中砷和镓均为主族元素;B 中铜和镍均为副族元素且为合金;D 中 K、C 均为主族元素。  
4 工业酒精中的有毒成分是甲醇,甲醇在人体内可氧化为甲醛,甲醛可氧化为甲酸,对人体造成伤害。  
5 氧原子的半径比氢原子大,故大球代表氧原子。水分子中含极性共价键,两个 O—H 键之间夹角为  $104.5^\circ$ ,呈 V 形结构。因水分子中氧原子一端带负电荷,氢原子一端带正电荷,在电场作用下,水分子应呈有序排列,且氧原子一端吸引氢原子一端。

## 选修3 模块备考方略

### 测评·高考模拟卷

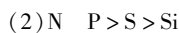
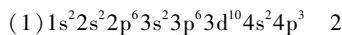
正文 P132

#### 答案

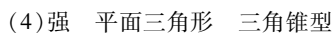
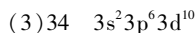
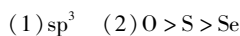
1 D 2 D 3 B 4 C 5 B 6 A  
7 C 8 C 9 C 10 D 11 C 12 B  
13 C 14 C 15 D 16 D

- 17 (每空 1 分) (1)  $CH_4$   $SiH_4$   $sp^3$   $sp^3$  正四面体型  
(2) 分子 原子  
(3)  $CO_2$  (4) C  
(5) Zn  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$   
18 (每空 2 分) (1)  $MgNi_3C$   
(2)  $3 \text{ H} : \begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{N} \\ \vdots \\ \text{N} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} : \text{H}$  先有蓝色沉淀产生,后逐渐溶解,得到深蓝色的透明溶液  
19 (每空 2 分) (1)  $3d^3 4s^2$  (2) +5 (3)  $NH_4^+$   
(4) ① 1:2 ② ad ③ bc

- 20 (最后一空 2 分,其余每空 1 分)



- 21 (最后两空各 2 分,其余每空 1 分)



$$(5) \frac{4 \times (65 + 32) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{(540.0 \times 10^{-10} \text{ cm})^3}} \approx 4.1$$

$$\frac{270}{\sqrt{1 - \cos 109.5^\circ}} \text{ (或 } 135\sqrt{3}\text{)}$$

#### 解析

- 1 A 项只能表示最外层电子数,B 项只能表示核外的电子分层排布情况,C 项具体到亚层的电子数,而 D 项包含了电子层数、亚层数以及轨道内电子的自旋方向,故 D 项符合题意。

**【命题立意】**考查原子核外电子排布表示方法及各种表示方法的意义。

- 2 在元素周期表中只有 22 种非金属元素,金属元素约占 80%,故 A 正确;主族元素处于周期表的 s 区和 p 区,故 B 正确;最外层为  $4s^1$  的元素有钾、铬、铜 3 种,故 C 正确;同主族元素从上到下第一电离能逐渐减小,所以 Na、K、Rb 的第一电离能逐渐减小,故 D 错误。

**【命题立意】**考查元素周期表中元素的分类和分区,同时考查碱金属第一电离能的递变规律。

- 3 钾元素的第一电离能小于钠元素的第一电离能,说明钾失去电子能力比钠强,所以钾的活泼性强于钠,A 项正确;同一周期元素的原子半径随着原子序数的增大而减小,第一电离能随着原子序数的增大而呈增大趋势,但 II A 族元素大于 III A 族元素,VA 族元素大于 VIA 族元素,B 项错误;最外层电子排布式为  $ns^2 np^6$  (当只有 K 层时为  $1s^2$ ) 的原子最外层达到稳定结构,再失去电子较难,所以其第一电离能较大,C 项正确;对于同一元素来说,原子失去电子个数越多,再次失去电子的能力越弱,所以元素的电离能随着原子失去电子个数的增多而增大,D 项正确。

**【命题立意】**考查对元素周期表中不同元素电离能的变化规律的认识。

- 4 晶胞内 Si 原子总数为  $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} + 4 = 8$ ,16 个 O 原子都在晶胞内,因此每个晶胞内有 8 个 Si 原子、16 个 O 原子,即“ $SiO_2$ ”基元数为 8。

