

广州备战高考化学专题《化学键》综合检测试卷

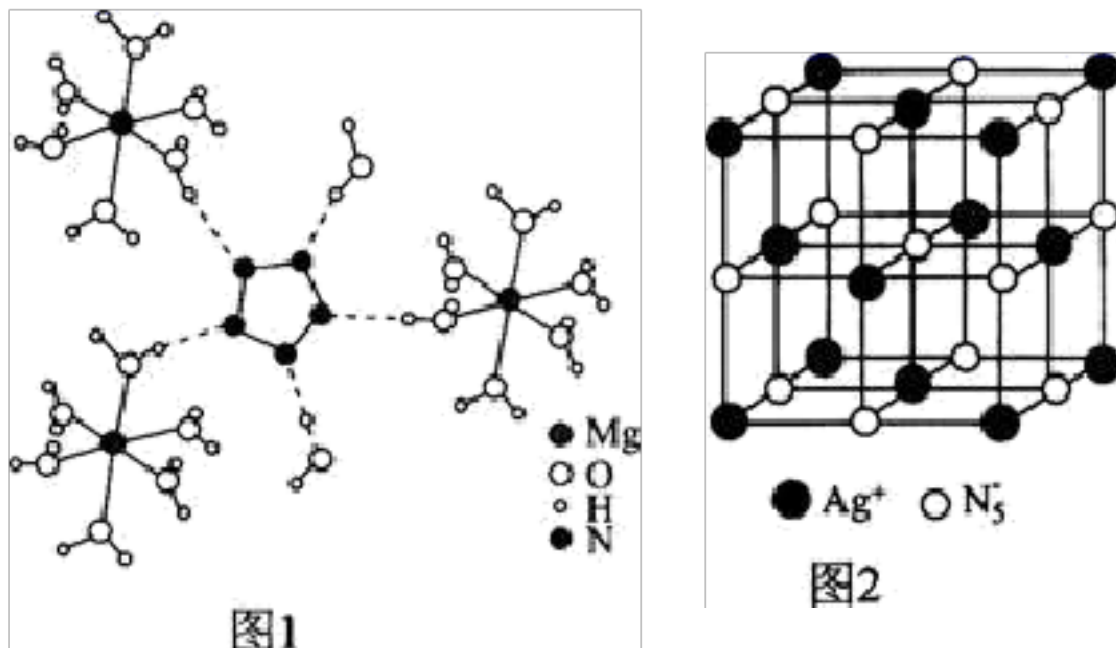
一、化学键练习题（含详细答案解析）

1.

南京理工教授制出了一种新的全氮阴离子盐— 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 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

①X、Y、Z 中为 N 元素的是_____，判断理由是_____。

②从作用力类型看， Mg^{2+} 与 H_2O 之间是_____、 N_5^- 与 H_2O 之间是_____。

③ 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 N_4^- 、 N_6^- 等平面环状结构离子的盐，这一类离子中都存在大 π 键，可用符号 π_m^n 表示，其中 m 代表参与形成大 π 键的原子数，n 代表参与形成大 π 键的电子数(如苯分子中的大 π 键可表示为 π_6^6)，则 N_4^- 中的大 π 键应表示为_____。

(3) AgN_5 的立方晶胞结构如图 2 所示， Ag^+ 周围距离最近的 Ag^+ 有_____个。若晶体中紧邻的 N_5^- 与 Ag^+ 的平均距离为 a nm， N_A 表示阿伏加德罗常数的值，则 AgN_5 的密度可表示为_____ g cm^{-3} (用含 a、 N_A 的代数式表示)。

【答案】 $3d^5 4s^1$ 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^3 $12 \frac{8.9 \times 10^{22}}{N_A a^3}$

【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^{2+} ; 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_5^- 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^+ 的配位数, 利用均摊方法计算 1 个晶胞中含有的 AgN_5 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

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$, Mn 原子失去最外层 2 个电子得到 Mn^{2+} , 其价电子排布式为 $3d^5$;

Ag、Cu 在周期表中位于第 IB 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_1 较大, 可推知 Z 为 N 元素, Y 是 O 元素;

