

模块四 物质结构与性质 元素周期律

第九章 原子结构 元素周期律

第1节 原子结构与元素性质

刷基础

1. D 考查点 根据核外电子排布式推断元素、电子排布式、元素性质

【解析】基态 M^- 的最外层电子排布式为 $3s^2 3p^6$, 则 M^- 是 Cl^- , M 是氯元素, 不是稀有气体元素, A 错误; 基态 M 原子的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, 价层电子排布式为 $3s^2 3p^5$, B、C 错误; M 元素原子的最外层有 7 个电子, 最高正化合价为 +7 价, D 正确。

2. B 考查点 洪特规则、轨道表示式、元素性质与电负性的关系

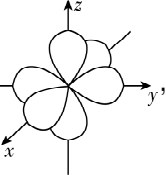
【解析】第 2 能层不存在 d 能级, A 错误; 基态原子的核外电子在能量相同的轨道上排布时, 尽可能分占不同的轨道,


$\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline 1s & 2s & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ 中电子排布违背了洪特规则, B 正确; He

的原子序数为 2, 最外层为 K 层, K 层有 2 个电子, 位于 0 族, 是 p 区元素, C 错误; 共价化合物中, 电负性大的成键元素表现为负价, D 错误。

3. B 考查点 电子排布图、核素表示、电子云轮廓图、离子结构示意图

【解析】原子符号左下角为质子数, 左上角为质量数, 质量数等于质子数与中子数之和, 中子数为 20 的 K 原子质量数是 39, 表示为 ${}^{39}_{19}K$, A 错误; p 能级电子云轮廓图形状是哑铃形, N 原子 2p 能

级电子云轮廓图为 , B 正确; 基态 Fe^{2+} 是基态 Fe

原子失去最外层的 2 个电子形成的, 其结构示意图为 ,

C 错误; 填入简并轨道的电子总是单独分占, 且自旋平行, 这样的

关键点

排布使原子能量最低、更稳定, 故基态 C 原子的电子排布图为

$\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline 1s & 2s & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$, D 错误。

4. B 考查点 电子排布式、原子轨道

【解析】氯元素的 2p 和 3p 轨道形状均呈哑铃形, A 错误; 氧元素的 1s、2s 能级的轨道数相同, 均为 1, B 正确; 基态碳原子的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^2$, L 层有成对电子, C 错误; 基态氯原子的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, 价层电子排布式为 $3s^2 3p^5$, D 错误。

5. A 考查点 元素在周期表中的位置判断、核素

【解析】Rb 位于元素周期表中第五周期第 I A 族, A 错误; 由于同位素的相对原子质量不同, 可用质谱法区分 ${}^{85}Rb$ 和 ${}^{87}Rb$, B 正

知识点

确; ${}^{85}Rb$ 和 ${}^{87}Rb$ 是质子数相同但中子数不同的两种核素, C 正确; ${}^{87}Rb$ 具有放射性, 则 ${}^{87}Rb$ 的化合物也具有放射性, D 正确。

6.D 考查点 ▶ 原子结构、核素、化学变化

【解析】中子是原子核的一部分，不带电荷，A 正确； ^3He 与 ^4He 为同位素，质子数相同、中子数不同，B 正确；钠钾合金是热的良导体，熔点低，可用作反应堆的导热剂，工作时呈液态，C 正确；放射性同位素转化为稳定同位素的过程中原子核发生变化，**易错点**

属于化学变化，D 错误。

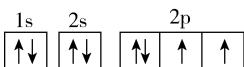
7.A 考查点 ▶ 中子数的计算、同位素

【解析】氦 (^3H) 的核内中子数为 2，氘 (^2H) 的核内中子数为 1，等物质的量的氦与氘的核内中子数之比为 2:1，A 正确；锶为第五周期第 II A 族元素，Ca 为第四周期第 II A 族元素，Sr 的原子半径大于 Ca，原子核对最外层电子吸引力： $\text{Sr} < \text{Ca}$ ，则 Sr^{2+} 得电子能力比 Ca^{2+} 弱，B 错误； $^{14}_6\text{C} \longrightarrow ^{14}_7\text{N} + ^0_{-1}\text{e}$ 属于核反应，不属于化学变化，C 错误；质子数相同、中子数不同的同一元素的不同原子互称为同位素，碳-14 和氮-14 不互为同位素，D 错误。

