



单元素养测评卷(一)

1. A 【解析】根据构造原理可知,离核越远的电子能量越高,则K层上的电子能量比L层上的电子能量低,A正确;激发态原子释放能量不一定变成基态原子,可能变为较低能量的激发态,B错误;每个轨道中最多可以填充两个电子,自旋相反,这两个电子的能量完全相同,另外在简并轨道上填充电子的能量也相同,可能有2个能量完全相同的电子,C错误;在简并轨道上填充的电子能量相同,则2个电子均在3d能级上,其能量相同,D错误。
2. D 【解析】M能层是原子核外第三层,有3s、3p、3d三个能级,共有 $1+3+5=9$ 个原子轨道,A错误;同一原子中不同能层的同种能级的轨道数目相同,2p、3p、4p能级的原子轨道数都是3个,B错误;在一个基态多电子的原子中,不可能有运动状态完全相同的电子,但若两个电子处于同一能级,这两个电子的能量就完全相同,C错误;在氢原子核外只有1个电子,电子在离核近的区域出现的机会多些,在离核远的区域出现的机会少一些,故在基态氢原子的电子云图中,小点的疏密程度表示电子在该单位体积内出现概率的大小,D正确。
3. C 【解析】电子从较高能量的激发态跃迁到较低能量的激发态乃至基态时,会产生发射光谱,反之,会产生吸收光谱,二者总称为原子光谱,A错误;基态原子的4s能级中只有1个电子即4s能级未充满,该元素可能是 $K(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1)$ 、 $Cr(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1)$ 、 $Cu(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1)$,其中位于d区的元素是Cr,只有1种,B错误;核电荷数为26的元素为Fe元素,基态Fe原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$,则价层电子轨道表示式为 $\begin{array}{c} 3d & 4s \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \end{array}$,C正确;每个原子轨道最多容纳2个电子,核外电子数为奇数的基态原子,原子轨道中一定含有未成对电子,D错误。
4. D 【解析】基态氮原子具有能量最低,激发态氮原子具有能量较高,且较高能级轨道排布的电子越多,原子具有能量越高,将2s电子迁移到2p上,能量升高较大,D项中电子未能占有最多的轨道,能量最高,故选D。
5. B 【解析】洪特规则:基态原子中,填入简并轨道的电子总是先单独分占,且自旋平行,违反了洪特规则,评价正确,故A不符合题意;基态 Br^- 的电子排布式: $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^6$,正确,评价错误,故B符合题意;基态K原子的电子排布式: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$,题给K原子的电子排布式违反能量最低原理,评价正确,故C不符合题意;泡利不相容原理:每个原子轨道上最多只能容纳2个自旋相反的电子,违反泡利不相容原理,评价正确,故D不符合题意。
6. A 【解析】氯元素的原子序数为17,基态氯原子的价层电子排布为 $3s^2 3p^5$,价层电子的轨道表示式为 $\begin{array}{c} 3s & 3p \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow \end{array}$,故A正确;铍元素的原子序数为4,基态铍原子的价层电子排布为 $2s^2$,则最外层原子轨道的电子云图为球形,不是哑铃形,故B错误;碳元素的原子序数为6,基态碳原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^2$,故C错误;水是共价化合物,电子式为 $H:\ddot{O}:H$,故D错误。
7. D 【解析】按核外电子排布可将元素周期表分为s区、p区、d区、f区、ds区,A错误。同一主族元素从上到下,电负性逐渐减小,同一周期主族元素从左到右,电负性逐渐增大,故氟元素的电负性最大;同周期元素从左往右,核电荷数逐渐增大,第一电离能呈增大趋势,同主族元素自上而下,核外电子层逐渐增多,原子半径逐渐增大,原子越来越容易失去电子,第一电离能减小,氢元素的第一电离能最大,B错误。元素周期表的第一周期从 $1s^1$ 开始,以 $1s^2$ 结束,其余各个周期总是从ns能级开始,以np能级结束,C错误。元素周期表中从第ⅢB族到第ⅡB族10个纵列的元素都是过渡元素,过渡元素全部为金属元素,D正确。
8. B 【解析】得电子能力越强,电负性越大,得电子能力 $P<O<F$,所以元素电负性 $P<O<F$,A项正确;基态Si的价层电子排布: $3s^2 3p^2$,基态P的价层电子排布: $3s^2 3p^3$,3p轨道处于半充满状态,基态S的价层电子排布: $3s^2 3p^4$,第一电离能P最大,B项错误;这些离子是电子层结构相同的微粒,根据核电荷数越多,离子半径越小,则离子半径 $O^{2-}>Na^+>Mg^{2+}$,C项正确;P、S、Cl原子的未成对电子数分别为3、2、1,即原子未成对电子数: $P>S>Cl$,D项正确。
9. B 【解析】①2p轨道上有2对成对电子的基态原子为F;②价层电子排布为 $2s^2 2p^5$ 的基态原子为N;③短周期第一电离能最小的元素为Na;④第三周期离子半径最小的元素为Al。根据同周期主族元素从左到右原子半径逐渐减小,同主族元素从上到下原子半径逐渐增大,故原子半径:③>④>②>①,A错误;根据同周期主族元素从左到右电负性逐渐增大,同主族元素从上到下电负性逐渐减小,故电负性:①>②>④>③,B正确;根据同周期元素从左到右第一电离能呈增大趋势,但第ⅡA族大于第ⅢA族,第V A

族大于第ⅥA族,同主族元素从上到下第一电离能逐渐减小,故第一电离能:①>②>④>③,C错误;主族元素的最高正化合价等于最外层电子数,但F没有正价,最高价为0价,D错误。

10. D 【解析】M、X、Y、Z均为短周期元素,基态M原子的最外层电子数比次外层电子数多1,说明M是B;Z为电负性最强的元素,说明Z是F;Y是地壳中含量最高的元素,说明Y是O;基态X原子的3p轨道有3个电子,说明X是P,据此进行分析。电负性 $O>P$,故 $Y>X$,A正确;电子层结构相同的离子,核电荷数越大,离子半径越小,故 $O^{2-}>F^-$,即 $Y>Z$,B正确;非金属性 $F>P$,则气态氢化物的稳定性 $Z>X$,C正确;M最高价氧化物对应的水化物为硼酸,硼酸不与盐酸反应,D错误。
11. D 【解析】短周期主族元素X、Y、Z、W原子序数依次增大,X基态原子核外有6个运动状态完全不同的电子,X是C元素;Z基态原子的最外层电子数是次外层的3倍,Z是O元素,则Y是N元素;W与Z同主族,W是S元素。同周期主族元素从左到右原子半径依次减小,原子半径: $C>N>O$,A错误;同主族元素从上到下,电负性减小,元素的电负性: $S<O$,B错误;N原子2p能级半充满,结构稳定,第一电离能大于同周期相邻元素,元素的第一电离能: $O<N$,C错误;元素C与O能组成CO、CO₂等多种化合物,D正确。
12. D 【解析】由题干信息可知,X、Y、Z、W、Q为原子序数依次递增的短周期元素,其中只有Y、Z、W位于同一周期,则X为H,且基态Y原子s能级上的电子总数是p能级上电子总数的2倍即 $1s^2 2s^2 2p^2$,则Y为C,结合医药中间体的结构可知,Y周围形成4个共价键,Z周围形成3个共价键,则Z为N,W周围形成2个共价键,则W为O,Q周围形成1个共价键,则Q为Cl,据此分析解题。由分析可知,Z、W分别为N、O,其气态氢化物分子即NH₃、H₂O,同周期主族元素从左到右非金属性增强,则O的非金属性大于N,非金属性越强其气态氢化物越稳定,则稳定性: $NH_3<H_2O$ 即 $Z<W$,A正确;由分析可知,X为H,Y、Z、W分别为C、N、O,则X分别与Y、Z、W形成的10电子分子为CH₄、NH₃、H₂O,B正确;由分析可知,Y、Z、W分别为C、N、O,根据同周期主族元素从左往右电负性逐渐增大可知,三者的电负性大小为 $O>N>C$ 即 $W>Z>Y$,C正确;由分析可知,Y、Q分别为C、Cl,非金属性: $Cl>C$,Y、Q的最高价含氧酸的酸性: $HClO_4>H_2CO_3$ 即 $Y<Q$,D错误。
13. C 【解析】题图为元素周期表中短周期的一部分,短周期只有三个周期,则X位于第一周期,依图可知X在最右边,由此可推断出X为He,则Y为F,M为Cl,Z为S。一般情况下,同主族元素,电负性从下往上依次增强,即 $F>Cl$;同周期主族元素,电负性从左往右依次增强,即 $S<Cl$;所以电负性为 $Y>M>Z$,A错误。Y为F,Y⁻为F⁻;M为Cl,M⁻为Cl⁻;Z为S,Z²⁻为S²⁻,其中F⁻只有两个电子层,半径较小,而Cl⁻和S²⁻有三个电子层,但核电荷数为 $Cl>S$,所以离子半径 $S^{2-}>Cl^->F^-$,即 $Z^{2-}>M^->Y^-$,B错误。SCl₂中S元素的化合价为+2价,最外层电子数为6,两者之和为8,故最外层满足8电子稳定结构;Cl元素的化合价为-1价,最外层电子数为7,两者绝对值之和为8,所以最外层满足8电子稳定结构,C正确。Z为S,其基态原子的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$,其最外层电子轨道表示式为 $\begin{array}{c} 3s & 3p \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow \end{array}$,选项中的轨道表示式不符合泡利原理,D错误。
14. A 【解析】从图中可以看出,A显-3价,则为N元素;B显+2价,则为Mg元素;C显+3价,则为Al元素;D显+5价,则为P元素;E显+7价,则为Cl元素。B、C分别为Mg、Al,基态Al的最外层电子排布式为 $3s^2 3p^1$,第一电离能失去的是比3s能级能量高的3p能级上的电子,而Mg的第一电离能失去3s能级上的电子,所以第一电离能: $Mg>Al$,A正确;C与E分别为Al、Cl,二者为同周期元素,Al在Cl的左边,原子半径: $Al>Cl$,B错误;A、D分别为N、P,二者为同主族元素,非金属性: $N>P$,则气态氢化物的稳定性: $NH_3>PH_3$,C错误;D为P元素,存在白磷、红磷、黑磷等同素异形体,D错误。
15. (1) $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^3$ 大于 小于
(2) $N>O>C$ $O>S>H$ $N+3$ $O>C>Si$
(3) $[Ar]3d^5 4s^1$ $3s^2 3p^5$ K和Cu
(4) $3s^2 3p^6 3d^7$ 7 $4s^2 4p^1$ 15 $3s^2 3p^3$ $F>N>O>B$
【解析】(1)已知As是33号元素,故基态As原子的核外电子排布式为 $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^3$,根据元素周期律,同一周期从左往右主族元素的原子半径依次减小,故原子半径Ga大于As,同一周期从左往右元素第一电离能呈增大趋势,第ⅡA族、第V A族元素的第一电离能大于其相邻元素,故第一电离能Ga小于As。
(2)同一周期从左往右元素第一电离能呈增大趋势,第ⅡA族、第V A族元素的第一电离能大于其相邻元素,则C、N、O的第一电离能由大到小的顺序为 $N>O>C$ 。根据同一主族从上往下元素电负性依次减小,且H₂S中H显正电性,S显负电性,故H、O、S电负性由大到小的顺序是 $O>S>H$ 。同一周期从左往右主族元素的电负性依次增强,故B和N相比,电负性较大的是N,电负性大的元素显负电性,BN中B元素的化合价为+3价。从电负性角度分析,电负性越大,非金属性越强,故C、Si、O的非金属活泼性由强至弱的顺序为 $O>C>Si$ 。

(3)已知Cr是24号元素,故基态铬原子的电子排布式为 $[Ar]3d^5 4s^1$;Cl是17号元素,故氯元素的基态原子的价层电子排布是 $3s^2 3p^5$;与铬同周期的所有元素的基态原子中最外层电子数与铬原子相同的元素有K($[Ar]4s^1$)、Cu($[Ar]3d^{10} 4s^1$)。

(4)已知Fe是26号元素,故基态 Fe^{3+} 的M层电子排布式为 $3s^2 3p^6 3d^5$ 。Al是13号元素,基态Al原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$,电子占据原子核外7个轨道,不同轨道上的电子可能自旋平行,所以基态铝原子核外自旋平行的电子最多有7个;与铝同族的第四周期元素为Ga,其基态原子的价层电子为4s、4p电子,其价层电子排布为 $4s^2 4p^1$ 。已知P是15号元素,根据泡利不相容原理可知,原子核外没有运动状态完全相同的电子,故基态磷原子的核外电子运动状态共有15种,其价层电子排布为 $3s^2 3p^3$ 。同一周期从左往右元素第一电离能呈增大趋势,第ⅡA族、第V A族元素的第一电离能大于其相邻元素,则硼、氧、氟、氮中第一电离能由大到小的顺序是 $F>N>O>B$ 。

16. (1)5 3 (2) $+\frac{3}{2}$ 或 $-\frac{3}{2}$

(3)① $\begin{array}{c} 3d & 4s \\ \uparrow & \uparrow \end{array}$ ②Al、O

(4)第四周期第ⅦB族 5 (5)5

【解析】(1)空间运动状态数=原子轨道数目,基态N原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^3$,占据5个轨道,因此有5种空间运动状态;基态N原子中,能量最高的电子为2p电子,电子云在空间有3个伸展方向。

(2)基态氮原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^3$,则其价层电子自旋磁量子数的代数和为 $+\frac{3}{2}$ 或 $-\frac{3}{2}$ 。