**【命题立意】**考查对晶胞的认识,并测试对均摊法的理解。

- 5 HF 分子间存在氢键,熔点较高,熔点应为  $\text{HF} > \text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$ ,A 项错误;O 的电负性较大,水分子间存在氢键,则  $\text{H}_2\text{O}$  的熔、沸点大于  $\text{H}_2\text{S}$ ,B 项正确;乙醇分子与水分子之间存在氢键和范德华力,C 项错误;Cl 元素的化合价越高,对应的氧化物的水化物的酸性越强,酸性应为  $\text{HClO} < \text{HClO}_2 < \text{HClO}_3 < \text{HClO}_4$ ,D 项错误。

【命题立意】考查氢键对物质性质的影响,物质熔、沸点高低变化规律,含氧酸酸性强弱的比较。

- 6 轨道表示式中用一个方框或圆圈表示能级中的轨道,用“↑”或“↓”来区别自旋方向不同的电子,每个轨道最多容纳 2 个电子,当 2 个电子位于同一轨道内时自旋方向相反,所以  $\text{Na}^+$  的轨道表示式为  $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow \\ \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \end{array}$ 。

【命题立意】考查各种表示核外电子排布的方式,突出对基础知识的掌握。

- 7 ①为正四面体型,②为三角锥型,③为正四面体型,④金刚石中不存在分子,⑤为正四面体型,⑥ $\text{SiO}_2$  晶体中不存在分子,⑦为 V 形,⑧为直线形。

【命题立意】考查常见分子的空间构型,突出对分子结构的认识。

- 8  $\text{CH}_4$  中 4 个共价键完全相同, $\text{CH}_4$  分子为正四面体型, $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  分子的 4 个共价键不完全相同,所以其立体构型不是正四面体型,A 错误; $\text{H}_2\text{O}$  分子中 O 原子的价层电子对数  $= 2 + \frac{1}{2} \times (6 - 1 \times 2) = 4$ ,为  $\text{sp}^3$  杂化,含有 2 对孤电子对,分子的立体构型为 V 形,B 错误; $\text{CO}_2$  中 C 原子的价层电子对数  $= 2 + \frac{1}{2} \times (4 - 2 \times 2) = 2$ ,为  $\text{sp}$  杂化,分子的立体构型为直线形,C 正确; $\text{NH}_4^+$  中 N 原子的价层电子对数  $= 4 + \frac{1}{2} \times (5 - 1 - 4 \times 1) = 4$ ,为  $\text{sp}^3$  杂化,不含孤电子对,分子的立体构型为正四面体型,D 错误。

- 9 连接 4 个完全不同的基团的碳原子为手性碳原子,含有手性碳原子的化合物具有手性异构体,分析可知,A、B、D 中均含有手性碳原子,C 中不存在手性碳原子,故 C 不存在手性异构体。

【命题立意】考查手性分子的识别。

- 10  $\text{Ag}^+$  可与  $\text{NH}_3$  形成配合离子  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,故  $\text{AgCl}$  和  $\text{AgOH}$  可溶于浓氨水; $\text{Cu}^{2+}$  也可与  $\text{NH}_3$  形成配合离子  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,故  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  也可溶于浓氨水, $\text{Fe}^{3+}$  不能与  $\text{NH}_3$  形成配合离子,故  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  不能溶于浓氨水。

【命题立意】考查常见配位化合物的形成。

- 11 稀有气体元素也在 p 区,A 项错误;氮原子的电子排布最外层是  $1s^2$ ,B 项错误;主族元素的原子核外电子最后填入的能级是 s 能级或 p 能级,C 项正确;核外电子排布相同的微粒,其化学性质可能不相同,如  $\text{Na}^+$  和  $\text{O}^{2-}$ 、氯离子和钾离子等,D 项错误。