刷提分

1.D 考查点 ▶ 核素、同位素、轨道表示式、元素电负性

【解析】质子数相同、中子数不同的同种元素的不同原子互称为同位素， ^{40}Ca 、 ^{41}Ca 互为同位素，A 正确；O 原子核外有 8 个电子，电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^4$ ，基态氧原子的轨道表示式：



，B 正确；元素非金属性越强，电负性越大，同周期元素从左到右非金属性增强，同主族元素从上到下非金属性减弱，非金属性： $\text{O} > \text{P}$ ，电负性： $\text{O} > \text{P}$ ，C 正确；核素 $^{89}_{39}\text{Y}$ 中质

易错点

子数为 39，中子数为 $89 - 39 = 50$ ，质子数与中子数之差为 $50 - 39 = 11$ ，D 错误。

2.C 考查点 ▶ 构造原理与元素周期表、电子排布式、基态原子的电子排布的特殊性

【解析】 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ 中每个轨道上都充满，未成对电子数为 0，A 不符合题意； $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ 中 3d 轨道上有 5 个电子未成对，其他轨道都充满，未成对电子数为 5，B 不符合题意； $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ 中的 3d、4s 轨道上各有 5、1 个未成对电子，未成对电子数为 6，C 符合题意； $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ 中只有 4s 上有 1 个电子未成对，未成对电子数为 1，D 不符合题意。

刷有所得

判断未成对电子数的主要依据是洪特规则，电子在简并轨道上排布时，将尽可能分占不同的轨道，且自旋平行。当原子在某能级上所排布的电子数 a 小于或等于该能级所具有的轨道数 n 时，这些电子都是未成对的，未成对电子数为 a ；当原子在某能级上所排布的电子数 a 大于该能级所具有的轨道数 n 时，会优先在 n 个轨道中各排布 1 个电子，剩余的再分别填充轨道中剩余的位置，未被填充的轨道中存在未成对电子，未成对电子数为 $2n - a$ 。

3.B 突破点 ▶ 元素、核素与同位素，原子的基本构成，等离子体

【解析】由电子、阳离子和电中性粒子构成的整体上呈电中性的

关键点

物质聚集体叫等离子体，A 正确；氦-3 是 He 的一种同位素，原子中只有 2 个电子，B 错误； ^2H 和 ^3H 质子数相同，中子数不同，是同一元素的不同原子，互为同位素，C 正确；基态锂原子最高能级为 2s，电子云轮廓图为球形，D 正确。

4. A 考点 ▶ 原子结构、核素、第一电离能

【解析】根据同一周期元素从左往右第一电离能呈增大趋势，同

关键点

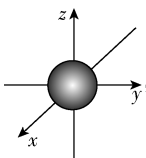
一主族元素从上往下第一电离能依次减小可知，元素的第一电离能： $\text{He} > \text{H} > \text{Li}$ ，A 错误；质谱法可以用来测量粒子的相对分子（或原子）质量，故可用质谱仪区分 ^1H 、 ^2H 和 ^3H ，B 正确；由题干信息可知， ^1H 、 ^2H 、 ^3H 中仅 ^3H 具有放射性， $^3\text{H}_2\text{O}$ 中含有 ^3H ，故具有放射性，C 正确； ^2H 、 ^3H 的质子数相同，核外电子数相同，化学性质基本相同，D 正确。

5. B 考点 ▶ 轨道表示式、氢键、电子式、电子云轮廓图

【解析】 H_2O_2 是共价化合物，电子式为 $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$ ，A 错误；固体 HF

