

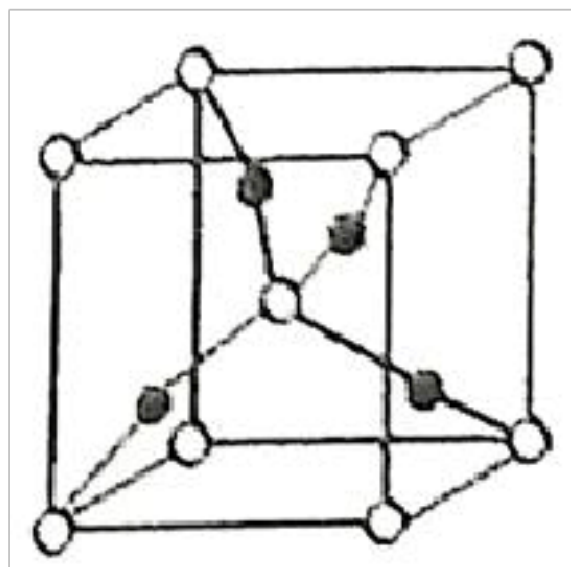
## 高考化学复习元素周期律专项综合练附答案解析

### 一、元素周期律练习题（含详细答案解析）

1. X、Y、Z、E、F 五种元素的原子序数依次递增。已知：①F 位于周期表中第四周期 IB 族，其余的均为短周期主族元素；②E 的氧化物是光导纤维的主要成分；③Y 原子核外 L 层电子数为奇数；④X 是形成化合物种类最多的元素；⑤Z 原子 P 轨道的电子数为 4。请回答下列问题：

(1) 写出一种 X 元素形成氢化物的化学式\_\_\_\_\_。

(2) 在 1 个由 F 与 Z 形成的  $F_2Z$  晶胞中 (结构如图所示) 所包含的 F 原子数目为\_\_\_\_\_个。



(3) 在  $[F(NH_3)_4]^{2+}$  离子中， $F^{2+}$  的空轨道接受  $NH_3$  的氮原子提供的\_\_\_\_\_形成配位键。

(4) 常温下 X、Z 和氢元素按原子数目 1:1:2 形成的气态常见物质 A 是\_\_\_\_\_ (写名称)，A 物质分子中 X 原子轨道的杂化类型为\_\_\_\_\_，1 mol A 分子中 键的数目为\_\_\_\_\_  $N_A$ 。

(5) X、Y、E 三种元素的第一电离能数值由小到大的顺序为\_\_\_\_\_ (写元素符号)。

【答案】 $CH_4$  4 孤电子对 甲醛  $sp^2$  杂化 3  $<CS < N$

【解析】

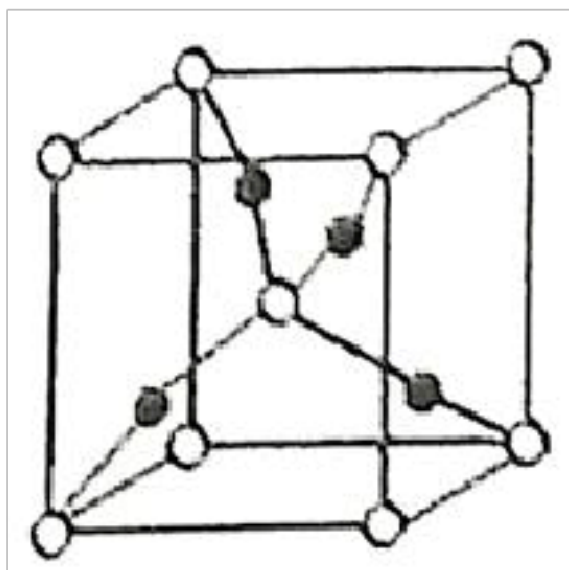
【分析】

X、Y、Z、E、F 五种元素的原子序数依次递增。根据①F 位于周期表中第四周期 IB 族可判断其为 Cu；根据②E 的氧化物是光导纤维的主要成分可判断 E 为 Si；根据④X 是形成化合物种类最多的元素可判断 X 为 C；根据③Y 原子核外 L 层电子数为奇数且原子序数比 X 的大可判断其属于第二周期的元素，可能为 N 或 F；根据⑤Z 的原子 P 轨道的电子数为 4 推测出 Z 可能为 O 或 S，但 E 的原子序数大于 Z，E 为 Si，所以 Z 只能为 O，处于 C 和 O 之间的 Y 只能为 N，所以 X、Y、Z、E、F 分别为 C、N、O、Si、Cu，据此解题。

【详解】

(1) X 为 C，X 元素形成的氢化物有很多，有烷烃、烯烃、炔烃等，其中的一种的化学式为  $CH_4$ ；

(2)  $F_2Z$  为  $Cu_2O$ ，根据化学式中原子个数比  $Cu:O=2:1$ ，然后算出图中该晶胞的黑球个数为： $1 \times 4 = 4$  白球个数为： $8 \times \frac{1}{8} + 1 = 2$ ，所以黑球代表的是 Cu 原子，白球代表的是 O 原子，所以该晶胞中所包含的 Cu 原子数目为 4 个；