(3)①Cr为24号元素,基态Cr原子的价层电子排布为 $3d^5 4s^1$,因此其价层电子轨道表示式为 $\begin{array}{c} 3d & 4s \\ \uparrow & \uparrow \end{array}$ 。②题述氧化物所涉及元素

中,处于元素周期表中p区的元素有Al、O。

(4)Mn为25号元素,在元素周期表中位于第四周期第ⅦB族;基态Mn原子的核外电子排布式为 $[Ar]3d^5 4s^2$,故基态Mn原子中未成对的电子数为5。

(5)一个氮气分子由氮氮三键结合而成,三键中含有一个σ键和2个π键,一个CO₂分子中含有两个碳氧双键,每个双键中有一个σ键和1个π键,根据反应 $(CH_3)_2NNH_2+2N_2O_4\longrightarrow 2CO_2+4H_2O+3N_2$,当该反应消耗

1 mol N₂O₄时将生成1 mol CO₂和 $\frac{3}{2}$ mol N₂,则形成π键的物质的量为

$1\text{ mol}\times 2+\frac{3}{2}\text{ mol}\times 2=5\text{ mol}$ 。

17. (1)B (2)①4s 4f⁶ ②小于 (3)相反

(4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$ 或 $[Ar]3d^7 4s^2$

【解析】(1)基态Fe原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$,失去4s轨道的2个电子变成 Fe^{2+} ,故基态 Fe^{2+} 核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$,A正确;根据洪特规则特例,Cu原子的3d轨道处于全充满状态时有最低能量,则基态Cu原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$,B错误;基态F原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^5$,轨道表示式为 $\begin{array}{c} 1s & 2s & 2p \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow \end{array}$,C正确;基态Na⁺的核外电子排布式为

$1s^2 2s^2 2p^6$,轨道表示式为 $\begin{array}{c} 1s & 2s & 2p \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow \end{array}$,D正确。

(2)①Fe为26号元素,基态Fe原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$,Fe原子首先失去4s轨道电子;基态Sm原子的价层电子排布为 $4f^6 6s^2$,失去3个电子变成 Sm^{3+} ,应先失去最外层的6s电子,所以基态 Sm^{3+} 的价层电子排布为 $4f^6$ 。②F⁻和O²⁻的核外电子层结构相同,核电荷数越大,离子半径越小,故离子半径: $F^-<O^{2-}$ 。

(3)在周期表中存在“对角线”关系的元素化学性质相似,如Li和Mg、Be和Al、B和Si等,故与Li的化学性质最相似的邻族元素是Mg,Mg元素的基态原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$,M层上只有2个自旋相反的电子占据3s轨道。

(4)钴是27号元素,其基态原子核外各能层的电子排布为2、8、15、2,核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$ 或 $[Ar]3d^7 4s^2$ 。

18. (1)2 VI A $3s^2 2p^4$

(2)< < > (3)D (4)3

(5)由于 Fe^{2+} 电子排布式为 $[Ar]3d^6$,较易失去一个电子使3d轨道半满; Mn^{2+} 电子排布式为 $[Ar]3d^5$,3d轨道为半满结构,较稳定,难失电子

【解析】(1)O是8号元素,其基态原子价层电子排布为 $2s^2 2p^4$,因此O位于元素周期表中第二周期第ⅥA族。

(2)根据同电子层结构序大径小原则,离子半径: $Li^+<H^-$;根据同周期元

素从左到右第一电离能呈增大趋势,但第ⅡA族大于第ⅢA族,第ⅤA族大于第ⅥA族,因此第一电离能:Li<Be;根据同周期主族元素从左到右电负性逐渐增大,同主族元素从上到下电负性逐渐减小,因此电负性:O>P。

(3)基态锂原子的电子排布式为1s²2s¹,轨道表示式为,A正确;Fe为26号元素,其基态原子的电子排布式为1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁶4s²,B正确;

磷是15号元素,原子结构示意图为,C正确;基态O原子2s能级的2个电子应自旋相反,D错误。

(4)基态P原子价层电子排布为3s²3p³,未成对的电子数为3。

19. (1)铜 ds (2)哑铃 3

(3) 4Li+O₂ $\xrightarrow{\text{点燃}}$ 2Li₂O

(4)> Cu⁺的价层电子排布为3d¹⁰,为全充满稳定结构,Zn⁺的价层电子排布为3d¹⁰4s¹,Cu⁺更难失去电子,故Cu的第二电离能大于Zn的第二电离能

【解析】天然存在的最硬的单质物质是金刚石,A是C元素;C元素基态原子的电子排布式为1s²2s²2p¹,C为O元素;B原子序数比A大,比C小,则B为N元素,且符合第二周期基态原子未成对电子数最多;E基态原子核外3p轨道半满,为3p³,则E为P元素;根据D基态原子的逐级电离能可知最外层有2个电子,结合原子序数小于E,D为Mg元素;F位于周期表中第11纵列,位于第四周期,F为Cu元素;G原子序数比F大,基态原子最外层电子数为2,G为Zn元素。

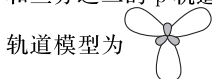
(1)F位于周期表中第11纵列,位于第四周期,F为Cu元素;第11纵列属于ds区。

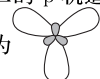
(2)E为P元素,其基态原子中能量最高的电子为3p电子,3p电子占据的原子轨道形状为哑铃形;其电子云在空间有互相垂直的3个取向。

(3)D为Mg元素,其基态原子的价层电子排布为3s²,s能级只有一个原子轨道,2个电子自旋相反,故价层电子轨道表示式为,X元素在镁元素左上角对角线处,即Li元素,与镁化学性质相似,在氧气中燃烧的化学方程式为4Li+O₂ $\xrightarrow{\text{点燃}}$ 2Li₂O。

单元素养测评卷(二)

1. C 【解析】sp²杂化轨道由能量相近的1个s轨道和2个p轨道组合而形成,每个sp²杂化轨道的形状为一头大,一头小,含有三分之一的s轨道成分和三分之二的p轨道成分,杂化轨道间夹角为120°,呈平面三角形,sp²杂化



轨道模型为,A错误;SO₂中心S原子的价层电子对数=2+ $\frac{1}{2}\times(6-2\times2)=3$,有1个孤电子对,故其VSEPR模型为平面三角形,即,B错误;CH₂O中心原子的价层电子对数为3+ $\frac{1}{2}\times(4-2\times1-1\times2)=3+0=3$,无孤电子对,空间结构为平面三角形,其分子的空间结构模型为

为,C正确;p-pσ键为原子轨道以“头碰头”方式重叠形成的,其电子云轮廓图为,D错误。

2. D 【解析】CH₄、SiH₄、GeH₄、SnH₄均存在范德华力,且分子间都不含有氢键,相对分子质量越大,分子间作用力越强,熔点越高,因此熔点顺序为CH₄<SiH₄<GeH₄<SnH₄,故A错误;O、S、Se位于同一主族,电负性:O>S>Se,电负性越小,对氢原子的吸引力越弱,H—X(X为O、S、Se)的成键电子对之间的排斥力越弱,键角越小,则键角H₂Se<H₂S<H₂O,故B错误;电负性越强,与氢原子形成的化学键极性越强,同一周期从左往右主族元素的非金属性逐渐增强,电负性逐渐增大,由于电负性:N<O<F,因此键的极性:N—H<O—H<F—H,故C错误;元素的非金属性越强,气态氢化物的热稳定性越强,非金属性:F>O>N,因此热稳定性:HF>H₂O>NH₃,故D正确。

3. A 【解析】结合物质的中心原子的杂化类型以及空间结构解答。①CH₄的中心C原子为sp³杂化,没有孤电子对,分子呈正四面体形,键角为109°28′;②NCl₃的中心N原子为sp³杂化,有1个孤电子对,分子呈三角锥形,键角小于109°28′;③H₂O的中心O原子为sp³杂化,有2个孤电子对,分子呈V形,键角为105°;④BCl₃的中心B原子为sp²杂化,没有孤电子对,分子呈平面三角形,键角为120°;⑤BeCl₂的中心Be原子为sp杂化,没有孤电子对,分子呈直线形,键角为180°;H₂O的中心O原子为sp³杂化,有2个孤电子

对,NCl₃的中心N原子为sp³杂化,有1个孤电子对,中心原子杂化方式相同时,孤电子对数越多,孤电子对对成键电子对的排斥力越强,故H₂O中键角比NCl₃中键角小,键角由大到小的排列顺序是⑤④①②③。

4. B 【解析】BeCl₂分子中,中心Be原子发生sp杂化,分子呈直线形,A错误;乙炔分子结构式为H—C≡C—H,C原子为sp杂化,σ键与π键数目之比为3:2,B正确;BF₃中心B原子的价层电子对数为3,VSEPR模型呈平面三角形,C错误;NH₃分子中均是单键,结构中不含π键,不能发生加成反应,D错误。

5. A 【解析】NH₃中的N为sp³杂化,BF₃中的B为sp²杂化,故键角NH₃<BF₃,A正确;—CF₃为吸电子基,—CH₃为推电子基,使CF₃COOH中O—H的极性增强,更易电离出氢离子,故酸性:CH₃COOH<CF₃COOH,B错误;该分子中含有两个S—Cl和一个S=O,单键是σ键,双键中有一个σ键和一个π键,C错误;H₂S、O₃分子的空间结构均为V形,均为极性分子,D错误。

6. B 【解析】H₂O、CH₄的VSEPR模型均为四面体形,但水分子的氧原子上含有2个孤电子对,甲烷分子的碳原子上没有孤电子对,孤电子对对成键电子对的排斥作用大于成键电子对之间的排斥力,所以键角:H₂O<CH₄,CO₂呈直线形,键角是180°,则H₂O、CH₄、CO₂三种分子的键角依次增大,A错误;C、Si是同一主族元素,原子半径:C<Si,所以键长:C—H<Si—H,键长越短,断裂化学键需吸收的能量就越高,含有该化学键的物质稳定性就越强,所以CH₄分子比SiH₄分子稳定,B正确;乙烯的结构简式是CH₂=CH₂,在1个乙烯分子中含有4个C—H的s-sp²σ键、1个由两个C原子形成的sp²-sp²σ键和1个由两个C原子形成的p-pπ键,C错误;碳碳双键中有一个σ键、一个π键,而碳碳单键是σ键,双键中的π键重叠程度小于σ键,尽管碳碳双键比碳碳单键的键能更大些,但碳碳双键由于含有电子云重叠程度比较小的π键,因此更容易发生化学反应,其稳定性不如单键,D错误。

7. B 【解析】水为极性分子,乙烷、溴、四氯化碳都为非极性分子,所以乙烷难溶于水、溴易溶于四氯化碳都可用“相似相溶”规律解释,A正确;酸性的强弱与分子中氢原子数目的多少无关,B错误;羟基乙酸[CH₂(OH)COOH]分子中没有手性碳原子,没有手性异构体,所以不属于手性分子,C正确;CH₃CH₂OH分子中含有一OH,能形成分子间氢键,而CH₃OCH₃分子间不能形成氢键,所以CH₃CH₂OH的沸点高于CH₃OCH₃,D正确。

8. D 【解析】NO₃⁻中N原子的价层电子对数为3+ $\frac{5+1-3\times2}{2}=3$,且不含孤电子对,该离子的空间结构为平面三角形,A错误;C、N、O元素位于同一周期,且分别位于第ⅣA族、第ⅤA族、第ⅥA族,N的2p能级是半充满状态,结构稳定,第一电离能较大,N>O>C,铁是金属,易失去最外层电子,所以第一电离能由大到小的顺序是N>O>C>Fe,B错误;连接4个不同原子或原子团的碳原子为手性碳原子,尿素分子中没有手性碳原子,C错误;尿素中氨基中的H与水分子中的O、尿素中氨基中的N与水分子中的H形成分子间氢键,D正确。

9. C 【解析】氨基氰(NH₂CN)分子中含有4个σ键和2个π键,σ键与π键数目之比为2:1,A项错误;氢键不属于化学键,B项错误;N元素的电负性较大,与之相连的H原子可与N、O形成氢键,DNA中的碱基互补配对是通过氢键来实现的,C项正确;水分子内不存在氢键,水分子间存在氢键,D项错误。

10. B 【解析】该物质含有,可与水形成分子间氢键,故A正确;O的电负性大于S,则O与C的电负性之差大于S与C的电负性之差,C—O的极性大于C—S,故B错误;该分子中含有sp³杂化的碳原子,所有原子无法都共平面,故C正确;该分子结构中含有1个P=S和1个C=O,则含有的π键数目为2个,1mol该物质含有2molπ键,故D正确。

11. A 【解析】已知阳离子有类似苯环的特殊稳定性,苯环是平面形结构,则阳离子中C与N原子可能共面,A错误;阴离子[AlCl₄]⁻中心Al原子的价层电子对数=4+ $\frac{3+1-4\times1}{2}=4$,VSEPR模型为正四面体形,B正确;阳离子中存在五元环结构,环状结构中存在的π键为Π₆,C正确;阳离子的杂环中C原子为sp²杂化,—C₂H₅中C原子为sp³杂化,D正确。

12. D 【解析】将I₃⁺中一个碘原子看成中心原子,另两个是与中心原子结合的原子,中心原子的价层电子对数为2+ $\frac{7-1-2\times1}{2}=4$,有2个孤电子对,所以其空间结构为V形,中心原子的杂化方式为sp³,A正确;ZnCO₃中阴离子为CO₃²⁻,根据价层电子对互斥模型可知,其中心C原子的价层电子对数为3+ $\frac{4+2-3\times2}{2}=3$,无孤电子对,所以其空间结构为平面三角形,C原子的杂化方式为sp²,B正确;根据价层电子对互斥模型,H₂S、SO₂、SO₃的气态分子中,中心原子价层电子对数分别是2+ $\frac{6-2\times1}{2}=4$ 、2+ $\frac{6-2\times2}{2}=3$ 、3+ $\frac{6-3\times2}{2}=3$,中心原子价层电子对数不同于其他分子的是H₂S,C正确;单