分子间存在氢键，链状结构为 $\text{F}-\text{H}\cdots\text{F}-\text{H}\cdots\text{F}-\text{H}\cdots\text{F}-\text{H}$ ，B 正

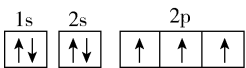
确；基态铍原子最高能级为 $2s$ ， s 轨道的电子云轮廓图为球形：



，C 错误；基态氮原子的轨道表示式写成



，违背了洪特规则，应该为



，D 错误。

6. B 突破点 ▶ 元素周期表结构分析、核外电子运动特征、电子排布式、电离能的概念及变化规律

【解析】Li 在灼烧时，电子吸收能量跃迁至高能级，不稳定，又跃

易错点

迁回较低能级，释放能量，形成发射光谱，A 正确；同周期元素，从左至右，第一电离能呈增大趋势，由于 N 的 $2p$ 轨道半充满，较稳定，第一电离能大于 O，第二周期第一电离能介于 Li 和 O 之间的元素有 Be、B、C 三种，B 错误；Fe 和 Co 都属于第 VIII 族元素，位于周期表中 d 区，C 正确；基态 P 原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ，核外电子占据 9 个原子轨道，有 9 种空间运动状态，D 正确。

刷有所得

原子核外电子的运动状态包括电子所在的能层、能级、轨道以及电子的自旋状态，每个电子的运动状态均不相同，故原子核外有多少个电子，就有多少种不同的运动状态。原子核外电子的空间运动状态只考虑电子所在的能层、能级、轨道，不考虑电子的自旋状态，故原子核外电子占据多少个轨道，就有多少种空间运动状态。

7. C 突破点 ▶ 催化过程分析

题图解读

由题图可知，该催化剂中 Y 与 Cu^{2+} 反应生成 X 与 Cu^+ ，铜元素化合价降低，则 $\text{Y} \rightarrow \text{X}$ 过程中 V 元素化合价升高，Y 处 V 元素为 +4 价，X 处 V 元素为 +5 价；在催化剂作用下发生的反应有 $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ 、 $8\text{NH}_3 + 6\text{NO}_2 \rightleftharpoons 7\text{N}_2 + 12\text{H}_2\text{O}$ 、 $4\text{NH}_3 + 6\text{NO} \rightleftharpoons 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ 。

【解析】由分析可知，X 处 V 元素为 +5 价，A 错误；基态铜原子的价层电子排布式为 $3d^{10} 4s^1$ ，最外层（即第四层）电子数为 1，B 错误；烟气中若含有 SO_2 ， SO_2 可能被氧化为硫酸，硫酸与氨气反应生成 NH_4HSO_4 堵塞催化剂孔道，C 正确；涉及的短周期元素的基态原子中，氧的未成对电子数为 2，氮的未成对电子数为 3，则未

成对电子数最多的不是氧,D 错误。

第2节 元素周期律与元素周期表

刷基础

1. A 考查点 ▶ 电离能的概念及变化规律、电子排布式

【解析】由表格可知, I_3 出现了突跃,故 R 的最外层有 2 个电子,s 轨道电子全满,第一电离能大于同周期相邻元素,最高正价为 +2 价,R 元素位于元素周期表中第 II A 族,无法确定 R 元素在第几周期,无法确定电子排布式,故选 A。

2. B 考查点 ▶ 同周期元素性质递变规律理解及应用、微粒半径大小的比较方法、电离能的概念及变化规律

【解析】 H_2O 中 O 原子的价层电子对数为 $2 + \frac{6-1 \times 2}{2} = 4$,采取 sp^3

杂化, NH_3 中 N 原子的价层电子对数为 $3 + \frac{5-1 \times 3}{2} = 4$,采取 sp^3 杂

化,水中 O 含有 2 个孤电子对,对成键电子对斥力更大,故键角:

$H_2O < NH_3$, A 错误;同周期主族元素随原子序数增大第一电离能

呈增大趋势,但第 II A 族、第 V A 族元素第一电离能大于同周期相邻元素,第一电离能: $I_1(Al) < I_1(Mg) < I_1(S)$, B 正确;同周期主

族元素自左而右金属性减弱,金属性: $Mg > Al$,金属性越强,则最

高价氧化物的水化物碱性越强,碱性: $Mg(OH)_2 > Al(OH)_3$, C 错

误;电子层数越多的离子半径越大,电子层数相同、核电荷数越

大的离子半径越小,则离子半径: $r(S^{2-}) > r(Cl^-) > r(Mg^{2+}) >$

$r(Al^{3+})$, D 错误。

刷有所得

“三看”比较粒子半径大小

(1) “一看”电子层数:当电子层数不同时,一般电子层数越多,半径越大。

例如,原子半径: $r(Li) < r(Na) < r(K) < r(Rb) < r(Cs)$;

离子半径: $r(O^{2-}) < r(S^{2-}) < r(Se^{2-}) < r(Te^{2-})$ 。

(2) “二看”核电荷数:当电子层数相同时,核电荷数越大,半径越小。

例如,原子半径: $r(Na) > r(Mg) > r(Al) > r(Si) > r(P) > r(S) > r(Cl)$;

离子半径: $r(O^{2-}) > r(F^-) > r(Na^+) > r(Mg^{2+}) > r(Al^{3+})$ 。

(3) “三看”核外电子数:当电子层数和核电荷数均相同时,核外电子数越多,半径越大。

例如,半径: $r(Cl^-) > r(Cl)$;半径: $r(Fe^{2+}) > r(Fe^{3+})$ 。

3. D 考查点 ▶ 元素周期律

【解析】 Al^{3+} 与 N^{3-} 具有相同的核外电子排布,Al 的核电荷数大于 N 的核电荷数,所以离子半径: $r(Al^{3+}) < r(N^{3-})$, A 错误;同周期

主族元素从左到右电负性依次增大,所以电负性: $\chi(N) < \chi(O)$,

B 错误;同主族元素从上到下第一电离能依次减小,所以第一电

离能: $I_1(S) < I_1(O)$, C 错误; H_2O 和 NH_3 分子间均有氢键,但

H_2O 分子间氢键较多,沸点较高,因此沸点: $H_2O > NH_3$, D 正确。

4. D 考查点 ▶ 电离能与电负性的变化规律、氢键对物质性质的影响

【解析】短周期元素中,只有 S、O 同主族且原子序数成 2 倍关系,故 Y 为 O, Z 为 S, X 为 N, W 为 Cl。由于 N 原子 2p 轨道处于半充

关键点

满的稳定状态,因此其第一电离能大于同一周期相邻的 O 元素,

即元素第一电离能: $\chi(N) > \chi(O)$, A 正确;Y、Z 对应的简单氢化

物分别为 H_2O 、 H_2S , H_2O 分子间形成氢键使其沸点升高,故简单

氢化物的沸点: $Y > Z$, B 正确;同一周期主族元素,原子序数越大,

其电负性就越大,元素的非金属性: $W(Cl) > Z(S)$,所以元素电负性: $W(Cl) > Z(S)$,C 正确; WY_2 和 ZY_2 分别为 ClO_2 和 SO_2 , ClO_2 能够漂白是因为其具有强氧化性, SO_2 漂白不发生氧化还原反应,漂白原理不同,D 错误。

关键点

5.D 考查点 ▶ 原子核外电子排布、原子半径、第一电离能

题眼透视

$W、X、Y、Z$ 是原子序数依次增大的主族元素,在前三周期均有分布,则 W 为 H 元素;基态 X 原子有四种不同空间运动状态的电子,则 X 为 C 元素; Y 为地壳中含量最多的元素,其简单离子与 Z 的简单离子具有相同电子数,工业上常通过电解 Z 的氧化物制取其单质,则 Y 为 O 元素、 Z 为 Al 元素。