(3)在 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ 离子中， $\text{Cu}^{2+}$ 的空轨道接受 $\text{NH}_3$ 的氮原子提供的孤电子对形成配位键；

(4)常温下C、O和氢元素按原子数目1:1:2形成的气态常见物质A是甲醛，甲醛分子中C原子可以形成四个化学键，因为碳的价电子数是4，其中，有两个单电子一起与氧的两个电子形成 $\text{C}=\text{O}$ ，C剩余的两个单电子各与两个H形成两个 $\text{C}-\text{H}$ 键，双键中含有一条 $\sigma$ 键和一条 $\pi$ 键，两条 $\text{C}-\text{H}$ 单键都是 $\sigma$ 键，所以 $\sigma$ 键数=2+1=3，杂化轨道数= $\sigma$ 键数+孤对电子数(C无孤对电子，所以孤对电子数为0)，所以杂化轨道数=3，为 $\text{sp}^2$ 杂化，1mol HCHO分子中 $\sigma$ 键的数目为 $3N_A$ ；

(5)X、Y、E三种元素分别为C、N、Si，根据每周期第一种元素电离能最小，最后一种元素的电离能最大，呈逐渐增大的趋势；同族元素从上到下第一电离能变小来进行判断，C、N、Si的第一电离能数值由小到大的顺序为： $\text{Si} < \text{C} < \text{N}$ 。

2. 黑火药是我国古代四大发明之一，它的爆炸反应为：



完成下列填空：

(1)上述反应中的还原剂为\_\_\_，还原产物有\_\_\_，当有1mol $\text{KNO}_3$ 参加反应时，转移电子的数目为\_\_\_。

(2) $\text{KNO}_3$ 晶体类型是\_\_\_，其晶体中存在的化学键有\_\_\_。

(3)硫原子的核外电子排布式为\_\_\_，原子核外有\_\_\_种不同能量的电子。将 $\text{SO}_2$ 和 $\text{Cl}_2$ 分别通入品红溶液中，产生的现象是\_\_\_；若将 $\text{SO}_2$ 和 $\text{Cl}_2$ 等体积混合后再缓缓通入品红溶液，发现品红溶液\_\_\_，其原因是\_\_\_。

(4)S、C和N三种元素的原子半径从小到大的顺序是\_\_\_； $\text{K}_2\text{S}$ 溶液中除 $\text{OH}^-$ 外其它各离子物质的量浓度的大小顺序为\_\_\_。

(5)下列事实能说明碳与硫两元素非金属性相对强弱的有\_\_\_。

a.同温同浓度溶液pH： $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{Na}_2\text{SO}_4$

b.酸性： $\text{H}_2\text{SO}_3 > \text{H}_2\text{CO}_3$

c. $\text{CS}_2$ 中碳元素为+4价，硫元素为-2价

d.分解温度： $\text{CH}_4 > \text{H}_2\text{S}$

【答案】C  $2\text{K}$ 和 $\text{N}_2$   $\text{N}_6$  离子晶体 离子键、共价键  $2\text{s}^2 2\text{p}^6 3\text{s}^2 3\text{p}^4$  或 $[\text{Ne}] 3\text{s}^2 3\text{p}^4$  5  
品红溶液均褪色 不褪色 将 $\text{SO}_2$ 和 $\text{Cl}_2$ 等体积混合后在溶液中恰好完全反应生成了盐酸和硫酸，不再具有漂白性(或 $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$ ，盐酸和硫酸无漂白性)  $\text{N} < \text{C} < \text{S}$

$c(\text{K}^+) > c(\text{S}^{2-}) > c(\text{HS}^-) > c(\text{H}^+)$  ac

【解析】

【分析】

【详解】

(1) 该反应中 N、S 元素化合价均降低，C 元素化合价升高，因此还原剂为 C；还原产物为  $\text{K}_2\text{S}$  和  $\text{N}_2$ ；当有  $1\text{mol KNO}_3$  参加反应时，有  $1.5\text{mol C}$  参加反应，C 元素化合价从 0 价升高至 +4 价，因此转移数目为  $1.5\text{mol} \times 4 = 6\text{mol}$ ；

(2)  $\text{KNO}_3$  为活泼金属阳离子与含氧酸根阴离子组成的化合物，其晶体类型属于离子晶体；晶体中阴阳离子通过离子键连接，硝酸根内 N 原子与 O 原子之间通过共价键连接，因此  $\text{KNO}_3$  晶体中存在离子键、共价键；

(3) S 原子核内质子数为 16，核外电子数为 16，因此核外电子排布式为： $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  或  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ ；核外电子分别处于 5 个不同的能级中，因此原子核外有 5 种不同能量的电子； $\text{SO}_2$  具有漂白性，能够使品红溶液褪色， $\text{Cl}_2$  与水反应生成的  $\text{HClO}$  具有漂白性，能够使品红溶液褪色；将  $\text{SO}_2$  和  $\text{Cl}_2$  等体积混合后再缓缓通入品红溶液， $\text{SO}_2$  与  $\text{Cl}_2$  在水中能够发生反应： $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$ ，生成的  $\text{HCl}$ 、 $\text{H}_2\text{SO}_4$  均不具有漂白性，因此不能使品红溶液褪色；