②在该晶体中阳离子 $[Mg(H_2O)_6]^{2+}$ 的中心离子 Mg^{2+} 含有空轨道, 而配位体 H_2O 的 O 原子上含有孤电子对, 在结合时, Mg^{2+} 提供空轨道, H_2O 的 O 原子提供孤电子对, 二者形成配位键; 在阴离子 $[(N_5)_2(H_2O)_4]^{2-}$ 上 N_5^- 与 H_2O 的 H 原子之间通过氢键结合在一起, 形成 $N \cdots H-O$, 故二者之间作用力为氢键;

③若原子采用 sp^3 杂化, 形成的物质结构为四面体形; 若原子采用 sp^2 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_5^- 为平面正五边形, 说明 N 原子的杂化类型为 sp^2 杂化; 在 N_5^- 中, 每个 N 原子的 sp^2 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_5^- 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 π_4^5 ;

(3)根据 AgN_5 的晶胞结构示意图可知, 假设以晶胞顶点 Ag^+ 为研究对象, 在晶胞中与该 Ag^+ 距离相等且最近的 Ag^+ 在晶胞面心上, 通过该顶点 Ag^+ 可形成 8 个晶胞, 每个面心上的 Ag^+ 被重复使用了 2 次, 所以与 Ag^+ 距离相等且最近的 Ag^+ 的数目为 $\frac{3 \times 8}{2} = 12$ 个; 在一个晶胞中

含有 Ag^+ 的数目为 $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$, 含有 N_5^- 的数目为 $1 + 12 \times \frac{1}{4} = 4$, 晶胞体积为 $V = (2a \times 10)^3$

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

【点睛】

本题考查了物质结构，涉及电离能的应用、作用力类型的判断、大 π 的分析、晶胞计算，掌握物质结构知识和晶体密度计算方法是解题关键，要注意电离能变化规律及特殊性，利用均摊方法分析判断晶胞中含有微粒数目，结合密度计算公式解答。

2.

有 X、Y、Z、W、M 五种短周期元素，其中 X、Y、Z、W 同周期，Z、M 同主族； X^+ 与 M^{2-} 具有相同的电子层结构；离子半径： $Z^{2-} > W^-$ ；Y 的单质晶体熔点高、硬度大，是一种重要的半导体材料。请回答下列问题：

- (1) Y 元素的名称_____；
- (2) W 在元素周期表中的位置是第_____周期第_____族；
- (3) X_2M_2 中存在的化学键有_____、_____；
- (4) Z、W 氢化物的稳定性顺序为_____。（用化学式表示）

【答案】硅 三 VIIA 离子键 共价键 $HCl > H_2S$

【解析】

【分析】

Y 的单质晶体熔点高、硬度大，是一种重要的半导体材料，则 Y 是 Si 元素，又因为 X、Y、Z、W 同周期，所以 X、Y、Z、W 属于第三周期，由离子半径： $Z^{2-} > W^-$ 、 X^+ 与 M^{2-} 具有相同的电子层结构，可知 X、Z、W 分别为 Na、S、Cl 元素，又因为 Z、M 同主族且 X、Y、Z、W、M 均为短周期元素，则 M 为第二周期的 O 元素。

【详解】

(1) Y 的单质晶体熔点高、硬度大，是一种重要的半导体材料，则 Y 是 Si 元素，元素名称为：硅。

(2) W 为 Cl 元素，在元素周期表中的位置为：第三周期第 VIIA。

(3) X 为 Na 元素，M 为 O 元素，所以 X_2M_2 为 Na_2O_2 ， Na_2O_2 中 Na^+ 与 O_2^{2-} 之间存在离子键， O_2^{2-} 中两个 O 原子间存在共价键，故 Na_2O_2 中存在的化学键有离子键和共价键。

(4) Z 为 S，W 为 Cl，非金属性 $W (Cl) > Z (S)$ ，元素的非金属性越强，对应的氢化物越稳定，所以氢化物的稳定性顺序为： $HCl > H_2S$ 。

【点睛】

本题考查原子结构与元素周期律知识，侧重于学生分析能力的考查，首先运用元素周期表工具，结合同周期、同主族规律，位、构、性关系推断出 X、Y、Z、W、M 分别是什么元素，然后结合元素化合物知识进一步解答，注意本题分析的要点或关键词为：短周期元素、同周期、同主族、相同的电子层结构、离子半径大小、单质晶体熔点硬度、半导体材料等，找到突破口是解答本题的关键。

3.