【解析】元素的非金属性越强,电负性越大,故电负性: $O > C > Al$,A 正确; H_2O 分子间存在氢键,其沸点高于甲烷,B 正确;一般而言,原子的电子层数越多,原子半径越大,电子层数相同时,核电荷数越大,半径越小,则原子半径: $C > O > H$,C 正确;同周期元素,从左到右,第一电离能呈增大趋势,第 $IIA、VA$ 族元素的第一电

易错点

离能大于同周期相邻元素,故与 Al 同周期且第一电离能小于 Al 的元素只有 Na ,D 错误。

6.B 考查点 ▶ 元素推断与元素周期律

题眼透视

Y 的一种核素常用于测定文物年代,则 Y 为 C 元素;基态 Z 原子的最外层电子数是次外层电子数的 $\frac{1}{4}$,则次外层电子数为 8,最外层电子数为 2, Z 为 Mg 元素; $X、Y、Z、W$ 是原子半径依次增大的短周期主族元素, X 元素与其他元素不在同一周期,则 X 为 H 元素, W 为 Na 元素。

【解析】钠与水反应生成氢气和氢氧化钠,A 正确; $Z、W$ 所在周期是第三周期,同周期元素从左到右金属性依次减弱,最高价氧化

关键点

物对应水化物的碱性减弱,故碱性: $NaOH > Mg(OH)_2$,B 错误; C 与 H 可以形成多种烃,沸点可能高于水,C 正确; $H_2、C、Mg、Na$ 均可以在空气中燃烧,D 正确。

7.B 考查点 ▶ 物质结构与元素推断

题眼透视

$W、X、Y、Z$ 均为主族元素,且原子序数依次增大, Y 原子能形成 6 个共价键,最外层电子数为 6,为第 VIA 族元素。 $X、Y$ 的价电子数相等,为同主族元素,则 $X、Y$ 分别为 $O、S$ 元素; Z 的基态原子核外电子的空间运动状态共 10 种,即电子所占据的轨道数目为 10,应包含 $1s$ 的 1 个轨道、 $2s$ 的 1 个轨道、 $2p$ 的 3 个轨道、 $3s$ 的 1 个轨道、 $3p$ 的 3 个轨道、 $4s$ 的 1 个轨道,且形成的是 +1 价的离子,可知 Z 最外层电子数为 1,为 K 元素; W 只能形成 1 个共价键,且原子序数比 O 小,可知 W 为 H 元素。

【解析】 SO_3 的中心原子 S 原子的价层电子对数为 $3 + \frac{6-2 \times 3}{2} = 3$,

不含孤电子对, SO_3 为平面三角形,键角为 120° , SO_3^{2-} 的中心原

子 S 原子的价层电子对数为 $3 + \frac{6+2-2 \times 3}{2} = 4$,含有 1 个孤电子

对,为三角锥形,键角小于 120° ,因此键角: $SO_3 > SO_3^{2-}$,A 正确;

W_2X 为 H_2O , W_2Y 为 H_2S ,元素的非金属性越强,其简单氢化物稳定性越强,氧元素非金属性强于硫元素,分子的稳定性: $H_2O > H_2S$,B 错误;电子层数越多,离子半径越大,电子层数相同时,核

电荷数越大,离子半径越小,简单离子半径: $O^{2-} < K^{+} < S^{2-}$,C 正确;题述四种元素形成的化合物中一定含有 K^{+} ,剩余的非金属元素之间一定会形成共价键,可知题述四种元素形成的化合物一定是含有共价键的离子化合物,如 $KHSO_3$,D 正确。