分子SO₃中S原子的价层电子对数为3,无孤电子对,其杂化方式为sp²,属于平面结构,根据其三聚分子固体结构可知,S原子形成4个σ键,所以杂化方式不是sp²,D错误。

13. D 【解析】H₂O很稳定是因为氧元素非金属性强,与氢结合的化学键较稳定,氢键只影响物理性质,A项错误;PCl₃中P原子价层电子对数为3+ $\frac{5-3\times1}{2}=4$,含有一个孤电子对,则其空间结构为三角锥形,B项错误;

PCl₄⁺中心P原子的价层电子对数为4+ $\frac{5-1-4\times1}{2}=4$,无孤电子对,则空

间结构为正四面体形,键角为109°28′,P₄中的键角为60°,与PCl₄⁺中的键角不同,C项错误;H₂O、PCl₃与PCl₄⁺的中心原子都是sp³杂化,D项正确。

14. (1)①③ ⑥ (2)be (3)NO₃⁻ NO₂⁻ CO₃²⁻ (4)①强 三角锥形 ②SiH₄

【解析】(1)①HF分子为只含极性键的极性分子;②Cl₂分子为只含非极性键的非极性分子;③H₂Se分子为只含极性键的极性分子;④CCl₄分子为只含极性键的非极性分子;⑤BF₃分子为只含极性键的非极性分子;⑥CS₂分子为只含极性键的非极性分子。属于极性分子的是①③;单键都是σ键、双键中有1个σ键和1个π键,则既有σ键又有π键的是⑥。

(2)空间结构为正四面体形且键角为109°28′的是5个原子形成正四面体结构,b,e正确;PCl₃和NH₃为三角锥形;CH₂F₂为四面体形而非正四面体形;P₄为正四面体形,但键角为60°。

(3)在C、N、S三种元素与O元素形成的含氧酸根离子中,中心原子的价层电子对数为3的有NO₃⁻、NO₂⁻和CO₃²⁻。

(4)①Se的原子半径大于S的原子半径,H₂Se中Se原子对H原子的作用力较弱,H₂Se在水中更易电离出H⁺,因此H₂Se的酸性比H₂S强;SO₃²⁻

中心原子的价层电子对数为 $\frac{6+2-3\times2}{2}+3=4$,含有1个孤电子对,则其

空间结构为三角锥形。②在第ⅣA族~第ⅦA族中的简单氢化物里,相对分子质量越大,物质熔沸点越高,NH₃、H₂O、HF因存在氢键,故沸点反常地高,只有第ⅣA族元素简单氢化物不存在反常现象,故a点代表的应是SiH₄。

15. (1)sp³ 60° 用于制造火箭推进剂或炸药

(2)①bc ②CO₂

(3)氢键 范德华力 非极性键

【解析】(1)N₄分子与P₄结构相似,为正四面体形,N₄分子中N原子形成3个σ键、含有1个孤电子对,杂化轨道数目为4,N原子采取sp³杂化;每个面为正三角形,N—N—N的键角为60°;N₄分解后能产生N₂并释放出大量能量,可以制造火箭推进剂或炸药。

(2)①由维生素B₁的结构可知,含有σ键和π键(均为共价键),含有阴阳离子,因此具有离子键,a错误,b正确;—OH中的O类似H₂O中的O,采取sp³杂化,c正确。

②N₂为单质,不是化合物;NH₃为三角锥形,正电中心与负电中心不重合,是极性分子;CO₂为直线形分子,正电中心与负电中心重合,是非极性分子;SO₂和H₂O为V形分子,正电中心与负电中心不重合,是极性分子;HCl为直线形分子,正电中心与负电中心不重合,是极性分子;因此只有CO₂为属于非极性分子的化合物。

(3)液氨汽化破坏了分子间的作用力,包括氢键和范德华力;N₂、H₂生成氮原子和氢原子,破坏了非极性键。

16. (1)C (2)洪特规则

(3)BCl₃和四氯化碳均为非极性分子,而NH₃属于极性分子,“相似相溶”

(4)O (5)2 27

(6)Cl原子电负性大,使羧基中羟基的极性增强,羟基H原子更容易电离,物质分子烷基中Cl原子数目越多,羟基H就越容易电离,其相应的氯代乙酸的酸性就越强

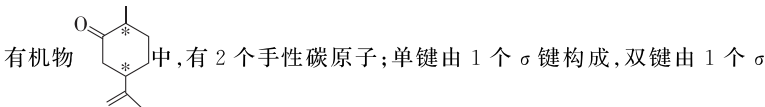
【解析】(1)SO₂中不含有非极性键,A不符合题意;SO₃中不含有非极性键,B不符合题意;H₂O₂中含有H—O极性键和O—O非极性键,H₂O₂中两个H原子犹如在半展开的书的两面纸上并有一定夹角,是极性分子,C符合题意;C₂H₄含有C—H极性键和碳碳双键的非极性键,但是分子的正电中心与负电中心重合,为非极性分子,D不符合题意。

(2)图中2p轨道上的2个电子没有分占不同的简并轨道,因此违背了洪特规则。

(3)BCl₃和四氯化碳均为非极性分子,NH₃为极性分子,根据“相似相溶”规律,BCl₃在四氯化碳中的溶解度远大于NH₃。

(4)同周期主族元素从左到右,电负性逐渐增大,则电负性:O>N;同主族元素从上到下,电负性逐渐减小,则电负性:N>P;PH₃中H元素显正价,P元素显负价,则电负性:P>H,由此可得电负性:O>N>P>H,故NH₄、H₂PO₄中,电负性最大的是O。

(5)同一碳原子连接4个不同的原子或基团时,该碳原子为手性碳原子,则



键和 1 个 π 键构成,则 1 mol 该有机物含 σ 键的物质的量为 27 mol。
(6)根据表格数据可知, pK_a : $\text{ClCH}_2\text{COOH}>\text{Cl}_2\text{CHCOOH}>\text{CCl}_3\text{COOH}$,弱酸的 pK_a 越大,则相应的弱酸的酸性就越弱,故酸性: $\text{ClCH}_2\text{COOH}<\text{Cl}_2\text{CHCOOH}<\text{CCl}_3\text{COOH}$,从结构分析,这是由于 Cl 原子电负性大,使羧基中羟基的极性增强,羟基 H 原子更容易发生电离,物质分子中烷基上 Cl 原子数目越多,羧基中羟基 H 越容易电离,因此相应的氯代乙酸的酸性就越强,故三氯乙酸最容易电离出氢离子,其酸性最强。

17. (1)N 取代反应 (2) sp^2 -p
(3)①> B ②平面三角形 正四面体形

【解析】(1)在苯基脲中含有 C、H、O、N 四种元素,除 H 外,C、O、N 是同周期元素,同周期元素从左向右第一电离能呈增大趋势,但由于 N 原子核外 2p 轨道电子排布处于半充满的稳定状态,其第一电离能大于同周期相邻的 O 元素,故第一电离能最大的元素是 N 元素;由 2,4-二氯吡啶与苯基脲的反应可知,该反应为取代反应。

(2)在氯吡脲分子中,碳原子采取 sp^2 杂化,基态 Cl 原子核外电子排布式是 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$,C 原子的 1 个 sp^2 杂化轨道与氯原子的 1 个 3p 轨道形成 σ 键,故氯吡脲分子中,碳原子与氯原子形成的化学键为 sp^2 -p σ 键。

(3)① H_2O 中的 O 原子采取 sp^3 杂化,O 原子上有 2 个孤电子对, NH_3 分子中的 N 原子采取 sp^3 杂化,N 原子上只有 1 个孤电子对,孤电子对对成键电子对的排斥作用大于成键电子对间的排斥作用,孤电子对数越多,排斥作用越大,键角就越小,由于 H_2O 分子中 O 原子上的孤电子对数多于 NH_3 分子中 N 原子上的孤电子对数,导致 H_2O 键角比 NH_3 的键角小, H_2O 的键角是 105° ,所以 NH_3 的键角大于 105° ;在氨水中存在化学平衡: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$,根据一水合氨电离产生的离子分析可知,在一水合氨中氢键由 NH_3 的 N 原子与 H_2O 分子的 H 原子形成,故 B 正确。

②阴离子 CO_3^{2-} 中心 C 原子的价层电子对数为 $3 + \frac{4+2-3 \times 2}{2} = 3$,采取 sp^2 杂化,无孤电子对,空间结构为平面三角形。阳离子 NH_4^+ 中心 N 原子的价层电子对数为 $4 + \frac{5-1-4 \times 1}{2} = 4$,采取 sp^3 杂化,无孤电子对,空间结构为正四面体形。

18. (1) $3d^8 4s^2$
(2) sp^3 、 sp^2 O>N>C
(3)三角锥形 sp^3 (4)CD (5)正四面体形

【解析】(1)镍原子的核电荷数为 28,基态镍原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$,则价层电子排布为 $3d^8 4s^2$ 。

(2)从结构中可以看出,碳原子的价层电子对数分别为 4($-\text{CH}_3$)和

$3(\text{C}=\text{O})$,则碳原子的杂化方式为 sp^3 、 sp^2 ;其中碳、氮、氧三种元素的非金属性:O>N>C,所以电负性由大到小的顺序为 O>N>C。

(3) NCl_3 的中心 N 原子的价层电子对数为 4,有一个孤电子对,所以空间结构为三角锥形,其中心原子的杂化轨道类型为 sp^3 。

(4) HN_3 的结构式为 $\text{H}-\text{N}=\text{N}=\text{N}$,则其中含有 3 个 σ 键,A 错误; HN_3 中的两个氮原子之间的氮原子采取 sp 杂化,B 错误; HN_3 、 HNO_2 、 H_2O 、 N_2 、 H_2 的分子结构都不对称,都是极性分子,C 正确;肼(N_2H_4)的沸点比水还高,常温下呈液态,说明肼分子间可形成氢键,D 正确。

(5) SO_4^{2-} 的中心 S 原子的价层电子对数为 4,无孤电子对,发生 sp^3 杂化,根据价层电子对互斥模型判断 SO_4^{2-} 的空间结构为正四面体形。

单元素养测评卷(三)

1. B 【解析】物质的聚集状态有气态、液态、固态(晶态、非晶态)、塑晶态和液晶态等,A 正确;晶体与非晶体的根本区别在于其内部粒子在空间上是否按一定规律呈周期性重复排列,而不在于是否具有规则的几何外形,B 错误;构成晶体的粒子在微观空间里呈现周期性有序排列,晶体的这一结构特征可以通过 X 射线衍射图谱反映出来,所以区分晶体和非晶体的最可靠的科学方法是对固体进行 X 射线衍射实验,C 正确;超分子是由两种或两种以上的分子通过相互作用形成的分子聚集体,具有“分子识别”与“自组装”的特征,D 正确。
2. A 【解析】晶体具有各向异性,在不同方向上的硬度、导热性、导电性不相同,①错误;晶体呈现自范性的条件之一是晶体生长的速率适当,使晶体具有一定的几何规则,②正确;分子晶体中,分子间的作用力越大,物质熔沸点越高,物质稳定性与键能有关,③错误;金属晶体能导电的原因是在外加电场作用下电子发生了定向移动,④错误;“杯酚”、冠醚等超分子可用于分子识别,⑤正确。
3. B 【解析】氯化镁中只含有离子键,过氧化钠中含有离子键和氧氧共价键,故 A 不符合题意;两者均含有共价键,且均为分子晶体,故 B 符合题意;二硫

化碳为分子晶体,碳化硅为共价晶体,故 C 不符合题意;氯化铵含有离子键、共价键,属于离子晶体, NH_3 含有共价键,属于分子晶体,故 D 不符合题意。

4. A 【解析】 CO_2 的结构式为 $\text{O}=\text{C}=\text{O}$,每个双键中有 1 个 σ 键与 1 个 π 键,则 CO_2 分子中 σ 键与 π 键个数之比为 1:1,A 正确;氧化铝(AlON)的硬度是石英玻璃的 4 倍,则 AlON 为共价晶体,B 错误; NH_3 极易溶于水是因为氨气分子与水分子之间存在氢键,C 错误; HCl 为共价化合物,则电子式为 $\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$,D 错误。

5. D 【解析】 $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ 的中心离子是 Fe^{3+} ,提供空轨道, H_2O 为配体,O 提供孤电子对,A 正确;黄色 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 溶液中存在 H_2O 和 OH^- ,因此该溶液中也存在少量的 $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+}$,B 正确;在黄色硝酸铁溶液中加入稀硝酸至溶液接近无色,抑制 Fe^{3+} 水解,该溶液中存在 $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$,加入 3 滴 $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ NaCl 溶液,得到黄色溶液,该溶液中含有 $[\text{FeCl}_4]^-$,因此发生的反应是 $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 4\text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{FeCl}_4]^- + 6\text{H}_2\text{O}$,C 正确;无色溶液中存在 $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$,加入 3 滴 $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ NaOH 溶液,溶液变为黄色,即该溶液中含有 $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+}$, OH^- 替代 H_2O 的位置,说明 OH^- 比 H_2O 更易结合 Fe^{3+} ,D 错误。