(4) C、N 原子核外电子层数小于 S，因此 S 原子半径最大，C、N 处于同一周期，核外电子层数相同，质子数越大，其半径越小，因此半径相对大小关系为： $\text{N} < \text{C} < \text{S}$ ； $\text{K}_2\text{S}$  属于强碱弱酸盐，在溶液中能够发生水解， $\text{S}^{2-}$  一级水解程度  $>$   $\text{S}^{2-}$  二级水解程度  $>$  水的电离程度，因此溶液中除  $\text{OH}^-$  外离子浓度关系为： $c(\text{K}^+) > c(\text{S}^{2-}) > c(\text{HS}^-) > c(\text{H}^+)$ ；

(5) a. 同温同浓度溶液 pH： $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{Na}_2\text{SO}_4$ ，根据“越弱越水解”，说明酸性： $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_2\text{CO}_3$ ， $\text{H}_2\text{SO}_4$ 、 $\text{H}_2\text{CO}_3$  分别对应 S、C 的最高价氧化物对应水化物，可说明非金属性： $\text{S} > \text{C}$ ，故 a 符合题意；

b. 酸性： $\text{H}_2\text{SO}_3 > \text{H}_2\text{CO}_3$ ，说明亚硫酸电离出氢离子的能力强于碳酸，因  $\text{H}_2\text{SO}_3$  并非 S 元素对应最高价氧化物对应水化物，不能说明碳元素与硫元素非金属性相对强弱，故 b 不符合题意；

c.  $\text{CS}_2$  中碳元素为 +4 价，硫元素为 -2 价，可直接说明 S 的非金属性强于 C，所以 S 才显负价，碳元素显示正价，故 c 符合题意；

d. 分解温度： $\text{CH}_4 > \text{H}_2\text{S}$ ，其原因是 C、S 均采用  $\text{sp}^3$  杂化， $\text{CH}_4$  为非极性分子，H-C 键能较强，在  $1000^\circ\text{C}$  左右分解，而  $\text{H}_2\text{S}$  为极性分子，H-S-H 键角为  $92.1^\circ$ ，由于 H-S 键能较弱，导致  $\text{H}_2\text{S}$  在  $300^\circ\text{C}$  左右分解，故不能据此比较 C 元素与 S 元素非金属性，故 d 不符合题意；故答案为：ac。

【点睛】

常见非金属性的比较规律：

- 1、由元素对应简单单质的氧化性判断：一般情况下，氧化性越强，元素对应非金属性越强；
- 2、由单质和水反应程度判断：反应越剧烈，非金属性越强；
- 3、由对应简单氢化物的稳定性判断：氢化物越稳定，非金属性越强；
- 4、由和氢气化合的难易程度判断：化合越容易，非金属性越强；

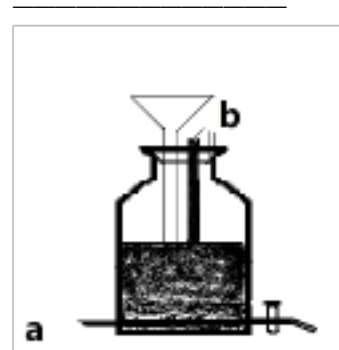
5、由最高价氧化物对应水化物的酸性来判断：酸性越强，非金属性越强；值得注意的是：氟元素没有正价态，氧目前无最高正价，硝酸则因分子内氢键导致酸性较弱，所以最高价氧化物对应水化物的酸性最强的是高氯酸，而不是非金属性高于氯的氮、氧、氟。

3. NaClO、NaNO<sub>3</sub>、Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>等钠盐在多领域有着较广的应用。

(1) 上述三种盐所涉及的五种元素中，半径较小的原子是\_\_\_\_\_；原子核外最外层p亚层上电子自旋状态只有一种的元素是\_\_\_\_\_。

(2) 碱性条件下，铝粉可除去工业废水中的NaNO<sub>2</sub>，处理过程中产生一种能使湿润红色石蕊试纸变蓝的气体。产物中铝元素的存在形式\_\_\_\_\_（填化学符号）；每摩尔铝粉可处理\_\_\_\_\_gNaNO<sub>2</sub>。

(3) 新冠疫情发生后，有人用电解食盐水自制NaClO消毒液，装置如图（电极都是石墨）。电极a应接在直流电源的\_\_\_\_\_极；该装置中发生的化学方程式为



(4) Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>溶液中存在水解平衡  $SO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HSO_3^- + OH^-$  设计简单实验证明该平衡存在\_\_\_\_\_。0.1mol/L Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>溶液先升温再降温，过程中（溶液体积变化不计）PH如下。

时刻	①	②	③	④
温度/°C	25	30	40	25
PH	9.66	9.52	9.37	9.25

升温过程中PH减小的原因是\_\_\_\_\_；①与④相比；c(HSO<sub>3</sub><sup>-</sup>) ①\_\_\_\_\_④（填“>”或“<”）。