8. A 考点 ▶ 元素周期律、电负性、非金属性强弱比较、原子结构

题眼透视

W、X、Y、Z 是原子序数依次增大的短周期主族元素,Y 的 s 轨道电子总数与 p 轨道电子数相同,结合图示结构式可知,Y 形成 2 个共用电子对,则说明 Y 最外层有 6 个电子,推知 Y 为 O 元素;W 形成 4 个共用电子对,则推知 W 为 C 元素,X 形成三个共用电子对,则 X 为 N 元素,Z 形成 1 个共用电子对,且与 Y 不同周期,则说明 Z 为 Cl 元素。

【解析】同一周期主族元素,从左往右,电负性逐渐增大,电负性: $O(Y) > C(W)$,A 错误;C 和 O 元素能形成多种化合物,如 CO、 CO_2 ,B 正确;元素非金属性越强,简单氢化物越稳定,非金属性: $N(X) < O(Y)$,简单氢化物的稳定性: $NH_3 < H_2O$,C 正确;该物质分子中 C、N、O、Cl 四种元素原子最外层都有 4 个电子对,满足 8 电子结构,D 正确。

刷 提分

1. B 考点 ▶ 极性分子和非极性分子、电离能变化规律、根据物质结构进行元素种类推断、元素非金属性强弱的比较方法

题图解读

由题图可知,化合物中 X、Y、Z、W 形成共价键的数目分别为 4、3、2、1,同一短周期元素 X、Y、Z、W 的原子序数依次增大,其中 X 被认为是目前形成化合物种类最多的元素,则 X 为 C 元素、Y 为 N 元素、Z 为 O 元素、W 为 F 元素。

【解析】同一周期元素从左到右,第一电离能呈增大的趋势,但 N 的价电子排布式为 $2s^2 2p^3$,p 轨道半充满,较稳定,因此第一电离能大小为 $N > O > C$,A 错误;同一周期元素从左到右,简单氢化物的稳定性逐渐增强,因此稳定性: $NH_3 < H_2O < HF$,B 正确;X 与 Z 形成的二元化合物可为 CO,而 CO 为极性分子,C 错误;

易错点

基态 O 原子的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^4$,其核外电子空间运动状态与核外电子填充原子轨道的数目相等,有 5 种,D 错误。

刷有所得

元素第一电离能的变化规律

①同周期:第一种元素的第一电离能最小,最后一种元素的第一电离能最大,同周期元素从左向右,元素的第一电离能并不是逐渐增大的,当元素的核外电子排布是全空、半充满或全充满状态时,第一电离能就会反常的大。第 II A 族元素的 I_1 大于第 III A 族元素;第 V A 族元素的 I_1 大于第 VI A 族元素。如第一电离能: $Be > B$ 、 $N > O$,这与原子的价层电子排布有着密切关系:Be 的价层电子排布式是 $2s^2$,2p 轨道为全空结构,比较稳定,难失电子,而 B 的价层电子排布式为 $2s^2 2p^1$,没有 Be 稳定,因此 B 失去第一个电子比 Be 容易,第一电离能小。

②同主族元素:从上至下第一电离能逐渐减小。

③过渡元素:第一电离能变化不太具有规律,同一周期,从左至右,第一电离能整体上呈增大趋势。

④同种原子:逐级电离能越来越大(即 $I_1 < I_2 < I_3 \cdots$,并且会发生一个突变。如果 $I_{n+1} \gg I_n$,对主族元素而言,最外层有 n 个电子。

2. C 考点 ▶ 依据物质结构与成键特点推断元素

题眼透视

M、W、X、Y、Z 是 5 种原子序数依次增大的短周期非金属元素, Z 为地壳中含量最多的元素, 则 Z 为 O 元素; 基态 Y 原子 p 轨道上的电子处于半充满状态, 则 Y 为 N 元素; 阳离子中 M 形成 1 个共价键, 则 M 为 H 元素; X 形成 4 个共价键, 则 X 为 C 元素; -1 价阴离子中 W 得到一个电子后形成 4 个共价键, 则 W 为 B 元素。