6. C 【解析】 SiO_2 的晶体结构中,每个 Si 原子与 4 个 O 原子直接相连,A 错误; SiO_2 属于共价晶体,不存在 SiO_2 分子,B 错误;金刚石的结构中,每个碳原子与周围的 4 个成键碳原子共同组成正四面体结构,每个碳原子都是 sp^3 杂化,键角为 $109^\circ 28'$,由共价键形成的最小环上有 6 个碳原子,C 正确;金刚石中每个 C 原子与另外 4 个 C 原子形成 4 个 C—C,每个 C—C 为 2 个 C 原子共享,因此属于每个 C 原子的成键数目是 $4 \times \frac{1}{2} = 2$,1 mol 金刚石中含有 N_A 个 C 原子,故含有 $2N_A$ 个 C—C,D 错误。

7. D 【解析】由题图可看出,1 个 H_3BO_3 分子周围共有 6 个氢键,1 个氢键为 2 个 H_3BO_3 分子所共有,因此 1 mol H_3BO_3 的晶体中只含有 3 mol 氢键,A 错误;硼原子有 3 个价电子,与相邻的氧原子形成共价单键,硼原子的最外层只有 6 个电子,B 错误; H_3BO_3 为分子晶体,C 错误;分子的稳定性与化学键有关,与氢键无关,D 正确。

8. B 【解析】从成键数目分析,图中黑色球代表磷原子,灰色球代表硫原子,A 错误;从图中的结构可知,黑色球两两之间的距离相等,4 个黑色球在空间上处于正四面体的 4 个顶角上,B 正确;硫元素的最高价氧化物对应水化物的酸性比磷元素的强,没有说明是最高价氧化物对应的水化物,C 错误;基态磷原子的价层电子排布为 $3s^2 3p^3$,D 错误。

9. D 【解析】NaCl 晶体中 Na^+ 的配位数为 6,干冰中 CO_2 分子的配位数为 12,所以 NaCl 中 Na^+ 的配位数小于干冰中 CO_2 分子的配位数,A 错误;干冰晶体中二氧化碳分子的排列方向有 4 种,即在顶角上有 1 种,3 对面心上有 3 种,B 错误;若金刚石的晶胞边长为 $a \text{ cm}$,其中两个最近的碳原子之间的距离为晶胞体对角线长度的 $\frac{1}{4}$,即 $\frac{\sqrt{3}}{4}a \text{ cm}$,C 错误;石墨晶体层内是共价键,层间是范德华力,未参与杂化的 2p 轨道垂直于平面,相互平行且重叠,使 p 轨道中的电子可在整个平面内运动,有共价晶体、分子晶体、金属晶体的特征,所以石墨为混合型晶体,D 正确。

10. C 【解析】由氯化铝的胞结构可知,距 Al 原子最近且等距的 N 原子有 4 个,A 正确;共价晶体的熔、沸点与原子的共价键的键能有关,原子半径越小,键能越大,熔、沸点越高,键长:Al—N>B—N,所以 AlN 的熔点比 BN 的要低,B 正确;AlN 的结构中 Al 和 N 均形成 4 个共价键,则 Al 原子和 N 原子均为 sp^3 杂化,C 错误;Al 原子最外层只有 3 个电子,可以提供空轨道,N 原子提供孤电子对而形成配位键,D 正确。

11. B 【解析】该晶胞中 S^{2-} 个数为 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$, S^{2-} 所构成的四面体空隙有 8 个,根据化学式 CuS 可以判断有 4 个空隙填充了 Cu^{2+} 。 Cu^{2+} 填充在 S^{2-} 所构成的四面体空隙中,则 Cu^{2+} 的配位数为 4,故 A 错误;上述晶胞含有 4 个 CuS ,故晶胞的质量为 $\frac{4 \times (64 + 32)}{N_A} \text{ g}$,晶胞的体积为 $a^3 \times 10^{-30} \text{ cm}^3$,

该晶体的密度为 $\frac{96 \times 4 \times 10^{30}}{N_A \times a^3} \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$,故 B 正确; CuS 晶胞中, Cu^{2+} 之间的

最短距离为晶胞面对角线的一半,即 $\frac{\sqrt{2}}{2}a \text{ pm}$,故 C 错误;由分析可知,

Cu^{2+} 填充了 4 个四面体空隙,故 D 错误。

12. C 【解析】该晶胞中有 4 个 X^{2+} ,有 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$ 个 Y^{2-} ,离子个数比为 1:1,化学式为 XY,故 A 正确;该晶胞中含有 4 个 XY,体积是 $a^3 \times 10^{-30} \text{ cm}^3$,其晶体密度为 $\frac{4 \times 10^{30} M}{a^3 N_A} \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$,故 B 正确;由晶胞结构可推出 X^{2+} 和 Y^{2-} 的配位数均是 4,故 C 错误;根据 A 点的原子分数坐标,B 点

的原子分数坐标为 $(\frac{1}{4}, \frac{1}{4}, \frac{3}{4})$,故 D 正确。

13. (1)②⑥⑦ ①③ ⑤ (2)DE (3)6 离子 12

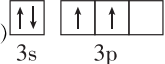
【解析】(1)①金刚石中碳原子间通过共价键构成三维骨架结构,为共价晶体;②氩是惰性气体,属于单原子分子,为分子晶体;③水晶的成分为 SiO_2 , SiO_2 中 Si 原子与 O 原子通过共价键构成三维骨架结构,为共价晶体;④水银为金属晶体;⑤氟化钙中钙离子与氟离子之间形成离子键,属于离子化合物,为离子晶体;⑥ P_4 是通过分子间作用力结合形成的晶体,为分子晶体;⑦苯是通过分子间作用力结合形成的晶体,为分子晶体;由以上分析可知,属于分子晶体的有②⑥⑦,属于共价晶体的有①③,属于离子晶体的有⑤。

(2)固体能导电,质软,存在自由移动的电子,为金属晶体的特征,则该固体为金属晶体;还可能为石墨,属于混合型晶体。

(3)由题图知,在氯化钠晶体中,钠离子在体心和棱心位置,氯离子在顶角和面心位置,1 个钠离子位于由 6 个氯离子构成的正八面体的体心,所以每个钠离子与 6 个最近且等距离的氯离子以离子键相结合;与每个氯离子最近且等距离的氯离子有 12 个。

14. (1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$ (或 $[\text{Ar}]3d^9$) 金属
(2)孤电子对 (3)b (4)3:2 (5)共价晶体

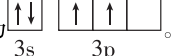
【解析】Q、R、X、Y、Z 五种元素的原子序数依次递增。①Z 的原子序数为 29,则 Z 为 Cu;④Q、X 原子 p 轨道的电子数分别为 2 和 4,则电子排布式分别为 $1s^2 2s^2 2p^2$ 、 $1s^2 2s^2 2p^4$,所以 Q 为 C、X 为 O,则 R 为 N,满足③R 原子核外 L 层电子数为奇数;②基态 Y 原子的价层电子排布为 $ms^2 mp^n$, $n=2$,若 $m=2$,则 Y 为 C,不符合,若 $m=3$,则 Y 为 Si,符合。(2) NH_3 分子中 N 原子最外层有孤电子对,故 NH_3 常与一些阳离子形成配位键。(3)Q、Y 的最简单氧化物分别为 CH_4 和 SiH_4 ,稳定性: $\text{CH}_4 > \text{SiH}_4$,但由于 SiH_4 的相对分子质量大于 CH_4 的,故沸点: $\text{CH}_4 < \text{SiH}_4$ 。(4)Q 的一种氢化物的相对分子质量为 26,则为乙炔($\text{CH} \equiv \text{CH}$),该分子中有 3 个 σ 键、2 个 π 键。(5)C、N、O、Si、Cu 中电负性最大和最小的两种非金属分别为 O、Si, SiO_2 晶体是共价晶体。

15. (1)

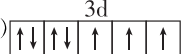
(2) sp^3
(3)金刚石>碳化硅>硅 原子半径:Si>C,共价键的键长:Si—Si>Si—C>C—C,共价键的键能:Si—Si<Si—C<C—C,故三种晶体熔点的排序为金刚石>碳化硅>硅

(4)①C 和 Si 同主族,非金属性:C>Si,空气中的 CO_2 溶于水形成 H_2CO_3 ,最高价氧化物对应水化物的酸性: $\text{H}_2\text{CO}_3 > \text{H}_2\text{SiO}_3$,故 H_2CO_3 可与 Na_4SiO_4 反应制 H_4SiO_4 ②原硅酸脱水后,羟基相对数量减少,与水分子形成氢键的数目减少,同时可能发生交联形成空间网状结构,降低溶解度

【解析】(1)硅为 14 号元素,基态硅原子的核外电子排布式为 $[\text{Ne}]3s^2 3p^2$,

则基态硅原子的价层电子的轨道表示式为 .

(2) SiO_2 晶体中硅原子与周围四个氧原子形成正四面体结构,其杂化方式为 sp^3 。

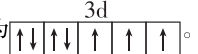
16. (1)

(2)> 硝酸中端基 2 个氧原子参与形成大 π 键,原子轨道重叠程度大,使 N—O 键长变短

(3)> 两金属离子配合物中,中心离子所带电荷数相同, Co^{3+} 半径小于 Fe^{3+} , Co^{3+} 与配体距离近,分裂能大

(4)(0,0.5,0.906) $\frac{4 \times (40 + 2 \times 12)}{N_A \times 387^2 \times 637 \times 10^{-30}}$

【解析】(1)Co 为 27 号元素,其基态原子的价层电子排布为 $3d^7 4s^2$,则基态

Co^{2+} 的价层电子轨道表示式为 .

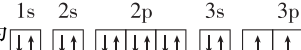
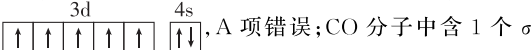
(2)硝酸中端基 2 个氧原子参与形成大 π 键,原子轨道重叠程度大,使 N—O 键长变短,所以键长①>②。

(4)位于原点的钙离子上面的碳原子的分数坐标为(0,0,0.406),该碳原子与经过此点的棱心位置相距 0.094c,则图中标记的碳原子 A 距上底面 0.094c,其分数坐标为(0,0.5,0.906);根据晶胞图示可知,每个晶胞中含有 4 个

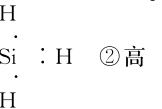
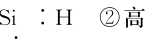
钙离子和 4 个 C_2^{2-} ,则该晶胞的密度为 $\rho = \frac{m}{V} = \frac{4 \times (40 + 2 \times 12) \text{ g}}{N_A \times 387^2 \times 637 \times 10^{-30} \text{ cm}^3}$ 。

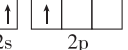
模块素养测评卷(一)

1. B 【解析】电负性:描述不同元素的原子对键合电子的吸引力的大小,故 A 正确;泡利原理:一个原子轨道内最多容纳 2 个电子,它们的自旋相反,故 B 错误;范德华力是分子之间存在的相互作用力,故 C 正确;门捷列夫总结的元素周期律揭示了元素性质随着原子序数递增发生周期性的重复,故 D 正确。