现有 a~g7 种短周期元素，它们在元素周期表中的相对位置如表所示，请回答下列问题：

a							
			d	e			
b	c			f		g	

(1) 下列选项中，元素的原子间最容易形成离子键的是___（填序号，下同），元素的原子间最容易形成共价键的是___。

A. c 和 f . B和 g . C和 g . D和 e

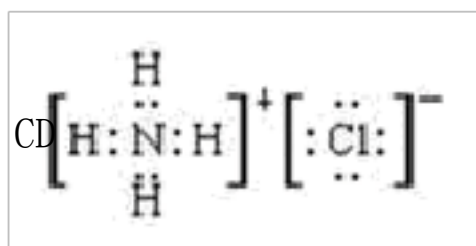
(2) 下列由 a~g7 种元素原子形成的各种分子中，所有原子最外层都满足 8 电子稳定结构的是___（填序号）。

A. ea₃ . Bg . Cg₃ . Dg₄

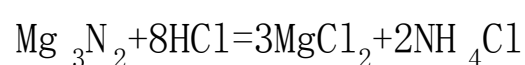
(3) 由题述元素中的 3 种非金属元素形成的 AB 型离子化合物的电子式为___。

(4) c 与 e 可形成一种化合物，试写出该化合物的化学式：___，其含有的化学键类型为___，其与过量稀盐酸反应的化学方程式为___。

【答案】 B C



Mg₃N₂ 离子键



【解析】

【分析】

首先确定 a~g 的 7 种元素具体是什么元素，

(1) 一般来说，活泼金属和活泼非金属元素之间易形成离子键，非金属元素之间易形成共价键；

(2) 根据各分子中非金属元素的原子形成的共用电子对情况分析；

(3) 3种非金属元素形成的 AB 型离子化合物是 NH₄Cl；

(4) 根据化合物中的成键元素来判断化学键类型，并根据物质的性质来书写方程式。

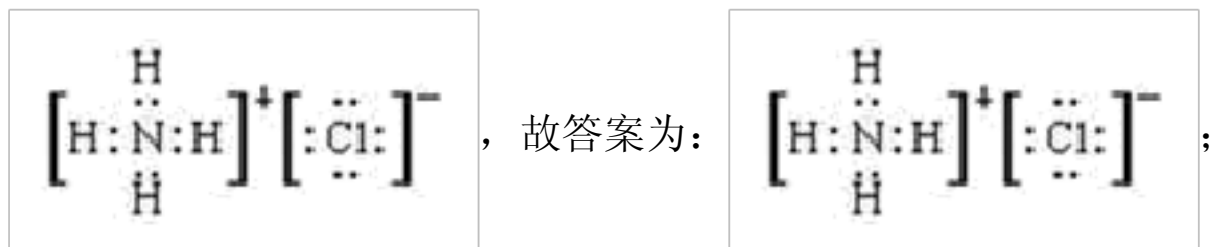
【详解】

根据元素在元素周期表中的相对位置可知 a、b、c、d、e、f、g 分别为 H、Na、Mg、C、N、P、Cl，

(1) 碱金属元素原子与卤素原子间最容易形成离子键，故 Na 与 Cl 最容易形成离子键，故 B 符合；c 为金属元素，不容易与其他元素形成共价键，非金属元素间一般形成共价键，则 C 与 Cl 之间最容易形成共价键，故 C 符合，故答案为：B；C；

(2) 各选项对应的分子分别为 NH₃、HCl、PCl₃、CCl₄，其中 NH₃、HCl 中由于氢形成的是 2 电子稳定结构，故不符合题意；而 PCl₃ 中，磷原子核外最外层电子数为 5，它与氯原子形成共价键时，构成 PCl₃ 中的磷原子、氯原子最外层都达到 8 电子结构，同理，CCl₄ 亦符合题意，故答案为：CD；

(3) 3种非金属元素形成的 AB 型离子化合物是 NH₄Cl，其电子式为



(4) Mg 与 N 形成离子化合物 Mg_3N_2 , 该物质与过量稀盐酸反应生成 MgCl_2 和 NH_4Cl , 故答案为: Mg_3N_2 ; 离子键; $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 8\text{HCl} = 3\text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.

4.