【命题立意】考查核外电子排布的基本规律,核外电子排布与元素周期表的关系等。

- 12 同主族元素从上到下,电负性呈减小趋势,则 N、P、As 的电负性随原子序数的增大而减小,故 A 错误;价电子排布式为  $4s^2 4p^3$  的元素有 4 个电子层,最外层电子数为 5,故该元素位于第 4 周期 VA 族,最后填充的是 p 电子,是 p 区元素,故 B 正确;p 轨道均为哑铃形,多电子原子中 2p 轨道能量低于 3p 轨道,故 C 错误;利用洪特规则可知氮原子的最外层电子排布图错误,应为  $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 2s & 2p & \\ \hline \end{array}$ ,故 D 错误。

【命题立意】考查电负性大小的递变规律,以及电子排布式、轨道表示式的写法及表示的意义。

- 13  $\text{BF}_3$  分子中中心原子 B 形成 3 个  $\sigma$  键,B 原子的价电子对数为  $3 + \frac{3 - 1 \times 3}{2} = 3$ ,属于  $\text{sp}^2$  杂化; $\text{BF}_4^-$  中中心原子 B 的价电子对数为  $4 + \frac{3 + 1 - 1 \times 4}{2} = 4$ ,属于  $\text{sp}^3$  杂化,C 项正确。

【命题立意】考查运用价层电子对互斥理论判断杂化类型。

- 14 配合物  $[\text{TiCl}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  中的配位体是  $\text{Cl}^-$  和  $\text{H}_2\text{O}$ ,配位数是 6,中心离子是  $\text{Ti}^{3+}$ ;1 个  $\text{Cl}^-$  和 5 个  $\text{H}_2\text{O}$  分子在内界,2 个  $\text{Cl}^-$  和 1 个  $\text{H}_2\text{O}$  分子在外界,内界的  $\text{Cl}^-$  不被沉淀。

【命题立意】考查配位化合物的组成和结构。

- 15  $\text{SiO}_2$  为酸性氧化物,但它是由 O 原子和 Si 原子构成的晶体,且是以共价键形成空间网状结构的原子晶体,不是分子晶体,故 A 项错误;金刚石是非金属单质,但它是由碳原子构成的晶体,且是以共价键形成空间网状结构的原子晶体,不是分子晶体,故 B 项错误;氧化铜是碱性氧化物,但它是离子化合物,其晶体是离子晶体,不是分子晶体,故 C 项错误;含氧酸都是由分子构成的,是分子晶体,如乙酸是由乙酸分子构成的,是分子晶体,故 D 项正确。

【命题立意】考查物质类型与晶体类型的关系。

- 16 同周期元素从左到右,第一电离能呈增大趋势,Mg 最外层 3s 电子为充满状态,结构稳定,难以失去电子,第一电离能大于同周期相邻元素,则第一电离能:  $\text{Na} < \text{Al} < \text{Mg}$ ,A 错误;元素非金属性越强,电负性越大,非金属性:  $\text{N} < \text{O} < \text{F}$ ,则电负性:  $\text{N} < \text{O} < \text{F}$ ,B 错误; $\text{S}^{2-}$ 、 $\text{Cl}^-$ 、 $\text{K}^+$  具有相同的电子层结构,核电荷数越大,离子半径越小,则  $\text{S}^{2-}$ 、 $\text{Cl}^-$ 、 $\text{K}^+$  的半径逐渐减小,C 错误;元素的非金属性越强,对应简单氢化物的稳定性越强,非金属性:  $\text{F} > \text{O} > \text{N}$ ,则简单氢化物的热稳定性:  $\text{HF} > \text{H}_2\text{O} > \text{NH}_3$ ,D 正确。

【命题立意】考查元素性质的递变规律,包括第一电离能、电负性、原子半径和氢化物的热稳定性。

**17** 先推出 Y 为 C, 由 Z 与 Y 原子的价层电子数相同, 可知 Z 为 Si 或 Ge, 再由 W 原子的 L 层电子数与最外层电子数之比为 4:1, 其 d 轨道中的电子数与最外层电子数之比为 5:1, 且只能位于第 4 周期, 最外层电子数为 2, 3d 轨道有 10 个电子, 故 W 为 Zn。X、Y、Z、W 的核电荷数之和为 51, 所以 Z 只能是 Si, X 只能是 H。