2. A 【解析】CO₂ 为直线形结构,碳氧原子间形成双键,分子的球棍模型为,A 正确;基态 Cr 原子的电子排布式为 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁵4s¹,B 错误;基态磷原子的轨道表示式为,C 错误;质量数等于质子数加中子数,故原子核内中子数为 20 的氯原子为³⁷Cl,D 错误。
3. A 【解析】0.1 mol·L⁻¹ 的 X 最高价氧化物对应的水化物溶液的 pH=1,则 X 的最高价含氧酸为一元强酸;0.1 mol·L⁻¹ 的 Y 最高价氧化物对应的水化物溶液的 pH=13,则 Y 对应的碱为一元强碱;Z 的分子式为 H₃ZO₄,则 Z 为 P;0.1 mol·L⁻¹ 的 W 最高价氧化物对应的水化物溶液的 pH=0.7,则 W 的最高价含氧酸为多元强酸;X、Y、Z、W 均为短周期元素且原子序数依次增大,故 X 为 N,Y 为 Na,W 为 S。P 和 S 为同周期元素,同周期主族元素从左到右电负性逐渐增大,A 正确;简单离子半径:S²⁻>Na⁺,B 错误;P 元素基态原子价层电子排布为 3s²3p³,3p 能级是较稳定的半满结构,第一电离能大于 S 元素,C 错误;X 的简单氢化物是 NH₃,Z 对应的简单氢化物是 PH₃,NH₃ 分子间存在氢键,沸点较高,D 错误。
4. D 【解析】锰是 25 号元素,基态锰原子的价层电子排布为 3d⁵4s²,则其价层电子的轨道表示式为,A 项错误;CO 分子中含 1 个 σ 键和 2 个 π 键,σ 键和 π 键数目之比为 1:2,B 项错误;H₂O₂ 结构式为 H—O—O—H,含极性键和非极性键,C 项错误;·OH 中 O 原子有 8 个电子,H 原子有 1 个电子,共 9 个电子,D 项正确。
5. D 【解析】W、Z 的最高价氧化物对应的水化物溶液的 pH 均为 2,则两种元素最高价氧化物对应的水化物均为一元强酸,应为 HNO₃ 和 HClO₄,Z 的原子序数和原子半径均大于 W,则 W 为 N 元素,Z 为 Cl 元素;X 的最高价氧化物对应的水化物溶液的 pH 为 12,为一元强碱,且原子半径大于 Cl,原子序数小于 Cl,则 X 为 Na 元素;Y 的原子半径和原子序数位于 Na 和 Cl 之间,且最高价氧化物对应的水化物溶液的 pH<2,应为二元强酸,则 Y 为 S 元素。同周期主族元素,从左向右电负性增大,A 正确;一般电子层数越多离子半径越大,电子层结构相同的离子,核电荷数越小离子半径越大,所以简单离子半径:S²⁻>Cl⁻>N³⁻>Na⁺,即 Y>Z>W>X,B 正确;H₂S 为弱酸,HCl 为强酸,C 正确;Z 为 Cl,Cl₂ 本身并不具有漂白性,D 错误。
6. B 【解析】因为 H—O 键能大于 H—S 键能,所以 H₂O 比 H₂S 稳定,与 H₂O 分子间存在氢键无关,故 A 错误;HCl、HBr 分子之间均只存在范德华力,物质的相对分子质量越大,范德华力就越大,物质的熔沸点就越高,故 B 正确;酸性:CH₃CICOOH>CH₃COOH,是因为 Cl 的非金属性较强,吸引电子对的能力强,Cl 原子为吸电子基,使得 CH₃CICOOH 的羧基中的羟基极性增强,易电离出 H⁺,故 C 错误;邻羟基苯甲醛分子内的羟基与醛基之间存在氢键(分子内氢键),使其熔沸点降低,对羟基苯甲醛分子之间存在氢键(分子间氢键),使其熔沸点升高,故 D 错误。
7. C 【解析】同主族元素自上而下第一电离能逐渐减小,基态磷原子 3p 能级为半充满稳定状态,第一电离能高于同周期相邻元素,故 Si 的第一电离能最小,由题图中第一电离能可知,c 为 Si;基态 P 的 3s 能级电子的能量比 3p 能级电子的低,P 的第四电离能为失去 3s 能级中 1 个电子,与第三电离能相差较大,可知 b 为 P,a 为 C。同周期主族元素自左而右电负性增大,同主族元素自上而下电负性减小,则 Si 的电负性最小,A 错误;C 的非金属性比 Si 的强,故简单氢化物的稳定性:a>c,B 错误;C、Si、P 失去 4 个电子后最高能级分别为 1s²、2p⁶、3s²,C、Si 属于全满状态,能量更低,再失去 1 个电子时,第五电离能与第四电离能相差较大,P 的第五电离能与第四电离能相差不大,且 1s 能级电子的能量小于 2p 能级电子的能量,则第五电离能:C>Si>P,C 正确;相对分子质量越大,范德华力越大,沸点越高,故 PH₃ 的沸点最高,CH₄ 的沸点最低,D 错误。
8. C 【解析】NH₃ 分子间存在氢键,其沸点高于不含氢键的 PH₃,故 NH₃ 比 PH₃ 易液化,A 错误;NH₃、PH₃ 属于分子晶体,熔沸点与键能无关,B 错误;NH₃ 中氮原子有孤电子对,能与 Ag⁺ 以配位键结合形成[Ag(NH₃)₂]⁺ 配离子,C 正确;NH₃·H₂O 分子中只含有共价键,属于共价化合物,D 错误。
9. D 【解析】NH₃ 与 H₂O 分子间可形成氢键,由 NO 不溶于水可知 NO 与 H₂O 分子间不可能形成氢键,A 错误。NH₃、H₂O 分子的中心原子的价层电子对数都是 4,但 NH₃ 分子中 N 原子上只有 1 个孤电子对,而 H₂O 中 O 原子上有 2 个孤电子对,由于孤电子对对成键电子对的排斥作用大于成键电子对之间的排斥作用,导致 NH₃ 分子中键角大于 H₂O 分子,B 错误。N₂O 中心 N 原子的价层电子对数为 $2 + \frac{5 - 1 \times 3 - 1 \times 2}{2} = 2$,无孤电子对,故 N₂O 的 VSEPR 模型呈直线形;H₂O 中心 O 原子的价层电子对数为 $2 + \frac{6 - 2 \times 1}{2} = 4$,有 2 个孤电子对,所以 H₂O 的 VSEPR 模型为四面体形,可见二者的 VSEPR 模型不相同,C 错误。根据已知信息可知 N₂O 中含氮氮非极性键和氮氧极性键,N₂ 中只含有非极性键,可见,上述转化中有非极性键的断裂和形成,D 正确。

10. C 【解析】Rh₂P 的晶胞结构中,中间大的黑球有 8 个,顶角和面心的灰球有 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$ 个,因此大黑球为 Rh,灰球为 P,以右侧面面心 P 分析,得到磷原子的配位数为 8,故 A 正确;根据配离子[Co(NO₂)₆]³⁻ 得到 Co³⁺ 的配体为 NO₂,配位数为 6,故 B 正确;GaN、GaP、GaAs 都是良好的半导体材料,晶体类型与晶体碳化硅类似,属于共价晶体,N、P、As 原子半径依次增大,因此 GaN、GaP、GaAs 的键长依次增大,键能依次减小,熔沸点依次减小,故 C 错误;氨硼烷(NH₃BH₃)分子中存在配位键,N 有一个孤电子对,B 没有孤电子对,因此提供孤电子对的原子是氮原子,故 D 正确。
11. B 【解析】钠和锌属于金属晶体,碘单质属于分子晶体,金刚石属于共价晶体,涉及 3 种晶体类型,A 正确;碘升华时破坏了分子间作用力,没有破坏非极性键,B 错误;一般而言,熔点:共价晶体>金属晶体>分子晶体,金刚石是共价晶体,则四种晶体中熔点最高的是金刚石,C 正确;晶胞中原子数目:① $8 \times \frac{1}{8} + 1 = 2$,② $8 \times \frac{1}{8} + 1 = 2$,③ 碘单质在顶角和面心,I₂ 分子数目为 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$,含原子数目为 2×4=8,④ 金刚石在顶角有 8 个 C 原子、面心有 6 个、晶胞内部有 4 个 C 原子, $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} + 4 = 8$,则晶胞中含 8 个原子的有③④,D 正确。
12. C 【解析】Q、W、X、Y、Z 为五种原子序数依次增大的元素;Q 基态原子只有一种形状的轨道填充电子,并容易形成共价键,则 Q 为 H;Z 的焰色为紫色(透过蓝色钴玻璃观察),则 Z 为 K;Y 在元素周期表中位于第三周期第ⅥA 族,则 Y 为 S;X 最高价氧化物对应的水化物与 Y、Z 最高价氧化物对应的水化物都能反应,则 X 为 Al,氢氧化铝具有两性,能和强酸、强碱反应;W 基态原子有 5 个原子轨道填充电子,有 2 个未成对电子,核外电子排布式为 1s²2s²2p⁴,则 W 为 O,且 Q、W、X、Y、Z 形成具有净水作用的物质,净水性物质为十二水合硫酸铝钾晶体。同主族元素由上到下,非金属性逐渐减弱,电负性减弱,电负性:Y<W,A 错误。同主族元素从上到下第一电离能变小;同一周期元素从左到右第一电离能呈增大趋势,第一电离能:Z<X<W,B 错误。一般电子层数越多离子半径越大,电子层结构相同时,核电荷数越大,离子半径越小,则简单离子半径:X<W<Y,C 正确。该物质为 KAl(SO₄)₂·12H₂O,非金属元素之间存在共价键,D 错误。
13. D 【解析】依据俯视图和侧视图,石墨烯的平面结构为一层,其下层为 Ca²⁺、Cl⁻ 形成的非平面六元并环结构,石墨烯的六元环中心的下方为 Cl⁻,下方未填充 Cl⁻ 的六元碳环的一个碳原子下方为 Ca²⁺。每个 Ca²⁺ 周围有 3 个 Cl⁻,每个 Cl⁻ 周围有 3 个 Ca²⁺,二者的个数之比为 1:1,该二维晶体的化学式为 CaCl,故 A 错误;结合侧视图知,Ca—Cl—Ca 形成非平面六边形,Ca—Cl—Ca 的键角不是 60°,故 B 错误;每个 Ca²⁺ 周围有 3 个 Cl⁻,每个 Cl⁻ 周围有 3 个 Ca²⁺,因此 Ca²⁺ 和 Cl⁻ 的配位数均为 3,故 C 错误;Mg 和 Ca 是同主族元素,因此 Cl⁻ 与 Mg²⁺ 也可能形成类似的晶体,故 D 正确。
14. A 【解析】Fe 的原子序数为 26,Fe²⁺ 为铁原子失去 2 个电子后形成的,基态 Fe²⁺ 的价层电子排布为 3d⁶,A 项错误;由图可知,O₂ 提供孤电子对,Fe²⁺ 提供空轨道,则 O₂ 通过配位键与 Fe²⁺ 相连,B 项正确;已知咪唑环所有原子共平面,碳原子和氮原子均采取 sp² 杂化,则分子中一定存在大 π 键,C 项正确;同周期主族元素随着原子序数增大,非金属性依次增强,电负性依次增大,则题给结构中 O 元素电负性最大,D 项正确。
15. B 【解析】该 Ru 配合物中第二周期元素有 C、N、O,第二周期主族元素从左到右电负性逐渐增强,因此电负性由大到小的顺序为 O>N>C,A 正确;吡啶环()类似于苯环,是平面结构,其中 C、N 原子的杂化方式均为 sp²,B 错误;由图示结构可知,该配合物中 Ru 的配位数是 6,C 正确;HCOOH 分子间存在范德华力和氢键,而 CH₃CHO 分子间只有范德华力,因此 HCOOH 的沸点比 CH₃CHO 高,D 正确。
16. A 【解析】图甲表示 As₄ 结构,每个 As 原子最外层有 5 个电子,形成 3 个 σ 键,还有 1 个孤电子对,As₄ 分子中成键电子对数(共 6 个)与孤电子对数(共 4 个)之比为 3:2,A 错误;图乙表示单质硼晶体 B₁₂ 的基本结构单元,每个面都是由 3 个 B 原子形成的正三角形,每个 B 原子形成 5 个正三角形,一共有 20 个正三角形,所以该基本单元为正二十面体,B 正确;图乙所示单质硼晶体的熔点为 2180℃,熔点较高,且原子间通过共价键结合,属于共价晶体,C 正确;BAs 晶胞中,较大的原子为 As 原子,距离 As 原子最近且相等的 B 原子有 4 个,D 正确。
17. B 【解析】有机物 Y 中含有羟基,能与水形成分子间氢键,A 正确;手性碳原子是指连有 4 个不同的原子或原子团的碳原子,化合物 X 分子中含有 4 个手性碳原子,B 错误;X 与 Y 含有 C、H、O、N 四种元素,电负性最大的是氧元素,C 正确;X 分子中 C 原子有全部形成单键的,也有形成碳碳双键、碳氧双键、碳氮双键的,故 C 原子有 sp²、sp³ 两种杂化方式,D 正确。
18. C 【解析】方块 A 含有 Fe²⁺ 的数目为 $4 \times \frac{1}{8} + 1 = 1.5$,含 O²⁻ 的数目为

- 4,A 正确;方块 B 含 Fe²⁺ 的数目为 $4 \times \frac{1}{8} = 0.5$,含 O²⁻ 的数目为 4,含 Fe³⁺ 的数目为 4,B 正确;由 A、B 分析可知,晶胞中 Fe²⁺ 的个数为(1.5+0.5)×4=8,O²⁻ 的个数为(4+4)×4=32,Fe³⁺ 的个数为 4×4=16,晶胞质量= $8 \times \frac{232}{N_A}$ g,设晶胞参数为 a nm, $8 \times \frac{232}{N_A}$ g= $d \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \times (a \times 10^{-7} \text{ cm})^3$,解得 $a = \sqrt[3]{\frac{8 \times 232}{d \times N_A}} \times 10^7$,C 错误;该氧化物中 Fe²⁺、Fe³⁺、O²⁻ 的个数比=8:16:32=1:2:4,D 正确。
19. (1)第三周期第ⅡA 族
(2) $\text{Na} \times \overset{+}{\curvearrowright} \cdot \ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow \text{Na}^+ [\times \ddot{\text{Cl}}:]^-$ (3)BC
(4)①酸 M 和 O 的电负性差值为 1,O 和 H 的电负性差值为 1.4,根据电负性差异是影响 M—O—H 中化学键断裂难易程度的主要原因,其中 O—H 更容易断裂,该元素最高价氧化物对应的水化物呈酸性
②NaOH Na 与 O 的电负性差值比 Mg 与 O 的电负性差值大,Na—O 更容易断裂,所以碱性较强的是 NaOH
【解析】基态 Y 原子的价层电子排布为 3s²3p¹,可知 Y 为 S,W、X、Y、Z 为同一周期的四种主族元素,原子序数依次增大,则 Z 为 Cl,W、X 为第三周期元素,根据 X 的逐级电离能知,该元素位于第ⅡA 族,X 为 Mg,则 W 为 Na。
(1)X 为 Mg 元素,位于第三周期第ⅡA 族。
(2)由上面分析可知 WZ 为氯化钠,NaCl 为离子化合物,用电子式表示 NaCl 的形成过程为 $\text{Na} \times \overset{+}{\curvearrowright} \cdot \ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow \text{Na}^+ [\times \ddot{\text{Cl}}:]^-$ 。
(3)同主族元素从上到下,金属性依次增强,Na 和 KCl 反应制备 K,是因为 K 的沸点比 Na 低,不能用元素周期律解释,A 错误;同主族元素从上到下,非金属性依次减弱,S 的非金属性弱于 O,气态氢化物的稳定性为 H₂S 小于 H₂O,能用元素周期律解释,B 正确;同周期主族元素从左到右,非金属性依次增强,所以 Cl 的非金属性强于 S,Cl₂ 的氧化性强于 S,能用元素周期律解释,C 正确;同周期主族元素从左到右,非金属性依次增强,则 S 的非金属性强于 Si,所以 S 的最高价氧化物对应水化物 H₂SO₄ 的酸性强于 H₂SiO₃,H₂SO₃ 和 H₂SiO₃ 的酸性强弱不能用元素周期律解释,D 错误。
(4)①根据 O、H 元素的电负性数值分别为 3.5 和 2.1,某元素 M 的电负性数值为 2.5,M 和 O 的电负性差值为 1,O 和 H 的电负性差值为 1.4,且电负性差异是影响 M—O—H 中化学键断裂难易程度的主要原因,其中 O—H 更容易断裂,该元素最高价氧化物对应的水化物呈酸性。②W 的最高价氧化物对应的水化物为 NaOH,X 的最高价氧化物对应的水化物为 Mg(OH)₂,同一周期主族元素从左到右电负性逐渐增大,Na 与 O 的电负性差值比 Mg 与 O 的电负性差值大,Na—O 更容易断裂,故碱性较强的是 NaOH。
20. (1)第三周期第ⅣA 族 3p