(1) 请用下列 10 种物质的序号填空:

① O_2 ② H_2 ③ NH_4NO_3 ④ K_2O_2 ⑤ $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ⑥ CH_4 ⑦ CO_2 ⑧ NaF ⑨ NH_3 ⑩ I_2

既有离子键又有非极性键的是_____；既有离子键又有极性键的是_____。

(2) X、Y 两种主族元素能形成 XY_2 型化合物, 已知 XY_2 中共有 38 个电子, 若 XY_2 为常见元素形成的离子化合物, 其电子式为: _____；若 XY_2 为共价化合物时, 其结构式为: _____。

(3) 氯化铝的物理性质非常特殊, 如: 氯化铝的熔点为 190°C ($2.02 \times 10^3\text{Pa}$), 但在 180°C 就开始升华, 据此判断, 氯化铝是_____ (填“共价化合物”或“离子化合物”), 可以证明你的判断正确的实验依据是_____。

(4) 现有 a~g 7 种短周期元素, 它们在周期表中的位置如下, 请据此回答下列问题:

a												
b	c							d	e			
							f		g			

①元素的原子间反应最容易形成离子键的是_____ (填序号, 下同), 容易形成共价键的是_____;

A. c 和 f . B 和 g . Cd 和 g . Db 和 e

②写出 a~g 7 种元素形成的所有原子都满足最外层为 8 电子结构的任意一种分子的分子式_____。

【答案】 ④ ③⑤ $\left[:\ddot{\text{F}}: \right]^- \text{Ca}^{2+} \left[:\ddot{\text{F}}: \right]^-$ =S=S 共价化合物 氯化铝在熔融状态

下不能导电 B C_4 (或 CCl_4)

【解析】

【分析】

【详解】

(1) ① O_2 中只有非极性键; ② H_2 中只有非极性键; ③ NH_4NO_3 中含有离子键和极性键; ④ K_2O_2 中含有离子键和非极性键; ⑤ $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 中含有离子键和极性键; ⑥ CH_4 中只有极性键; ⑦ CO_2 中只有极性键; ⑧ NaF 中只有离子键; ⑨ NH_3 中只有极性键; ⑩ I_2 中只有非极性键; 则既有离子键又有非极性键的是。既有离子键又有极性键的是③⑤。

(2) XY_2 型化合物是离子化合物, 所以 X 元素显+2 价, Y 显-1 价, 化合物中共有 38 个电子, 所以为氟化钙, 电子式为: $\left[:\ddot{\text{F}}: \right]^- \text{Ca}^{2+} \left[:\ddot{\text{F}}: \right]^-$, XY_2 为共价化合物, 则 X 为+4 价, Y 为-2 价, 为二硫化碳, 结构式为: $\text{S}=\text{C}=\text{S}$ 。

(3) 氯化铝能升华，说明是共价化合物。能证明的实验依据为氯化铝在熔融状态下不能导电。

(4) a~g 7 种短周期元素依次为氢、钠、镁、碳、氮、磷、氯。

①金属性强和非金属性强的元素之间最容易形成离子键，钠是周期表中最左边的元素金属性强，氯是最右边的元素非金属性强，所以是 bg 最容易形成离子键，选 B；非金属元素之间容易形成共价键，所以选 C。

②分子中所有原子都满足 8 电子的物质有 CCl_4 (或 PCl_3)。

5.

已知：W、X、Y、Z、T 均为短周期元素，且原子半径依次增大。请填空：

(1) W、Z 是形成化合物种类最多的两种元素，写出 Z 的核外电子的轨道表示式


_____。

(2) 化合物 YW_3 溶于水能使酚酞变红，用方程式表示酚酞变红的原因_____。

(3) 元素 T 的原子中电子占据 7 根轨道，则 T 在元素周期表_____周期_____族；T 的化合物 TY 熔融时不导电，常用作砂轮与耐高温材料，由此推知，它属于_____。

a 离子晶体 原子晶体 分子晶体 无法判断


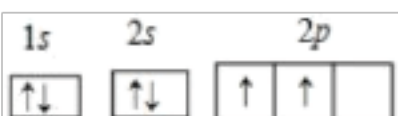
(4) YX_3 与 YW_3 具有相同的分子空间构型， YX_3 属于_____ (填“极性”、“非极性”) 分子，其中 Y 的化合价为_____。