【答案】0 N AlO<sub>2</sub> 34.5E  $2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{通电}} 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$ ,  
 $Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$  向溶液中滴加酚酞，发现变红 温度升高，K<sub>w</sub> 变大，c(H<sup>+</sup>)增大，pH 变小（Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>被氧化） >

【解析】

【分析】

(1) 电子层数越少, 半径越小, 电子层数相同, 质子数越多半径越小; p 亚层的电子数 3, p 亚层上电子自旋状态只有一种; 根据洪特规则, 当电子排布在同一能级的不同轨道时, 基态原子中的电子总是优先单独占据一个轨道, 而且自旋状态相同;

(2) 铝在碱性条件下, 生成偏铝酸盐; 铝粉除去工业废水中的  $\text{NaNO}_2$ , 处理过程中产生氨气, 反应方程式是  $2\text{Al} + \text{NaNO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{NH}_3$  ;

(3) 氯气与氢氧化钠反应生成次氯酸钠, 为使氯气与氢氧化钠充分反应, a 极应生成氯气;

(4) 由于该水解平衡的存在, 使  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  溶液显碱性; 水电离吸热, 升高温度, 水的电离平衡正向移动; ①与④相比, 温度相同, ①的 pH 大于④, 说明④中  $\text{HSO}_3^-$  浓度减小。

### 【详解】

(1) 上述三种盐所涉及的五种元素中, Na、Cl、S 有 3 个电子层, 半径较大, O、N 有 2 个电子层, 且 O 的质子数大于 N, 所以半径较小的原子是 O; 根据洪特规则, 当电子排布在同一能级的不同轨道时, 基态原子中的电子总是优先单独占据一个轨道, 而且自旋状态相同, 所以 p 亚层上电子自旋状态只有一种的元素是 N;

(2) 铝在碱性条件下, 生成偏铝酸盐, 产物中铝元素的存在形式是  $\text{AlO}_2^-$ ; 铝粉除去工业废水中的  $\text{NaNO}_2$ , 反应方程式是  $2\text{Al} + \text{NaNO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{NH}_3$ , 根据方程式 1mol Al 粉处理 0.5mol  $\text{NaNO}_2$ , 质量是  $0.5\text{mol} \times 69\text{g/mol} = 34.5\text{g}$

(3) a 极氯离子失电子生成氯气, 所以 a 极是阳极, 应接在直流电源的正极; 用石墨电极电解饱和食盐水生成氢氧化钠、氢气、氯气, 氯气与氢氧化钠反应生成次氯酸钠, 该装置中发生的化学方程式为  $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{通电}} 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$ ,  $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$ ;

(4) 该水解平衡的存在,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  使溶液显碱性, 向溶液中滴加酚酞, 发现变红, 则证明该平衡的存在; 水电离吸热, 升高温度, 水的电离平衡正向移动,  $K_w$  变大,  $c(\text{H}^+)$  增大, pH 变小; ①与④相比, 温度相同, ①的 pH 大于④, 说明④中  $\text{HSO}_3^-$  浓度减小,  $c(\text{HSO}_3^-)$  ① > ④。

4. 原子序数依次增大的 A、B、C、D、E、F 六种元素。其中 A 的基态原子有 3 个不同的能级, 各能级中的电子数相等; C 的基态原子 2p 能级上的未成对电子数与 A 原子的相同; D 为它所在周期中原子半径最大的主族元素; E 和 C 位于同一主族, F 的原子序数为 29。

(1) F 原子基态的外围核外电子排布式为\_\_\_\_\_。

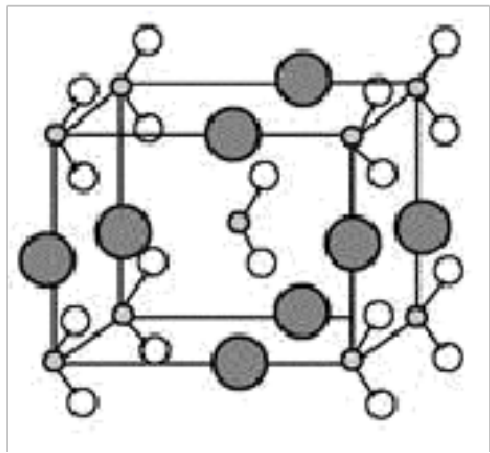
(2) 在 A、B、C 三种元素中, 第一电离能由小到大的顺序是\_\_\_\_\_ (用元素符号回答)。

(3) 元素 B 的简单气态氢化物的沸点\_\_\_\_\_ (高于, 低于) 元素 A 的简单气态氢化物的沸点, 其主要原因是\_\_\_\_\_。

(4) 由 A、B、C 形成的离子  $\text{CAB}^-$  与  $\text{AC}_2$  互为等电子体, 则  $\text{CAB}^-$  的结构式为\_\_\_\_\_。