(2)①H: :H ②高 SiH₄ 和 CH₄ 是结构相似的分子晶体,SiH₄ 的相对分子质量大于 CH₄,范德华力大于 CH₄
(3)共价 sp³
(4) $8 \times \frac{304}{a^3 N_A}$
【解析】(1)硅元素的原子序数为 14,位于元素周期表第三周期第ⅣA 族,基态硅原子的价层电子排布为 3s²3p²,则占据的最高能级的符号是 3p。

(2)①硅烷 SiH₄ 是共价化合物,电子式为 H: :H;②结构相似的分子晶体,相对分子质量越大,范德华力越大,沸点越高,甲硅烷和甲烷是结构相似的分子晶体,甲硅烷的相对分子质量大于甲烷,范德华力大于甲烷,沸点高于甲烷。
(3)二氧化硅是由硅原子和氧原子形成的共价晶体,图示晶体中每个硅原子与 4 个氧原子相连形成四面体结构,则硅原子的杂化轨道类型是 sp³。
(4)以上底面硅原子为例,与之最近的镁原子为下层 4 个、上层 4 个,则每个硅原子周围有 8 个紧邻的镁原子,由晶胞结构可知,晶胞中位于顶角和面心的硅原子的个数为 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$,位于体内的镁原子个数为 8,设晶体的密度为 d,由晶胞的质量公式可得: $(a \text{ cm})^3 d = \frac{4 \times 76}{N_A} \text{ g}$,解得 $d = \frac{304}{a^3 N_A} \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ 。
21. (1) (2)N>H>B > ac

(3) $\text{B}_4\text{O}_5\text{H}_4^{2-}$ 或 $[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4]^{2-}$ sp^2 、 sp^3

(4) 12 (0.75, 0.75, 0.25) $\sqrt{2}m$

【解析】(1) 硼是 5 号元素, 基态硼原子核外价层电子排布为 $2s^2 2p^1$, 则其价层电子的轨道表示式为 $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & & \\ \hline 2s & 2p & & \end{array}$ 。

(2) 氨硼烷分子中与 N 相连的 H 呈正电性, 说明电负性 $\text{N} > \text{H}$, 与 B 原子相连的 H 呈负电性, 说明电负性 $\text{H} > \text{B}$, 则 NH_3BH_3 所含元素电负性由大到小的顺序为 $\text{N} > \text{H} > \text{B}$ 。 NH_3BH_3 中 N 原子不含孤电子对, NH_3 中 N 原子含有 1 个孤电子对, 二者均为 sp^3 杂化, 所以 NH_3BH_3 中 $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ 键角 $> \text{NH}_3$ 。 N_2H_4 中 H 呈正电性, AlH_3 中 H 呈负电性, 所以 N_2H_4 、 AlH_3 可能形成双氢键; C_3H_6 和 C_2H_6 中 H 都呈正电性, 不可能形成双氢键; B_2H_6 中 H 呈负电性, HCN 中 H 呈正电性, B_2H_6 、 HCN 可能形成双氢键; 选 ac。

(3) 该图示中含 4 个 B, 9 个 O, 4 个 H, 其中连有 4 个化学键的 B 原子均含一个配位键, B 为 +3 价, O 为 -2 价, H 为 +1 价, 则该离子带 2 个单位的负电荷; 连 3 个化学键的 B 原子采取 sp^2 杂化, 连 4 个化学键的 B 原子采取 sp^3 杂化。

(4) 根据图示, 晶胞中离 Ga 原子距离最近且相等的 As 原子有 4 个, 每个 As 原子连接 4 个 Ga 原子, 则离 Ga 原子距离最近且相等的 Ga 原子有 12 个。若原子 1 的原子分数坐标为 (0.25, 0.75, 0.75), 将晶胞平均分割为 8 个小立方体, 1 在左上后方的 8 个小立方体的体心, 2 在右上前方的小立方体的体心, 3 在左下前方的小立方体的体心, 4 在右下后方的小立方体的体心, 则原子 4 的原子分数坐标为 (0.75, 0.75, 0.25); 原子 1、4 之间的距离为 m pm, 即 xz 平面上面对角线的一半为 m pm, 则晶胞参数为 $\sqrt{2}m$ pm。

22. (1) 三角锥形
(2) CO_2 (CS_2 、 N_2O 等) sp
(3) S、N (4) AC

【解析】(1) SOCl_2 中心 S 原子的价层电子对数为 $3 + \frac{1}{2} \times (6 - 2 \times 1 - 1 \times 2) = 4$, 其中有 3 个成键电子对、1 个孤电子对, 则该化合物的空间结构为三角锥形。

(2) NO_2^+ 含有 3 个原子, 价电子总数为 16, 因此与其具有相同价电子数、原子数的分子有 CO_2 、 CS_2 、 N_2O 等; 根据 CO_2 中 C 原子为 sp 杂化可知, NO_2^+ 中 N 原子为 sp 杂化。

(3) 直接与中心原子成键的为配位原子, 所以中心铁原子的配位原子是 N、S。

(4) $\text{Fe}(\text{CO})_5$ 结构对称, 正电中心和负电中心重合, 是非极性分子, CO 的正电中心和负电中心不重合, 是极性分子, A 正确; Fe 的杂化轨道数为 5, sp^3 杂化轨道数为 4, 因此 $\text{Fe}(\text{CO})_5$ 中 Fe 原子不是以 sp^3 杂化方式与 CO 成键的, B 错误; CO 中 C 与 O 之间形成三键, $\text{Fe}(\text{CO})_5$ 中 Fe 与 C 之间形成配位键, 1 mol $\text{Fe}(\text{CO})_5$ 含有 20 mol 共价键, C 正确; 反应 $\text{Fe}(\text{CO})_5 \rightleftharpoons \text{Fe} + 5\text{CO}$ 生成的 Fe 中为金属键, 有新化学键形成, D 错误。

23. (1) $3d^2 4s^2$ 12 (2) A
(3) ① 平面三角形 ② sp^2 、 sp^3 ③ HCHO 能与 H_2O 形成氢键而 CO_2 不能; HCHO 和 H_2O 均为极性分子, CO_2 为非极性分子, 根据“相似相溶”规律, HCHO 更易溶于水
(4) 12 $\frac{40+48+16 \times 3}{N_A(\sqrt{2}a \times 10^{-10})^3}$

【解析】(1) Ti 是 22 号元素, 基态 Ti 原子的价层电子排布为 $3d^2 4s^2$; 基态 Ti 原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$, 电子占据 $1+1+3+1+3+2+1=12$ 个轨道。

(2) A 为激发态铜原子, B 为失去一个电子的基态 +1 价铜离子, C 为失去一个电子且是激发态的 +1 价铜离子, D 为基态铜原子, 则失去最外层的一个电子所需能量最小的是 A。

(3) ① NO_3^- 中心 N 原子的价层电子对数为 $3 + \frac{5+1-3 \times 2}{2} = 3$, 不含孤电子对, 故空间结构为平面三角形。② 甲基橙中位于苯环中的碳原子是 sp^2 杂化, 甲基中的碳原子是 sp^3 杂化; 亚甲基蓝中位于苯环中的碳原子是 sp^2 杂化, 甲基中的碳原子是 sp^3 杂化。

(4) 由图可知, 与 Ca^{2+} 最近且等距的 O^{2-} 数为 $4 \times 3 = 12$; 根据钙钛矿的晶胞结构分析, Ca^{2+} 位于顶角, 个数为 $8 \times \frac{1}{8} = 1$, Ti^{4+} 位于体心, 个数为 1, O^{2-}

位于面心, 个数为 $6 \times \frac{1}{2} = 3$, 则其化学式为 CaTiO_3 , Ca^{2+} 和 O^{2-} 之间的最短距离为 a pm, 则晶胞参数为 $\sqrt{2}a$ pm, 晶胞相当于有一个 CaTiO_3 , 根据密度公式可得 $\rho = \frac{m}{V} = \frac{40+48+16 \times 3}{N_A(\sqrt{2}a \times 10^{-10})^3} \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ 。

24. (1) A CD

(2) $2 \text{CH}_3\text{As}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{As}(\text{OH})_2 + (\text{CH}_3)_2\text{AsOH}$ 两种含砷有机酸均属于分子晶体, $\text{CH}_3\text{As}(\text{OH})_2$ 含两个羟基, 形成分子间氢键的数目多, 沸点高

(3) ① $\left(\frac{1}{4}, \frac{1}{4}, \frac{3}{4}\right)$ ② 0.75 ③ $\frac{\sqrt{3}}{4} \times \sqrt[3]{\frac{4M}{d \cdot N_A}} \times 10^7$

(4) $3 > 1 > 2$ (或 3、1、2)

【解析】(1) 硼元素的原子序数为 5, 其基态原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^1$, 激发态原子中电子的能量高于基态原子中电子的能量, 失去最高能级的一个电子所需能量小于基态原子, C、D 均为激发态, D 失去最高能级的一个电子需要能量最小, 基态原子中第一电离能小于第二电离能, A 失去一个电子需要克服第二电离能, B 失去一个电子需要克服第一电离能, 则失去最高能级的一个电子需要吸收能量最大的是 A; 发射光谱是由能量较高的激发态电子跃迁回到能量较低的激发态或基态过程中产生的光谱, C、D 均为激发态, 则用光谱仪可捕捉到发射光谱。

(2) 同周期元素从左到右第一电离能呈增大趋势, 砷位于元素周期表的第四周期第 V 族, 其基态原子核外价层电子排布为 $4s^2 4p^3$, 砷原子的 4p 轨道为半充满的稳定状态, 其第一电离能大于 Se, 因此同周期中第一电离能大于砷的元素只有 Br 和 Kr。

(3) ① 把晶胞平均切割成多 8 个小立方体, N 位于左下前方小立方体的中心, 其原子分数坐标为 $\left(\frac{3}{4}, \frac{1}{4}, \frac{1}{4}\right)$, M 位于左上后方小立方体的中心, 所以 M 点原子分数坐标为 $\left(\frac{1}{4}, \frac{1}{4}, \frac{3}{4}\right)$ 。② 据均摊法, 掺杂 Mn 原子的部分

晶体结构中, Li 的个数为 $12 \times \frac{1}{4} + 1 = 4$, Zn 的个数为 $4 \times \frac{1}{8} + 5 \times \frac{1}{2} = 3$, Mn 的个数为 $4 \times \frac{1}{8} + 1 \times \frac{1}{2} = 1$, As 的个数为 4, 由化学式 $\text{LiZn}_m\text{Mn}_n\text{As}$ 可知 $m = 0.75$, $n = 0.25$ 。③ 将 LiZnAs 晶胞切割成八个大小相等的正方体, Zn 原子在顶角, As 原子在小正方体的体心, 即晶胞结构体对角线的 $\frac{1}{4}$ 处, 设晶胞棱长为 a nm, 该晶胞中含有 4 个 LiZnAs , 所以 $d \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \times (a \times 10^{-7} \text{ cm})^3 = \frac{4M}{N_A} \text{ g}$, $a = \sqrt[3]{\frac{4M}{d \cdot N_A}} \times 10^7$, 则 As 原子与 Zn 原子之间的最短

距离为 $\frac{\sqrt{3}}{4} \times \sqrt[3]{\frac{4M}{d \cdot N_A}} \times 10^7 \text{ nm}$ 。

(4) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ 中 Fe^{2+} 提供空轨道, H_2O 中 O 提供孤电子对, 形成配位键, H_2O 与 SO_4^{2-} 之间形成氢键。 H_2O 、 SO_4^{2-} 的中心原子均为 sp^3 杂化, H_2O 中 O 有两个孤电子对, SO_4^{2-} 中 S 无孤电子对, 根据孤电子对间的斥力大于孤电子对与成键电子对之间的斥力大于成键电子对与成键电子对之间的斥力, 得 $3 > 1 > 2$ 。

模块素养测评卷(二)

1. C 【解析】离子的电荷分布通常被看作是球形对称的, 因此一种离子对带异性电荷离子的吸引与其所处的方向无关; 每个离子将尽可能多地吸引异性电荷排列在其周围, 故离子键无方向性和饱和性, 但共价键具有方向性和饱和性, A 正确; 非金属元素间也可以形成离子化合物, 如 NH_4Cl 、 NH_4NO_3 等, B 正确; 配位键中一方提供孤电子对而另一方提供空轨道, C 错误; 金属键是化学键, 是自由电子与金属阳离子形成的一种强烈的相互作用, D 正确。

2. C 【解析】乙炔的分子式为 C_2H_2 , 为直线形,  为其空间结构模型, A 正确; 根据 VSEPR 模型, SO_2 中心 S 原子的价层电子对数 $= 2 + \frac{1}{2} \times (6 - 2 \times 2) = 3$, 有 1 个孤电子对, SO_2 的 VSEPR 模型为平面三角形, B 正确; 基态 Cr 原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, 其价层电子的轨道表示式为 $\begin{array}{|c|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 3d & & & & & 4s \end{array}$, C 错误; p_x 轨道的电子云轮廓图为沿 x 轴延展的哑铃状, D 正确。