【答案】  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ 三 IIIA 极性 +3

【解析】

【详解】

(1) W、Z 是形成化合物种类最多的两种元素，化合物种类最多的是烃，则 W 是 H 元素、Z 是 C 元素；原子核外有 6 个电子，分别位于 1s、2s、2p 轨道，其原子核外电子轨道

表示式为 ，故答案为：；

(2) 化合物 YW_3 的水溶液能使酚酞变红，说明该物质为 NH_3 ，氨气和水反应生成一水合氨，一水合氨电离生成氢氧根离子而导致溶液呈碱性，碱遇酚酞试液变红色，故答案为： $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ ；

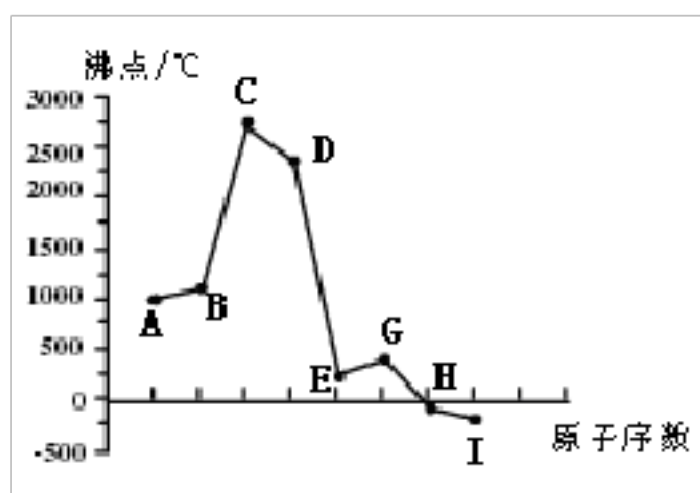
(3) 元素 T 的原子中电子共占据了 7 个轨道，则 T 为 Al 元素，Al 原子核外有 3 个电子层、最外层电子数是 3，所以位于第三周期第 IIIA 族；Al 的化合物 AlN 熔融时不导电，常用作砂轮及耐高温材料，说明该物质属于原子晶体，故选 b；故答案为：三；IIIA b；

(4) NX_3 与 NH_3 具有相同的分子空间构型，X 为第 VIIA 族元素，其原子半径小于 N 元素，则 X 为 F 元素，氨气分子为三角锥形结构，则 NF_3 也是三角锥形结构，该分子正负电荷重心不重合，为极性分子； NF_3 中 N 元素电负性小于 F 元素，所以 N 元素显 +3 价、F 元素显 -1 价，故答案为：极性；+3。

6.

同一周期(短周期)各元素形成单质的沸点变化如下图所示(按原子序数连续递增顺序排列)。该周期部分元素氟化物的熔点见下表。

氟化物	AF	BF ₂	DF ₄
熔点/K	1266	1534	183



- (1) A原子核外共有_____种不同运动状态的电子、_____种不同能级的电子；
 (2) 元素 C 的最高价氧化物对应水化物的电离方程式为_____；
 (3) 解释上表中氟化物熔点差异的原因：_____；
 (4) 在 E、G、H 三种元素形成的氢化物中，热稳定性最大的是_____（填化学式）。A、B、C 三种原子形成的简单离子的半径由大到小的顺序为_____（填离子符号）。

【答案】 11 4 $\text{Al(OH)}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_4^- + \text{H}^+$ $\text{Al(OH)}_3 + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$
 NaF与 MgF₂ 为离子晶体，离子之间以离子键结合，离子键是强烈的作用力，所以熔点高；Mg²⁺的半径比 Na⁺的半径小，离子电荷比 Na⁺多，故 MgF₂ 的熔点比 NaF 高；SiF₄ 为分子晶体，分子之间以微弱的分子间作用力结合，故 SiF₄ 的熔点低 HCl > H₂S > CH₄

【解析】

【分析】

图中曲线表示 8 种元素的原子序数(按递增顺序连续排列)和单质沸点的关系，H、I 的沸点低于 0°C，根据气体的沸点都低于 0°C，可推断 H、I 为气体，气体元素单质为非气体，故为第三周期元素，则 A 为 Na，B 为 Mg，C 为 Al，D 为 Si，E 为 P、G 为 S，H 为 Cl，I 为 Ar。