(5) 在元素 A 与 E 所形成的常见化合物中, A 原子轨道的杂化类型为\_\_\_\_\_。

(6) 由 B、C、D 三种元素形成的化合物晶体的晶胞如图所示, 则该化合物的化学式为\_\_\_\_\_。



【答案】  $3d^{10}4s^1$   $<O < N$  高于  $NH_3$  分子之间存在氢键  $[N=C=O]^-$  sp  $NaNO$

【解析】

【分析】

原子序数依次增大的 A、B、C、D、E、F 六种元素，A 的基态原子有 3 个不同的能级，各能级中的电子数相等，则 A 是 C 元素；C 的基态原子 2p 能级上的未成对电子数与 A 原子的相同，C 原子序数大于 A，则 C 为 O 元素；B 原子序数大于 A 而小于 C，则 B 是 N 元素；E 和 C 位于同一主族，则 E 是 S 元素；D 为它所在周期中原子半径最大的主族元素，原子序数小于 S，则 D 是 Na 元素；F 的原子序数为 29，为 Cu 元素；

(1) F 是 Cu 元素，其原子核外有 29 个电子，根据构造原理书写 F 基态原子的外围核外电子排布式；

(2) A、B、C 分别是 C、N、O 元素，同一周期元素，元素第一电离能随着原子序数增大而呈增大趋势，但第 IIA 族、第 VA 族元素第一电离能大于其相邻元素；

(3) 含有氢键的氢化物熔点较高；

(4) 由 C、N、O 形成的离子  $OCN^-$  与  $CO_2$  互为等电子体，等电子体原子个数相等、价电子数相等；

(5) 在元素 C 与 S 所形成的常见化合物  $CS_2$  中，根据价层电子对理论确定 A 原子轨道的杂化类型；

(6) 由 N、O、Na 三种元素形成的化合物晶体的晶胞如图所示，利用均摊法确定其化学式。

【详解】

(1) F 为 ds 区，因此核外电子排布式为： $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$  或  $[Ar] 3d^{10} 4s^1$ ，外围核外电子排布式为  $3d^{10} 4s^1$ ；

(2) 同周期从左向右第一电离能增大，但  $I_A^{II} > I_A^{III}$ ， $I_A^{VA} > I_A^{VI}$ ，第一电离能大小顺序是  $C < O < N$ ；

(3) B 的氢化物是  $NH_3$ ，A 的简单氢化物是  $CH_4$ ， $NH_3$  分子之间存在氢键，而  $CH_4$  分子间的作用是范德华力，氢键比范德华力更强， $NH_3$  的沸点较高；

(4)  $CAB^-$  的化学式为  $OCN^-$ ， $AC_2$  的化学式为  $CO_2$ ，两者为等电子体，他们的结构相似，因此  $OCN^-$  的结构式为： $[N=C=O]^-$ ；

(5) 形成的化合物是  $CS_2$ ，结构式为  $S=C=S$ ，杂化轨道数等于价层电子对数，即 C 的杂化类型为 sp；

(6) 根据半径大小，大黑球是 Na，大黑球位于晶胞的棱上，因此真正属于晶胞的个数为

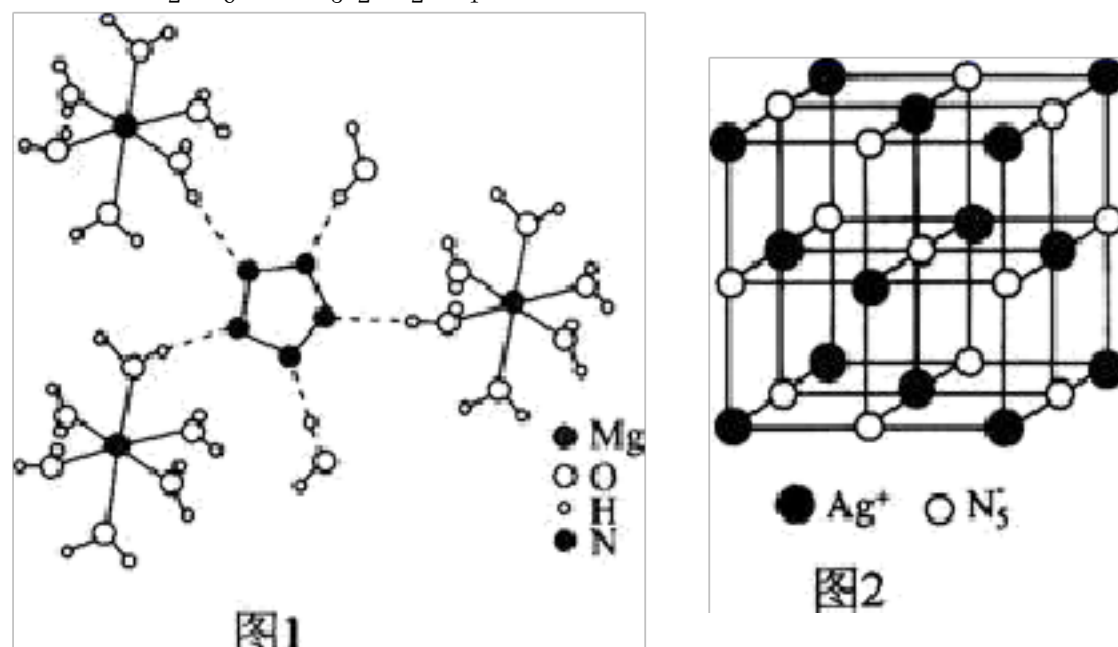
$8 \times \frac{1}{4} = 2$ ，大白球为 N，小白球为 O，两者形成离子是  $NO_2^-$ ，其位于顶点和体心，真正的个