3. C 【解析】比较实验 I 和实验 II 可知, 实验 I 由于高锰酸钾不溶于甲苯, 氧化剂 MnO_4^- 与还原剂甲苯接触不充分, 导致褪色时间较长, 反应速率较小, A 正确; K^+ 与 18-冠-6 形成超分子, 这种超分子可溶于甲苯, 进入冠醚中的钾离子因静电作用将高锰酸根离子带入甲苯中, 增大反应物的接触面积, 提高氧化效果, B 正确; 18-冠-6 依靠其与 K^+ 之间的相互作用, 实现对 K^+ 的识别, 但并不形成离子键, C 错误; 比较实验 I 和实验 II 可知, 冠醚可将水相的催化剂转移至有机相, 故冠醚可用作相转移催化剂, D 正确。

4. D 【解析】 H_2O 分子稳定性与共价键强弱有关, 与分子间氢键无关, A 错误; NH_2OH 的水溶液显碱性与 NH_3 类似, $\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_2\text{OH}^+ + \text{OH}^-$, 并非自身电离出 OH^- , B 错误; NH_2OH 与 NH_4^+ 中 N 均为 sp^3 杂化, 中心 N 原子的价层电子对数为 4, NH_4^+ 中 $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ 键角为 $109^\circ 28'$, 但 NH_2OH 中心 N 原子存在孤电子对, $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ 键角小于 $109^\circ 28'$, C 错误, D 正确。

5. C 【解析】金属的焰色是金属原子或离子在加热时电子由低能轨道跃迁到高能轨道后, 又从高能轨道向低能轨道跃迁, 释放出不同波长的光, 故 A 错误; H_2O 与 NH_3 分子的空间结构不同, 但两者中心原子的杂化轨道类型均为 sp^3 , 故 B 错误; HF 的热稳定性比 HCl 强, 因为 F 的非金属性强于 Cl, $\text{H}-\text{F}$ 比 $\text{H}-\text{Cl}$ 的键能大, 故 C 正确; SiO_2 为共价晶体, 不存在范德华力, 干冰为分子晶体, 共价晶体的熔点高于分子晶体的熔点, 故 D 错误。

6. B 【解析】单键均为 σ 键, 双键中含有 1 个 σ 键 1 个 π 键, 1 分子 $\text{O}=\text{N}-\text{N}=\text{O}$ 中含有 11 个 σ 键, 则 0.2 mol $\text{O}=\text{N}-\text{N}=\text{O}$ 中含有的 σ 键数目为 $2.2N_A$, A 错误; 二氧化硅中 1 个硅原子形成 4 个硅氧键, 3.0 g SiO_2 (为 0.05 mol) 晶体中含有的 $\text{Si}-\text{O}$ 数目为 $0.2N_A$, B 正确; 2.3 g CH_3OCH_3 (为 0.05 mol) 中碳、氧原子均为 sp^3 杂化, sp^3 杂化的原子数目为 $0.15N_A$, C 错误; 1 个 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ 含有 6 个配位键, 则 1 mol $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ 中含有的配位键数目为 $6N_A$, D 错误。

7. C 【解析】 $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ 中 Co 为 +2 价, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ 中 Co 为 +3 价, 故 A 正确; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ 的配体为 NH_3 , 个数为 6, 中心离子的配位数为 6, 故 B 正确; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ 的电离方程式为 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+} + 2\text{Cl}^-$, 1 mol $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ 和足量 AgNO_3 溶液反应, 得到沉淀的物质的量为 2 mol, 故 C 错误; 1 mol $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ 中含有 6 mol 配位键, 1 mol NH_3 中含有 3 mol σ 键, 共含有 21 mol σ 键, 故 D 正确。

8. D 【解析】阳离子中饱和碳原子为 sp^3 杂化, 环中碳原子为 sp^2 杂化, A 正确; 该物质为离子晶体, 但是由于阴、阳离子体积较大, 离子之间作用力较弱, 导致其晶体的熔点较低, B 正确; 阴阳离子间存在离子键, 阴阳离子内部存在共价键, C 正确; 磷原子、氢原子不符合 8 电子结构, D 错误。

9. A 【解析】P 和 Cl 的电负性差值比 N 和 Cl 的电负性差值大, 故 PCl_3 分子的极性比 NCl_3 分子的极性大, A 错误; N 与 N 的 π 键比 P 与 P 的 π 键强, 故 N_2 的稳定性比 P_2 的高, B 正确; N 的电负性比 P 的大, N 原子半径比 P 的半径小, 故 NH_3 中成键电子对距离 N 比 PH_3 中成键电子对距离 P 近, NH_3 中成键电子对间的斥力更大, 导致 NH_3 中的键角比 PH_3 的大, C 正确; HNO_3 和 H_3PO_4 均为分子晶体, 相对分子质量: $\text{HNO}_3 < \text{H}_3\text{PO}_4$, 且硝酸形成分子内氢键, 因此 HNO_3 的分子间作用力比磷酸的分子间作用力小, 可推断熔点: $\text{HNO}_3 < \text{H}_3\text{PO}_4$, D 正确。

10. C 【解析】水分子的中心 O 原子的价层电子对数为 $2 + \frac{6-2 \times 1}{2} = 4$, 所以 VSEPR 模型为四面体形, A 正确。 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 分子中亚甲基 ($-\text{CH}_2-$) 上的 C 原子形成了 4 个 σ 键, 没有孤电子对, 杂化轨道数目为 4, 所以该 C 原子的杂化方式为 sp^3 , B 正确。四种物质都是由分子构成的分子晶体, 分子之间通过分子间作用力结合, 在室温下 H_2 和 CO 是气体, H_2O 和 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 是液体, 气体的沸点小于液体物质的沸点, 相对分子质量 $\text{H}_2 < \text{CO}$, 范德华力 $\text{H}_2 < \text{CO}$, 所以物质的沸点 $\text{H}_2 < \text{CO}$; H_2O 和 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 分子之间都存在范德华力和分子间氢键, 由于氢键数目: $\text{H}_2\text{O} > \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, 所以物质的沸点 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} < \text{H}_2\text{O}$, 故四种物质的沸点从低到高的顺序为 $\text{H}_2 < \text{CO} < \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} < \text{H}_2\text{O}$, C 错误。 $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ 分子中含有的 σ 键数目为 7 个, 含有 π 键的数目是 1 个, 所以该分子中含有的 σ 键与 π 键的数目之比为 7 : 1, D 正确。

11. C 【解析】同一周期随着原子序数变大, 第一电离能呈增大的趋势, N 的 2p 轨道为半充满稳定状态, 第一电离能大于同周期相邻元素, 故第二周期元素中, 第一电离能大于氧的元素有 N、F、Ne 共 3 种, A 错误; 钾晶体为金属晶体, 晶体中自由电子为整个晶体共有, 不单独属于某个离子, B 错误; 碳原子与氮原子形成的 $(\text{CN})_2$ 分子结构为 $\text{N} \equiv \text{C}-\text{C} \equiv \text{N}$, 为直线形对称分子, 属于非极性分子, C 正确; 基态铜原子中 4s 能级电子的能量比 3s 能级电子的高, 4s 能级电子在比 3s 能级电子离核更远的区域出现的概率大, D 错误。

12. C 【解析】根据题干可知, 亚铁氰化钾的三水合物俗称黄血盐, 则黄血盐的化学式为 $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, A 错误; 草木灰和牛血混在一起, 制成亚铁氰化钾, 牛血的作用为提供 Fe^{2+} 和 CN^- , B 错误; 根据普鲁士蓝晶体的单元结构可知, Fe^{2+} 和 Fe^{3+} 均位于顶角, CN^- 位于棱心, Fe^{2+} 和 Fe^{3+} 前后、左右、上下六个位置均有一个 CN^- , Fe^{2+} 和 Fe^{3+} 的配位数均为 6, C 正确; 过渡元素是元素周期表第 III B 族到第 II B 族的 10 列元素, 铈元素在第 III A 族, 不属于过渡元素, D 错误。

13. B 【解析】该阴离子配合物中含有 H、C、N、O、P 共 5 种元素, 其对应基态原子中未成对电子数依次是 1、2、3、2、3, A 错误; N、O 元素的电负性较大, N—H 中共用电子对偏向 N 原子, 使得 H 原子带正电性 ($\delta+$), 因此二脲基分子中 N—H 的 H 和 PO_4^{3-} 的 O 形成氢键, B 正确; 该阴离子配合物中, 苯环上的 C 以及形成双键的 C 原子为 sp^2 杂化, 乙基上的 C 采取 sp^3 杂化, PO_4^{3-} 中 P 原子的价层电子对数为 $4 + \frac{5+3-4 \times 2}{2} = 4$, 因此 P 原子为 sp^3 杂化, C 错误; 同周期元素对应基态原子从左至右第一电离能呈增大的趋势, 但 N 原子的 2p 轨道半充满, 相对较稳定, 更难失去电子, 因此第一电离能: $\text{N} > \text{O} > \text{C}$, D 错误。

14. C 【解析】O₃ 分子的中心原子的价层电子对数是 $2 + \frac{6-2 \times 2}{2} = 3$, 存在 1 个孤电子对, 空间结构为 V 形, 键角不是 109°28', A 错误; SO₃ 分子的中心 S 原子的价层电子对数是 $3 + \frac{6-3 \times 2}{2} = 3$, 不存在孤电子对, SO₃ 的空间结构为平面三角形, 正电中心和负电中心重合, 为非极性分子, O₃ 的空间结构为 V 形, 为极性分子, B 错误, C 正确; SO₃ 中心原子的价层电子对数是 3, 所以中心原子为 sp² 杂化, D 错误。

15. C 【解析】由 H₃BO₃ 在水溶液中的电离方程式 H₃BO₃ + H₂O ⇌ H⁺ + [B(OH)₄]⁻ 可知, H₃BO₃ 是一元弱酸, A 正确; 金刚石的晶胞是立方体, 其中 8 个顶角有 8 个碳原子, 6 个面心各有 6 个碳原子, 立方体内部还有 4 个碳原子, 金刚石的晶胞中含有的碳原子数为 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} + 4 = 8$, 则立方氮化硼晶胞中应该含有 4 个 N 原子和 4 个 B 原子, B 正确; NH₄BF₄ 中, 1 个 NH₄⁺ 中含有 1 个氮氢配位键, 1 个 BF₄⁻ 中含有 1 个硼氟配位键, 则 1 mol NH₄BF₄ 含有配位键的数目为 2N_A, C 错误; 共价晶体具有很高的熔沸点和很大的硬度, 晶体硼的熔点为 2573 K, 沸点为 2823 K, 硬度大, 说明晶体硼属于共价晶体, D 正确。

16. C 【解析】X、Y、Z、W 是原子序数依次增大的四种短周期主族元素。由于丙为红棕色气体, 又是 Z 与 W 组成的化合物, 故 Z 为 N, W 为 O; 由于乙能使澄清石灰水变浑浊, 乙初步推断为 CO₂, 则 Y 为 C, Y 单质与 N 的最高价氧化物对应的水化物的浓溶液即浓硝酸反应生成 CO₂、NO₂ 和 H₂O, 故 X 为 H。H₂O₂ 为极性分子, A 错误; CO₂ 晶体的晶胞中最近两个分子的距离

为面心 CO₂ 分子到顶角 CO₂ 分子之间的距离, 应为 $\frac{\sqrt{2}}{2}a$ pm, B 错误; 电负性: O > N > C, 第一电离能: N > O > C, C 正确; NO₃⁻ 的空间结构为平面三角形, N 原子发生 sp² 杂化, D 错误。

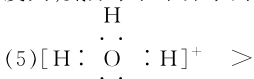
17. B 【解析】该晶胞的体积 = (a pm)³ = (a × 10⁻¹⁰ cm)³ = a³ × 10⁻³⁰ cm³, A 错误; 利用均摊法, 图甲中 K 原子数目为 1 + 8 + 12 × $\frac{1}{4}$ = 12, Sb 原子数目为 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$, 二者原子数目之比 = 3 : 1, B 正确; 与 Sb 最邻近的 K

原子为图乙体心的 K 原子, 距离 = $\frac{a}{2} \times \frac{\sqrt{3}}{2}$ pm = $\frac{\sqrt{3}a}{4}$ pm, 由图甲可知, 与 Sb 原子最邻近的 K 原子数为 8, C、D 错误。

18. C 【解析】[Co(NH₃)₆]Cl₂ 的中心离子为 Co²⁺, 其配位原子为 N, 配位数为 6, A 错误; 由 [Co(NH₃)₆]Cl₂ 晶胞结构可知, [Co(NH₃)₆]²⁺ 周围等距离且最近的 Cl⁻ 有 8 个, B 错误; C 位于晶胞内部, 若把晶胞分为 8 个相等的小立方体, 则 C 位于左后上的小立方体的体心, 根据 A、B 的原子坐标参数可知, C 的原子坐标参数为 ($\frac{1}{4}, \frac{3}{4}, \frac{3}{4}$), C 正确; 通过晶胞结构, 根据均摊

法, 该晶胞含有 [Co(NH₃)₆]²⁺ 的个数为 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$, 含有 Cl⁻ 的个数为 8, 故该晶胞中含有 4 个 [Co(NH₃)₆]Cl₂, [Co(NH₃)₆]Cl₂ 的摩尔质量是 M g · mol⁻¹, 晶胞体积为 a³ pm³, 则晶胞的密度为 $\frac{4M}{a^3 N_A} \times 10^{30}$ g · cm⁻³, D 错误。