- (1) 原子中没有运动状态相同的电子，由几个电子就具有几种运动状态；
 根据核外电子排布式判断占有的能级；
 (2) 氢氧化铝为两性氢氧化物，有酸式电离与碱式电离；
 (3) 根据晶体类型不同，以及同种晶体类型影响微粒之间作用力的因素解答；
 (4) 同周期自左而右非金属性增强，非金属性越强氢化物越稳定；
 电子层结构相同核电荷数越大离子半径越小，据此解答。

【详解】

由上述分析可知：A 为 Na，B 为 Mg，C 为 Al，D 为 Si，E 为 P、G 为 S，H 为 Cl，I 为 Ar。

(1) A 为 Na 元素，原子核外电子数为 11，故共有 11 种不同运动状态的电子，原子核外电子排布式为 1s²2s²2p⁶3s¹，可见有 4 种不同能级的电子；

(2) Al(OH)₃ 为两性氢氧化物，在溶液中存在酸式电离和碱式电离两种形式的电离作用，电离方程式为： $\text{Al(OH)}_3 + \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{Al(OH)}_3 + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$

(3)NaF与 MgF_2 为离子晶体，阳离子与阴离子之间以强烈的离子键结合，断裂化学键需消耗较高的能量，因此它们的熔沸点较高；由于 Mg^{2+} 的半径比 Na^+ 的半径小，带有的电荷比 Na^+ 多，所以 MgF_2 的熔点比 NaF 高；而 SiF_4 为分子晶体，分子之间以微弱的分子间作用力结合，破坏分子间作用力消耗的能量较少，故 SiF_4 的熔点低；

(4)同一周期元素从左到右元素的非金属性逐渐增强，元素的非金属性： $Cl>S>P$ 。元素的非金属性越强，其相应的简单氢化物就越稳定，故 HCl 最稳定性， Na^+ 、 Mg^{2+} 、 Al^{3+} 核外电子排布都是 2、8，电子层结构相同，对于电子层结构相同的离子来说，离子的核电荷数越大，离子半径越小，故离子半径 $Na^+>Mg^{2+}>Al^{3+}$ 。

【点睛】

本题考查核外电子排布规律、晶体结构与性质的关系、元素周期律等的应用，根据图象信息判断出元素是解题关键，突破口为二、三周期含有气体单质数目。

7.

碳与硅是十分重要的两种元素，金刚石、SiC具有耐磨、耐腐蚀特性，应用广泛。

(1) 碳元素在周期表中的位置是_____，其原子核外通常未成对电子数为_____个。

(2) 已知 $2Ca_3(PO_4)_2(s)+10C(s)\rightarrow P_4(g)+6CaO(s)+10CO(g)$ 反应中，被破坏的化学键有_____。

a. 离子键 极性共价键 非极性共价键

(3) 一定条件下，Na 还原 CCl_4 可制备金刚石，反应结束冷却至室温后，除去粗产品中少量钠的试剂为_____。

(4) 下列叙述正确的有_____ (填序号)，

①Na 还原 CCl_4 的反应、 Cl_2 与 H_2O 的反应均是置换反应

②水晶、干冰熔化时克服粒子间作用力的类型相同

③ $NaSiO_3$ 溶液与 SO_3 的反应可用于推断 Si 与 S 的非金属性强弱

④Si在一定条件下可与 FeO 发生置换反应

【答案】第二周期第 IVA 族 2 abc (或乙醇) ③④

【解析】

【分析】

【详解】

(1) 碳元素的电子层数为 2，最外层电子数为 4，所以在周期表中的位置是第二周期第 IVA 族，碳元素的 2p 能级上有 2 个未成对电子。

(2) 由 $2Ca_3(PO_4)_2(s)+10C(s)\rightarrow P_4(g)+6CaO(s)+10CO(g)$ ，可知：钙离子和磷酸根离子之间的离子键被破坏，磷原子和氧原子间的极性共价键被破坏，另外 C 中非极性共价键也被破坏，因此答案选 abc。

(3) 由于 Na 可以与水 (或乙醇) 发生反应，而金刚石不与水 (或乙醇) 反应，所以除去粗产品中少量的钠可用水 (或乙醇)。

(4) ①Na 还原 CCl_4 生成 NaCl 和 C，属于置换反应，但 Cl_2 与 H_2O 反应生成 HCl 和 HClO，不是置换反应，故①错误；②水晶属于原子晶体，而干冰属于分子晶体，熔化时克服粒子

间作用力的类型不相同，前者是共价键，后者是分子间作用力，故②错误；③ Na_2SiO_3 溶液与 SO_3 的反应，说明酸性 H_2SiO_3 比 H_2SO_4 弱，可用于推断Si与S的非金属性强弱，故③正确；④C和Si同主族性质相似，Si在一定条件下可与FeO发生置换反应，故④正确，答案选③④。

8.