数为  $8 \times \frac{1}{8} + 1 = 2$ , 因此化学式为  $\text{NaNO}_2$ 。

5. 南京理工教授制出了一种新的全氮阴离子盐— $\text{AgN}_5$ , 目前已经合成出钠、锰、铁、钴、镍、镁等几种金属的全氮阴离子盐。

(1) 基态  $\text{Mn}^{2+}$  的价电子排布式为\_\_\_\_; 银与铜位于同一族, 银元素位于元素周期表的\_\_\_\_区。

(2)  $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} [(\text{N}_5)_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{2-}$  的晶体的部分结构如图 1 所示:



N、O、Mg 元素的前 3 级电离能如下表所示:

元素	$I_1/\text{kJ mol}^{-1}$	$I_2/\text{kJ mol}^{-1}$	$I_3/\text{kJ mol}^{-1}$
X	737.7	1450.7	7732.7
Y	1313.9	3388.3	5300.5
Z	1402.3	2856.0	4578.1

① X、Y、Z 中为 N 元素的是\_\_\_\_, 判断理由是\_\_\_\_\_。

② 从作用力类型看,  $\text{Mg}^{2+}$  与  $\text{H}_2\text{O}$  之间是\_\_\_\_、 $\text{N}_5^-$  与  $\text{H}_2\text{O}$  之间是\_\_\_\_\_。

③  $\text{N}_5^-$  为平面正五边形, N 原子的杂化类型是\_\_\_\_\_。科学家预测将来还会制出含  $\text{N}_4^-$ 、 $\text{N}_6^-$  等平面环状结构离子的盐, 这一类离子中都存在大  $\pi$  键, 可用符号  $\pi_m^n$  表示, 其中 m 代表参与形成大  $\pi$  键的原子数, n 代表参与形成大  $\pi$  键的电子数 (如苯分子中的大  $\pi$  键可表示为  $\pi_6^6$ ), 则  $\text{N}_4^-$  中的大  $\pi$  键应表示为\_\_\_\_\_。

(3)  $\text{AgN}_5$  的立方晶胞结构如图 2 所示,  $\text{Ag}^+$  周围距离最近的  $\text{Ag}^+$  有\_\_\_\_\_个。若晶体中紧邻的  $\text{N}_5^-$  与  $\text{Ag}^+$  的平均距离为 a nm,  $N_A$  表示阿伏加德罗常数的值, 则  $\text{AgN}_5$  的密度可表示为\_\_\_\_\_  $\text{g cm}^{-3}$  (用含 a、 $N_A$  的代数式表示)。

【答案】  $3d^5$   $ds$  最外层为 2 个电子, X 为镁; N 的 2p 轨道处于半充满的稳定状态,

其失去第一个电子较难,  $I_1$  较大, 则 Z 为氮元素 配位键 氢键  $sp^5$   $12 \frac{8.9 \cdot 10^{22}}{N_A a^3}$

【解析】

【分析】

(1)根据构造原理书写出 25 号 Mn 元素的原子核外电子排布式, Mn 原子失去最外层 2 个电子得到 Mn<sup>2+</sup>; 根据原子结构与元素在周期表的位置确定 Ag 在周期表所属区域;

(2)①根据元素的电离能大小结合原子结构确定 X、Y、Z 三种元素, 然后判断哪种元素是 N 元素;

②根据图示, 判断晶体中阳离子、阴离子中含有的作用力类型;

③结合 N<sub>5</sub><sup>-</sup>为平面正五边形结构, 结合原子杂化类型与微粒构型关系分析判断, 结合微粒的原子结构分析大 π 键的形成;

(3)根据晶胞中离子的相对位置判断 Ag<sup>+</sup>的配位数, 利用均摊方法计算 1 个晶胞中含有的

AgN<sub>5</sub> 的个数, 结合  $\rho = \frac{m}{V}$  计算密度大小。

【详解】

(1)Mn 是 25 号元素, 根据构造原理可得 Mn 原子的核外电子排布式为

1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>3d<sup>5</sup>4s<sup>2</sup>, Mn 原子失去最外层 2 个电子得到 Mn<sup>2+</sup>, 其价电子排布式为 3d<sup>5</sup>;

Ag、Cu 在周期表中位于第 IB 族, 发生变化的电子有最外层的 s 电子和次外层的 d 电子, 属于 ds 区元素;

(2)①X 的第一、第二电离能比较小且很接近, 说明 X 原子最外层有 2 个电子, 容易失去, 则 X 为 Mg 元素, Z 的第一电离能在三种元素中最大, 结合 N 原子 2p 轨道处于半充满的稳定状态, 其失去第一个电子较难, I<sub>1</sub> 较大, 可推知 Z 为 N 元素, Y 是 O 元素;