19. (1)σ 极性 (2)4 sp³ (3)ab (4)NH₃ 和 H₂O 极性接近, 依据“相似相溶”规律可知, 氨气在水中的溶解度大; 氨分子和水分子间可以形成氢键, 大大增强溶解能力



【解析】(1)对于水分子中的共价键, 依据原子轨道重叠的方式判断, 属于 σ 键; O 与 H 的电负性不同, 共用电子对偏向于 O, 则该共价键属于极性共价键。

(2)水分子中氧原子的价层电子对数为 $2 + \frac{6-2 \times 1}{2} = 4$, 杂化轨道类型为 sp³。

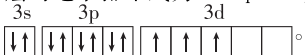
(3)水分子间存在氢键, 导致冰的体积增大, 密度小于水的密度, a 正确; 水分子间存在氢键, 使分子之间的作用力增强, 因而其沸点比同主族的 H₂S 高, b 正确; 水的热稳定性比硫化氢强的原因是 H—O 共价键的键能更大, 与氢键无关, c 错误。

(5) $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}_3\text{O}^+ \text{的电子式为 } [\text{H} : \underset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} : \text{H}]^+; \text{H}_3\text{O}^+ \text{的中心 O 原子上有 1 个孤电} \\ \vdots \end{array}$ 子对, H₂O 的中心 O 原子上有 2 个孤电子对, 二者均为 sp³ 杂化, 孤电子对

之间的排斥力大于孤电子对与成键电子对之间的排斥力, 水分子中键角被压缩程度更大, 故 H₃O⁺ 和 H₂O 的键角大小: H₃O⁺ > H₂O。

20. (1) $\begin{array}{ccccc} 3s & 3p & 3d & & \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow & \uparrow\uparrow\uparrow & & \end{array}$ (2)Na O (3)C₂O₄²⁻、H₂O 水存在分子间氢键 (4)6 >

【解析】(1)基态 Cr 原子核外电子排布式为 [Ar]3d⁵4s¹, 则基态 Cr³⁺ 最外层的电子排布式为 3s²3p⁶3d³, 其最外层电子的轨道表示式为



(2)同周期元素从左到右第一电离能呈增大趋势, 但第 II A 族大于第 III A 族, 第 V A 族大于第 VI A 族; 同主族元素从上到下第一电离能逐渐减小, 则 NaAlSi₂O₆ 所含元素中, 第一电离能最小的是 Na。同周期主族元素从左到右电负性逐渐增大, 同主族元素从上到下电负性逐渐减小, 则电负性最大的是 O。

(3)水分子中氧原子有孤电子对, 草酸根离子中氧原子有孤电子对, 则配合物 K[Cr(C₂O₄)₂(H₂O)₂] 中的配体是 C₂O₄²⁻、H₂O; H₂O 的沸点比 CO₂ 的高了许多, 主要原因是水存在分子间氢键。

(4)根据图中信息得到 x = 6, 硫酸根离子和水分子中心原子均为 sp³ 杂化, SO₄²⁻ 中心原子无孤电子对, H₂O 中心原子有 2 个孤电子对, 孤电子对与成键电子对之间的斥力大于成键电子对之间的斥力, 孤电子对数越多, 对成键电子对的斥力越大, 则键角 SO₄²⁻ > H₂O。

21. (1)1s²2s²2p⁶3s²3p² (2)O > Si > Mg > Al (3)①不会 ②12 sp³ (4)①16 109°28' ②2 : 5

【解析】(1)硅元素的原子序数为 14, 基态³⁰Si 原子的核外电子排布式为 1s²2s²2p⁶3s²3p² 或 [Ne]3s²3p²。

(2)同周期元素从左向右第一电离能呈增大的趋势, 但第 II A 族 > 第 III A 族, 同主族元素从上到下第一电离能逐渐减小, 因此四种元素的第一电离能由大到小的顺序是 O > Si > Mg > Al。

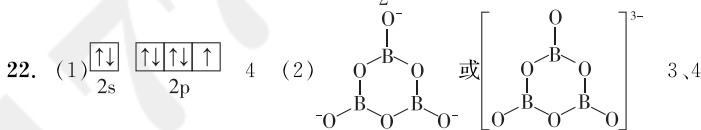
(3)①SiCl₄ 的空间结构为正四面体形, 属于非极性分子, 因此用毛皮摩擦过的橡胶棒靠近 SiCl₄ 液流, 液体流不会发生偏转。

②两个成键原子间只能形成 1 个 σ 键, 根据 N-甲基咪唑的结构简式, 1 个 N-甲基咪唑分子中含有 12 个 σ 键; SiCl₄ 中 Si 原子的价层电子对数为 $4 + \frac{4-4 \times 1}{2} = 4$, 则 Si 的杂化类型为 sp³。

(4)①根据图甲可知, SiO₂ 晶胞中 Si 原子的个数为 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} + 4 = 8$, 二氧化硅的化学式为 SiO₂, 硅原子和氧原子个数比为 1 : 2, 因此二氧化硅晶胞中含有 16 个氧原子; 二氧化硅为共价晶体, Si 位于四个氧原子构成的正四面体的中心, O—Si—O 的键角为 109°28'。

②根据图乙, 其基本单元为硅氧四面体的俯视图, 其中 3 个氧原子均是被 2 个基本单元共用, 另外 1 个氧原子全部属于基本单元, 而 1 个 Si 原子全部属于基本单元, 因此该基本单元中氧原子个数为 $1 + 3 \times \frac{1}{2} = \frac{5}{2}$,

“(Si_xO_y)^{(10-x)-}”中 x : y = 1 : $\frac{5}{2} = 2 : 5$ 。

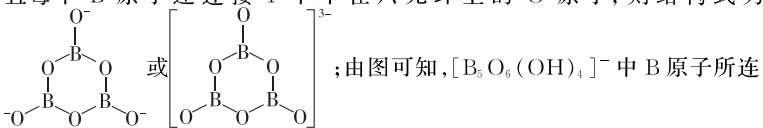


(3)离子 两者均为离子晶体, BF₄⁻ 半径大于 S²⁻, 且 BF₄⁻ 所带电荷数小于 S²⁻, Li₂S 中的离子键强度大于 LiBF₄

(4)棱边 $\frac{140}{(\sqrt{2}a \times 10^{-10})^3 N_A}$ 体心

【解析】(1)基态 F 原子的价层电子排布为 2s²2p⁵, 由泡利原理、洪特规则可知, 其价层电子轨道表示式为 $\begin{array}{cc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow \\ 2s & 2p \end{array}$;

左到右有增大的趋势, 第一电离能排序时, 有 2 个“反常”, 第 II A 族高于第 III A 族、第 V A 族高于第 VI A 族, 故第二周期元素中, 第一电离能介于 B 和 F 之间的元素有 Be、C、O、N。(2)B 为 +3 价, O 为 -2 价, 可知 B₃O₃³⁻ 中 n = 3, 结构中只有一个六元环, B 的空间化学环境相同, O 有两种空间化学环境, 因此六元环中有 3 个 B 原子、3 个 O 原子, B、O 原子依次间隔连接, 且每个 B 原子还连接 1 个不在六元环上的 O 原子, 则结构式为



接的原子数分别为 3 个和 4 个, 则 B 原子的配位数是 3、4。(4)根据 Li₃SBF₄ 的晶胞结构, 利用均摊法, 含有 1 个 BF₄⁻, 且位于体心; 根据化学式可知, 含有 3 个 Li⁺, 则 Li⁺ 位于棱边。晶胞中 Li⁺ 与 BF₄⁻ 间的最近距离为

a pm, 则晶胞的边长为 $\frac{a}{\sqrt{2}} \times 2$ pm = $\sqrt{2}a$ pm, 晶胞的体积 V = ($\sqrt{2}a \times$

10⁻¹⁰)³ cm³, Li₃SBF₄ 晶胞的质量 $m = \frac{7 \times 3 + 32 + 11 + 19 \times 4}{N_A}$ g = $\frac{140}{N_A}$ g, ρ =

$\frac{m}{V} = \frac{140}{(\sqrt{2}a \times 10^{-10})^3 N_A}$ g · cm⁻³; 在 Li₃SBF₄ 晶胞的另一种结构中, BF₄⁻ 位于顶角, 把晶胞的 BF₄⁻ 向右上移至顶角, 则左下角的 S²⁻ 向右上移至体心。

23. (1)①12 ②1 : 3 ③abd (2)①6 ②2 (3)①4 ②a 处通过 σ 单键相连, 可以绕键轴旋转

(4)①NiO 和 NaCl 晶体类型相同, Ni²⁺ 和 O²⁻ 都是二价离子, Na⁺ 和 Cl⁻ 都是一价离子, Ni²⁺ 和 O²⁻ 的间距比 Na⁺ 和 Cl⁻ 的间距小, 故 NiO 晶体中离子键强度更大

② $\frac{\sqrt{2}M}{a^3 N_A} \times 10^{30}$ ③0.97

【解析】(1)①以顶角的二氧化碳分子为研究对象, 与之最近的二氧化碳分子位于面心上, 1 个顶角被 8 个晶胞所共用, 1 个 CO₂ 分子周围等距且最近的二氧化碳分子有 $8 \times 3 \times \frac{1}{2} = 12$ 个。②若顶角为 Au、面心为 Cu, 晶胞中

含有 Au 原子数目为 $8 \times \frac{1}{8} = 1$, 晶胞中含有 Cu 原子数目为 $6 \times \frac{1}{2} = 3$, 则

铜金合金晶体中 Au 与 Cu 原子数之比为 1 : 3。③二氧化碳分子的质量大于水分子, 则相同体积的二氧化碳分子, 其密度比水大, a 正确; 干冰晶胞中二氧化碳分子堆积得更密集, 则说明干冰的密度比冰大, b 正确; 水分子极性较强, 分子间作用力大, 不能说明干冰的密度比冰大, c 错误; 冰中氢键存在方向性, 晶体有较大空隙, 空间利用率低, 能说明干冰的密度比冰大, d 正确。

(2)①每个 Si 原子连接 4 个 Si 原子, 其结构和金刚石的结构相似, 最小的环中含有 6 个 Si 原子。②单晶硅中每个 Si 原子平均形成 2 个 Si—Si, 则 1 mol 单晶硅中含有 2 mol Si—Si。

(3)①C₆₀ 晶胞中 C₆₀ 分子位于 8 个顶角和 6 个面心, 根据均摊法知, 在 C₆₀ 晶胞中含有 C₆₀ 分子的个数为 $6 \times \frac{1}{2} + 8 \times \frac{1}{8} = 4$ 。②a 处通过 σ 单键相连,

可以绕键轴旋转, 因此单分子“纳米小车”的四个轮子向前滚动。

(4)②由于 NiO 晶体与 NaCl 晶体结构相似, NiO 晶胞中有 4 个“NiO”, 晶胞质量为 $m = 4 \times \frac{M}{N_A}$ g, 距离最近的两个 Ni²⁺ 间距为晶胞棱长的 $\frac{\sqrt{2}}{2}$, 则棱

长为 $\sqrt{2}a$ pm = $\sqrt{2}a \times 10^{-10}$ cm, 晶胞体积为 V = ($\sqrt{2}a \times 10^{-10}$)³ cm³, 故晶体密度为 $\rho = \frac{m}{V} = \frac{\sqrt{2}M}{a^3 N_A} \times 10^{30}$ g · cm⁻³。③因为该氧化镍样品中 Ni³⁺ 与

Ni²⁺ 的离子数之比为 6 : 91, 所以镍元素的平均化合价为 $\frac{6 \times 3 + 91 \times 2}{6 + 91} =$

$\frac{200}{97}$, 根据化合物中各元素的化合价代数和为零, 得 $\frac{200}{97}x = 2$, 则 x = 0.97。

24. (1)12 X 射线衍射法 (2)sp³ 正交型黑磷 白磷为分子晶体, 而正交型黑磷为混合型晶体

(3)①P ②(0.25, 0.75, 0.75) $\frac{\sqrt{11}a}{4}$

【解析】(1)白磷晶胞属于面心立方最密堆积, 由图可知, 以底面面心的 P₄ 为例, 上中下层各有 4 个与之距离最近, 则每个 P₄ 周围距离最近的 P₄ 个数为 12; 区分晶体与非晶体的最可靠的科学方法是 X 射线衍射法, 故能证明白磷是晶体的实验验证方法是 X 射线衍射法。

(2)正交型黑磷具有类似石墨的片层结构, 其中 P 原子形成 3 个 σ 键和 1 个孤电子对, P 原子的杂化方式为 sp³; 正交型黑磷具有类似石墨的片层结构, 为混合型晶体, 熔点较高, 而白磷为分子晶体, 熔点较低。

(3)①金刚石晶胞内部的 C 原子被 B 原子替代, 顶角和面心的 C 原子被 P 原子替代, 沿 z 轴从上往下俯视的晶胞投影图中原子 5 为面心的原子, 故代表 P。

②若投影图中原子 6 的分数坐标是 (1, 0.5, 0.5), 则原子 6 为右侧面的面心原子, 原子 2 的分数坐标是 (0.75, 0.75, 0.25), 将晶胞平均切割为 8 个小立方体, 原子 2 在右下方小立方体的中心, 则原子 1 在左上后方小立方体的中心, 其原子分数坐标为 (0.25, 0.75, 0.75); 原子 1、6 之间的距离为

$\sqrt{(\frac{3a}{4})^2 + (\frac{a}{4})^2 + (\frac{a}{4})^2}$ pm = $\frac{\sqrt{11}a}{4}$ pm。