Q、R、X、Y、Z是原子序数依次增大的五种短周期元素，在短周期的所有元素中Q的原子半径与Z的原子半径之比最小(不包括稀有气体)，R、X、Y三种元素的原子核外电子层数相同，同一周期中R的一种单质的熔点最高，Y与Q、R、X、Z均能形成多种常见化合物。

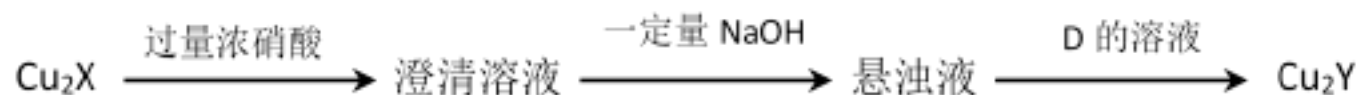
(1)周期表中的位置：_____，其原子核外有_____种不同形状的电子云。这五种元素中，最外层有两个未成对电子的元素是_____ (用元素符号表示)。

(2)Q分别与X、Y形成的最简单化合物的稳定性_____>_____ (用分子式表示)

(3)Q与R两元素组成的分子构型可能是_____ (填写序号)。

a. 直线型 . 平面形 . 三角锥形 . 正四面体

(4)元素X、Y在周期表中位于同一主族，化合物 Cu_2X 和 Cu_2Y 可发生如下转化(其中D是淀粉水解的最终产物)：



非金属X_____Y(填“>”或“<”)请用事实说明该结论：_____。

【答案】第二周期第VA族 2 C₂O₂NH₃H abd <S+O₂=2H₂O+S↓

【解析】

【分析】

Q、R、X、Y、Z是原子序数依次增大的五种短周期元素，在短周期的所有元素中Q的原子半径与Z的原子半径之比最小(不包括稀有气体)，则Q的原子半径最小，Z的原子半径最大，所以Q是H元素，Z是Na元素；R、X、Y三种元素的原子核外电子层数相同，这三种元素处于第二周期，同一周期中R的一种单质的熔点最高，金刚石的熔点最高，所以R是C元素，Y与Q、R、X、Z均能形成多种常见化合物，则Y是O元素，所以X是N元素。

【详解】

根据上述分析可知Q是H，R是C，X是N，Y是O，Z是Na元素。

(1)X是N元素，原子核外电子排布为2、5，所以其处于第二周期第VA族，其核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^3$ ，有s、p两种轨道，故有两种不同形状的电子云，这五种元素中，最外层有两个未成对电子的元素是C和O元素；

(2)Q分别与X、Y形成的最简单化合物是 NH_3 、 H_2O ，元素的非金属性越强，其氢化物的稳定性越强，O的非金属性大于N元素，所以氢化物的稳定性： $\text{H}_2\text{O} > \text{NH}_3$ ；

(3)Q与R两元素组成的分子可能是甲烷、乙烯、乙炔、苯等烃类物质，其中甲烷为正四面体结构，乙烯为平面结构，乙炔为直线形结构，故合理选项是abd；

(4)X是N，Y是O，二者是同一周期的元素，元素的非金属性越强，其相应的氢化物的稳定性越强，最高价氧化物对应的水化物的酸性越强，活动性强的可以把活动性弱的置换出来，所以可根据置换反应： $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{S} \downarrow$ ，比较出元素的非金属性： $\text{N} < \text{O}$ 。

【点睛】

本题考查原子结构与元素周期律的关系，正确推断元素的种类是解答本题的关键，要正确把握元素周期律的递变规律，掌握元素周期律的应用及判断方法。

9.