②在该晶体中阳离子 [Mg(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup> 的中心离子 Mg<sup>2+</sup> 含有空轨道, 而配位体 H<sub>2</sub>O 的 O 原子上含有孤电子对, 在结合时, Mg<sup>2+</sup> 提供空轨道, H<sub>2</sub>O 的 O 原子提供孤电子对, 二者形成配位键; 在阴离子 [(N<sub>5</sub>)<sub>2</sub>(H<sub>2</sub>O)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup> 上 N<sub>5</sub><sup>-</sup> 与 H<sub>2</sub>O 的 H 原子之间通过氢键结合在一起, 形成 N...H-O, 故二者之间作用力为氢键;

③若原子采用 sp<sup>3</sup> 杂化, 形成的物质结构为四面体形; 若原子采用 sp<sup>2</sup> 杂化, 形成的物质结构为平面形; 若原子采用 sp 杂化, 则形成的为直线型结构。N<sub>5</sub><sup>-</sup> 为平面正五边形, 说明 N 原子的杂化类型为 sp<sup>2</sup> 杂化; 在 N<sub>5</sub><sup>-</sup> 中, 每个 N 原子的 sp<sup>2</sup> 杂化轨道形成 2 个 σ 键, N 原子上还有 1 个孤电子对及 1 个垂直于 N 原子形成平面的 p 轨道, p 轨道间形成大 π 键, N<sub>5</sub><sup>-</sup> 为 4 个 N 原子得到 1 个电子形成带有 1 个单位负电荷的阴离子, 所以含有的电子数为 5 个, 其中大 π 键是由 4 个原子、5 个电子形成, 可表示为  $\pi_{4}^{5}$ ;

(3)根据 AgN<sub>5</sub> 的晶胞结构示意图可知, 假设以晶胞顶点 Ag<sup>+</sup> 为研究对象, 在晶胞中与该 Ag<sup>+</sup> 距离相等且最近的 Ag<sup>+</sup> 在晶胞面心上, 通过该顶点 Ag<sup>+</sup> 可形成 8 个晶胞, 每个面心上的 Ag<sup>+</sup> 被重复使用了 2 次, 所以与 Ag<sup>+</sup> 距离相等且最近的 Ag<sup>+</sup> 的数目为  $\frac{3 \times 8}{2} = 12$  个; 在一个晶胞中

含有 Ag<sup>+</sup> 的数目为  $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$ , 含有 N<sub>5</sub><sup>-</sup> 的数目为  $1 + 12 \times \frac{1}{4} = 4$ , 晶胞体积为  $V = (2a \times 10^3)$

$$\text{cm}^3, \text{ 则 } \rho = \frac{m}{V} = \frac{4 \times 178 \text{ g/mol}}{2a \times 10^7 \text{ cm}^3} = \frac{N_A}{N_A} \times \frac{8.9 \times 10^{22}}{a^3} \text{ g/cm}^3。$$





**【详解】**

(D) (1) 每周期最后一种稀有气体元素的原子序数分别是：2、10、18、36、54、86、118，114号元素在118号的左边，根据元素周期表中周期和族的划分，可知114号元素位于第七周期IVA族，第六周期的铅是金属，所以114号元素是金属，故答案为：第七周期IVA族；金属；

(2) 114号是第七周期IVA，所以最高正价是+4价，最高价氧化物对应水化物的化学式为 $H_4FIO_4$ ，故答案为： $H_4FIO_4$ ；

(I) 根据图示元素周期表可知，①为H，②为Na，③为K，④为Mg，⑤为Al，⑥为C元素，⑦为O，⑧为Cl，⑨为I，⑩为Fe元素。

(1) 氯气与水反应生成氯化氢和次氯酸，该反应的离子方程式为： $Cl_2+H_2O=H^++Cl^-+HClO$ ，故答案为： $Cl_2+H_2O=H^++Cl^-+HClO$ ；

(2) 元素②和⑤的最高价氧化物的水化物分别为NaOH、 $Al(OH)_3$ ，二者反应的化学方程式为： $NaOH+Al(OH)_3=NaAlO_2+2H_2O$ ，故答案为： $NaOH+Al(OH)_3=NaAlO_2+2H_2O$ ；

(3) 元素⑩单质为Fe，⑦的氢化物为水，Fe与水蒸气在高温下发生反应，反应方程式为： $3Fe+4H_2O(g)\xrightarrow{\text{高温}}Fe_3O_4+4H_2$ ，故答案为： $3Fe+4H_2O(g)\xrightarrow{\text{高温}}Fe_3O_4+4H_2$ ；

(II) 短周期元素，T、R都有-2价，处于VIA族，T只有-2价，则T为O元素、R为S元素，L、Q都有+2价，处于IIA族，原子半径 $L>Q$ ，则L为Mg元素、Q为Be元素，M有+3价，处于IIIA族，原子半径M的介于L、R之间，则M为Al元素。