**【命题立意】** 综合考查元素原子结构与元素周期表的位置关系, 元素推断、元素电负性的大小比较, 晶体类型的判断, 杂化轨道类型与分子构型的确定等。

**18** (1) 体心为 C 原子, 面心为 Ni 原子, 顶点为 Mg 原子, 故 1 个晶胞中,  $N(\text{Mg}) = 8 \times \frac{1}{8} = 1$ ,  $N(\text{Ni}) = 6 \times \frac{1}{2} = 3$ ,  $N(\text{C}) = 1$ , 则晶体的化学式为  $\text{MgNi}_3\text{C}$ 。(2) 该元素原子的价电子排布式为  $2s^2 2p^3$ , 是 N 元素, 将  $\text{NH}_3$  通入  $\text{CuSO}_4$  溶液中, 先出现  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  沉淀, 后继续通入  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_3$  与  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  反应生成  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  配离子, 使溶液呈深蓝色。

**【命题立意】** 考查元素周期表的结构、晶体化学式的确定、配合物的形成等。

**19** (1) 钒是 23 号元素, 基态钒原子的核外价电子排布式为  $3d^3 4s^2$ 。

(2) 根据钒原子的核外价电子排布式为  $3d^3 4s^2$  可知, +5 的钒满足最外层 8 电子稳定结构, 最稳定。

(3)  $\text{VO}_4^{3-}$  的空间构型为正四面体, 与之具有相同结构的一种阳离子是  $\text{NH}_4^+$ 。

(4) ①  $\text{CN}^-$  中含有碳氮叁键,  $\sigma$  键和  $\pi$  键数目比为 1:2。②  $\text{H}_2\text{O}$  中氧原子的杂化方式为  $\text{sp}^3$ ,  $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  中氧原子的杂化方式也为  $\text{sp}^3$ , 则氧原子的杂化类型没有改变, 故 a 错误;  $\text{H}_2\text{O}$  与  $\text{V}^{2+}$  形成  $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ , 微粒的结构发生了变化, 则化学性质发生改变, 故 b 正确; 水分子中的孤电子对与  $\text{V}^{2+}$  形成了配位键, 使得水分子中氢氧键 ( $\text{H}-\text{O}$ ) 的夹角发生了改变, 故 c 正确;  $\text{H}_2\text{O}$  与  $\text{V}^{2+}$  之间通过配位键相结合, 配位键属于化学键, 不属于分子间作用力, 故 d 错误。③ 在  $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  中,  $\text{H}_2\text{O}$  与  $\text{V}^{2+}$  间形成配位键, 水分子中存在  $\sigma$  键, 故选 bc。

**【命题立意】** 考查电负性大小的比较, 晶体类型的判断, 熔、沸点高低的比较, 配合物形成与性质等, 突出对学科基础知识的强理解。

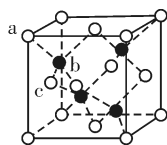
**20** (1) As 的质子数是 33, 其基态原子的电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ 。和砷位于同一周期, 且未成对电子数与砷相同的元素的价电子排布式为  $3d^3 4s^2$ 、 $3d^7 4s^2$ , 分别为钒、钴。(2) 在元素周期表中, 同周期从左向右, 元素的非金属性增强, 电负性增强, 同主族元素从上向下, 元素的非金属性减弱, 电负性呈减弱趋势, 在元素周期表中, 与 P 紧邻的 4 种元素中电负性最大的是 N; 同周期元素, 元素的第一电离能随原子序数的增大而呈增大趋势, 但第 II A 族、第 VA 族元素第一电离能大于其相邻元素, 故第