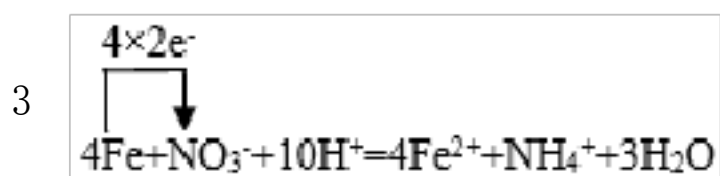
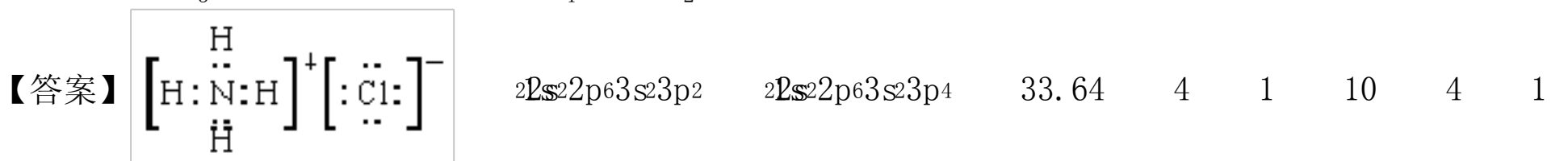
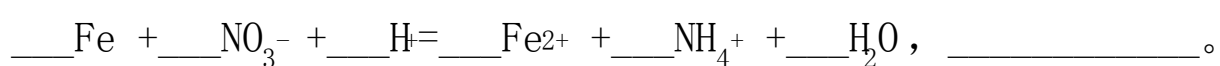
生活污水中氮元素是造成水体富营养化的主要原因。若某污水中 NH_4Cl 含量为 180 mg/L。

(1) 写出 NH_4Cl 的电子式_____。

(2) 写出与氯同周期，有 2 个未成对电子的原子的电子排布式：_____、_____

(3) 为除去废水中的 NH_4^+ ，向 10^3 L 该污水中加入 0.1 mol/L NaOH 溶液，理论上需要 NaOH 溶液的体积为_____L (计算结果保留两位小数)。

(4) 若某污水中同时存在 NH_4^+ 和 NO_3^- 时。可用下列方法除去：可先在酸性污水中加入铁屑将 NO_3^- 转化为 NH_4^+ 后再除去，请配平下列离子方程式并标出电子转移的方向和数目：



【解析】

【分析】

(1) NH_4Cl 是离子化合物，由 NH_4^+ 、 Cl^- 通过离子键构成，结合离子化合物的表示方法书写其电子式；

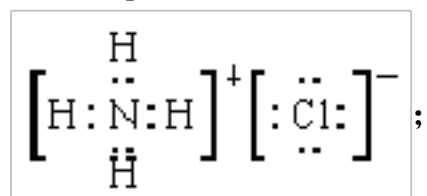
(2) 根据 Cl 原子核外电子排布式确定其最外电子层所具有的轨道数目，结合每一轨道最多排布 2 个电子，确定与氯同一周期，有 2 个未成对电子的原子的电子排布式；

(3) 根据 NH_4Cl 与 NaOH 溶液反应时二者的物质的量的比是 1:1，根据污水中 NH_4Cl 含量为 180 mg/L，计算 $c(\text{NH}_4\text{Cl})$ ，结合 $n=cV$ 计算；

(4) 根据电子守恒、电荷守恒、原子守恒配平方程式。

【详解】

(1) NH_4Cl 是离子化合物，由 NH_4^+ 、 Cl^- 通过离子键构成，其电子式为：



(2) C 原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ，其最外电子层 3p 能级具有 3 个轨道，由于原子核外电子总是尽可能成单排列，而且自旋方向相同；同一个轨道最多可容纳 2 个电子则与氯同一周期，有 2 个未成对电子的原子的电子排布式分别为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ， $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ，这两种元素分别是 Si 和 S；

(3) 污水中 NH_4Cl 含量为 180 mg/L，则 $c(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{0.18\text{g/L}}{53.5\text{g/mol}} = \frac{0.18}{53.5} \text{mol/L}$ ， 10^3 L 该污水中

中含有 NH_4Cl 的物质的量为 $n(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{0.18}{53.5} \text{mol/L} \times 10^3 \text{L} = 3.364 \text{mol}$ 根据反应：

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/538032036022007006>