A.  $L^{2+}$ 的核外电子数为 $12-2=10$ ， $R^{2-}$ 的核外电子数为 $16-(-2)=18$ ，不相等，故A错误；

B. 金属性 $Mg>Be$ ，则Mg与酸反应越剧烈，故B错误；

C. M与T形成的化合物为 $Al_2O_3$ ，具有两性，故C正确；

D. 氢化物的沸点为 $HnT>HnR$ ， $H_2R$ 为 $H_2S$ ， $H_2T$ 为 $H_2O$ ，水中分子之间存在氢键，熔沸点高 $H_2O>H_2S$ ，故D正确；

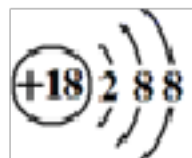
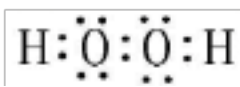
E. M为铝，能与盐酸、NaOH溶液反应放出氢气，故E正确；故答案为：CDE。

7. 下表为元素周期表的一部分，请参照元素①—⑩在表中的位置，用相应的化学用语回答下列问题：

族 周期	IA							0
1	①	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	
2				②	③	④	⑤	
3	⑥		⑦			⑧	⑨	⑩

(1)表中用序号标出的10种元素中，化学性质最不活泼的元素的原子结构示意图是

- \_\_\_\_\_。
- (2)④、⑥、⑧的原子半径由小到大的顺序为\_\_\_\_\_ (用元素符号作答)。
- (3)②、③、⑨的最高价氧化物的水化物的酸性由弱到强的顺序是\_\_\_\_\_ (用化学式作答)。
- (4)由表中两种元素的原子按1:1组成的共价化合物M, M为常见液态化合物,其稀溶液易被催化分解,请写出M的电子式\_\_\_\_\_, M的结构式\_\_\_\_\_。
- (5)写出⑦元素的最高价氧化物对应水化物分别与元素⑥、⑧的最高价氧化物对应水化物的水溶液反应的离子方程式\_\_\_\_\_、\_\_\_\_\_。
- (6)⑥的金属性强于⑦,下列表述中能证明这一事实的是\_\_\_\_\_。
- a. ⑥的单质和⑦的单质熔沸点不同
- b. ⑥的最高价氧化物水化物的碱性比⑦的最高价氧化物水化物的碱性强
- c. ⑦最外层的电子数比⑥多
- d. ⑦的单质与稀盐酸反应比⑥的缓和一些
- (7)①和④形成的气态氢化物与①和⑧形成的气态氢化物相比较,\_\_\_\_\_沸点高 (填化学式),理由是\_\_\_\_\_。

**【答案】**   $0 < S < Na$   $H_2CO_3 < HNO_3 < HClO_4$    $H-O-H$   $Al(OH)_3$   
 $=AlO_2^- + 2H_2O$   $Al(OH)_3 + H^+ = Al^{3+} + 3H_2O$   $bd$   $H_2O$   $H_2O$  分子间能形成氢键,氢键可以极大地提高水的熔沸点

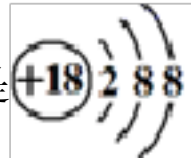
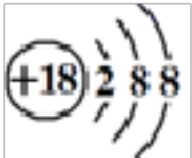
**【解析】**

**【分析】**

由表中元素所在的位置,可以确定①为氢(H),②为碳(C),③为氮(N),④为氧(O),⑤为氟(F),⑥为钠(Na),⑦为铝(Al),⑧为硫(S),⑨为氯(Cl),⑩为氩(Ar)

**【详解】**

(1)表中用序号标出的10种元素中,化学性质最不活泼的元素是稀有气体氩,其原子结构

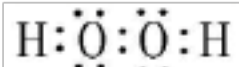
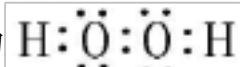
示意图是 。答案为: ;

(2)④、⑥、⑧分别为O、Na、S元素,O的电子层数比Na、S少一层,Na与S同周期且S在Na的右方,由此得出原子半径由小到大的顺序为  $O < S < Na$ 。答案为:  $O < S < Na$ ;

(3)②、③、⑨分别为C、N、Cl,碳酸为弱酸,硝酸为强酸,高氯酸为最强的含氧酸,它们的最高价氧化物的水化物的酸性由弱到强的顺序是  $H_2CO_3 < HNO_3 < HClO_4$ 。答案为:

$H_2CO_3 < HNO_3 < HClO_4$ ;

(4)由表中两种元素的原子按1:1组成的共价化合物M应为  $H_2O_2$ ,M的电子式为

,M的结构式为  $H-O-O-H$ 。答案为 :  $H-O-O-H$ ;

(5)⑦元素的最高价氧化物对应水化物为  $Al(OH)_3$ ,分别与元素⑥、⑧的最高价氧化物对应水化物的水溶液  $NaOH$ 、 $H_2SO_4$ 反应的离子方程式为  $Al(OH)_3 + OH^- = AlO_2^- + 2H_2O$ 、

$Al(OH)_3 + 3H^+ = Al^{3+} + 3H_2O$ 。答案为:  $Al(OH)_3 + OH^- = AlO_2^- + 2H_2O$ ;  $Al(OH)_3 + 3H^+ = Al^{3+} + 3H_2O$ ;

(6)a 钠的单质和铝的单质熔沸点不同,只能表明离子带电荷、离子半径的差异,与金属

以上内容仅为本文档的试下载部分，为可阅读页数的一半内容。如要下载或阅读全文，请访问：<https://d.book118.com/538040015067007005>