一电离能:  $\text{P} > \text{S} > \text{Si}$ 。(3)  $\text{NH}_3$ 、 $\text{PH}_3$ 、 $\text{AsH}_3$  三者的空间构型相同, 都是三角锥型结构;  $\text{NH}_3$  分子间存在氢键, 故氨的沸点比同主族元素的氢化物高,  $\text{AsH}_3$  和  $\text{PH}_3$  分子间不存在氢键, 相对分子质量大的氢化物分子间作用力大, 沸点高, 故沸点:  $\text{NH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{PH}_3$ 。(4)  $\text{P}_4$  分子为正四面体型构型,  $\text{P}_4$  分子中 P 原子形成 3 个  $\sigma$  键, 且有 1 对孤电子对, 杂化轨道数目为 4, P 原子采取  $\text{sp}^3$  杂化;  $\text{P}_4$  和  $\text{CS}_2$  是非极性分子,  $\text{H}_2\text{O}$  是极性分子, 根据相似相溶规律可知,  $\text{P}_4$  易溶于  $\text{CS}_2$ , 难溶于水。(5)  $\text{Ga}_x\text{In}_{(1-x)}\text{As}$  立方体形晶胞中每个顶点和面心都有 1 个原子, 晶胞内部有 4 个原子, 晶胞中含有的原子总数为  $4 + 8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 8$ , 由化学式可知, 晶胞中 As 原子数目占原子总数的  $\frac{1}{2}$ , 即晶胞中 As 原子数目为  $8 \times \frac{1}{2} = 4$ 。

**【命题立意】** 考查核外电子排布式的书写、分子空间构型、微粒间作用力的判断。

**21** (1) 每个 S 原子与另外 2 个原子形成 2 个共价单键, 则 S 原子的杂化轨道数 =  $\sigma$  键数 + 孤电子对数 =  $2 + 2 = 4$ , 故 S 原子为  $\text{sp}^3$  杂化。(2) 同主族元素从上到下, 元素的第一电离能逐渐减小, 故第一电离能  $\text{O} > \text{S} > \text{Se}$ 。(3) Se 位于第 4 周期, 与 S 的原子序数相差 18, 故其原子序数为 34。由于其核外 M 层有 18 个电子, 故 M 层的电子排布式为  $3s^2 3p^6 3d^{10}$ 。(4) Se 的原子半径大于 S 的原子半径,  $\text{H}_2\text{Se}$  与  $\text{H}_2\text{S}$  相比,  $\text{H}_2\text{Se}$  中 Se 原子对 H 原子的作用力较弱,  $\text{H}_2\text{Se}$  在水中更容易电离出  $\text{H}^+$ , 所以其酸性较强;  $\text{SeO}_3$  中 Se 原子采取  $\text{sp}^2$  杂化且有 3 个配位原子, 故其立体构型为平面三角形;  $\text{SO}_3^{2-}$  中 S 原子采取  $\text{sp}^3$  杂化且有 3 个配位原子, 故其立体构型为三角锥型。(5) 每个晶胞的质量为  $(540.0 \times 10^{-10} \text{ cm})^3 \times \rho$ ; 运用均摊法可求得每个晶胞中含有 4 个“ZnS”, 故每个晶胞的质量可表示为  $\frac{65 + 32}{6.02 \times 10^{23}} \times 4 \text{ g}$ , 因此

有:  $(540.0 \times 10^{-10} \text{ cm})^3 \times \rho = \frac{65 + 32}{6.02 \times 10^{23}} \times 4 \text{ g}$ , 解得  $\rho \approx 4.1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ; 如下图所示, b 位于正四面体的中心 (类似于  $\text{CH}_4$  分子中的 C)。设  $ab = bc = x \text{ pm}$ ,  $\angle abc = 109.5^\circ$ ,  $ac = \frac{\sqrt{2}}{2} \times 540.0 \text{ pm} = 270\sqrt{2} \text{ pm}$ 。在三角形 abc 中, 由余弦定理得:  $ac^2 = x^2 + x^2 - 2x \cdot x \cdot \cos \angle abc$ , 代入数据解得:  $x = \frac{270}{\sqrt{1 - \cos 109.5^\circ}} \text{ pm}$ 。



**【命题立意】** 考查杂化轨道类型的判断, 第一电离能的大小比较, 分子的空间构型, 晶胞的有关计算等。突出对物质结构与性质的综合考查, 特别是对晶体立体结构的判断。