【解析】由题眼透视知, M 为 H 元素, W 为 B 元素, X 为 C 元素, Y 为 N 元素, Z 为 O 元素, 核外电子排布相同时, 核电荷数越大, 离子半径越小, 故简单离子半径: $Y > Z$, A 错误; C 元素有气态、液态、固态等不同状态的氢化物, 故 C 元素的氢化物沸点不一定比 N 元素的氢化物沸点低, B 错误; 同一周期元素从左到右, 第一电离能呈增大趋势, 但是由于 N 原子的 2p 轨道处于半充满的稳定状态, 其第一电离能大于 O, C 正确; B 的最高价氧化物对应水化物为 H_3BO_3 , 属于弱酸, D 错误。



(2) IA s

(3) Cr、Cu

(4) $F > N > O > C$



(6) $HF > HBr > HCl$ HF、HCl、HBr 均是由分子构成的物质, 随着相对分子质量增大, 范德华力增强, 沸点升高, 但 HF 能形成分子间氢键, 使其沸点反常高

突破点 ▶ 氢键对物质性质的影响、电离能的变化规律

【解析】根据元素在周期表中的位置知, a、b、c、d、e、g、h、i、j、k 分别是 H、C、N、O、F、Al、Si、Cl、K、Br 元素, 以此解答。

(1) 由图可知, 该元素的 I_4 远大于 I_3 , 故为第 IIIA 族元素, 应为

关键点

Al, Al 的价层电子轨道表示式为 $3s$ $3p$

$\uparrow\downarrow$	\uparrow		
----------------------	------------	--	--

(2) j 为 K 元素, 位于元素周期表中第四周期第 IA 族; 其属于 s 区元素;

(3) X 区域元素中基态原子 4s 轨道中电子数为 1 的价电子排布式为 $3d^5 4s^1$ 和 $3d^{10} 4s^1$, 其元素符号为 Cr、Cu;

(4) 同周期元素从左到右, 第一电离能呈增大趋势, 但是由于 N 的 2p 能级为半满结构, 第一电离能大于同周期与之相邻元素, 故 b、c、d、e 四种元素的第一电离能由大到小的顺序为 $F > N > O > C$;

(5) H、N、Cl 形成的既有离子键又有共价键的化合物为 NH_4Cl ,

其电子式为 $[H:\overset{H}{\underset{H}{\text{N}}}:H]^+ [:\ddot{\text{Cl}}:]^-$; 铵根离子中心原子的价层电子对数为 4, 无孤电子对, VSEPR 模型为正四面体形;

(6) 元素 e、i、k 形成的简单氢化物分别为 HF、HCl、HBr, 均是由分子构成的物质, 随着相对分子质量增大, 范德华力增强, 沸点升高, 但 HF 能形成分子间氢键, 使其沸点反常高, 则沸点由高到低的顺序为 $HF > HBr > HCl$ 。

刷有所得

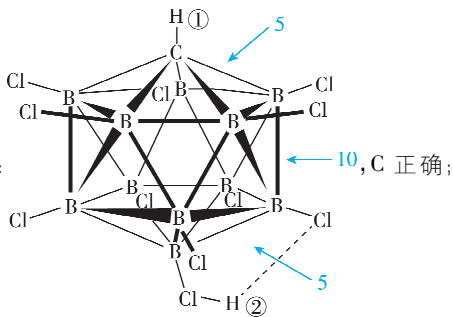
范德华力、氢键与共价键的比较

	范德华力	氢键	共价键
作用粒子	分子或原子(稀有气体)	氢、氟、氮、氧原子(分子内、分子间)	原子
特征	无方向性、无饱和性	有方向性、有饱和性	有方向性、有饱和性
强度比较	共价键>氢键>范德华力		
影响强度的因素	①随着分子极性和相对分子质量的增大而增大 ②组成和结构相似的物质,相对分子质量越大,范德华力越大	对于 $A-H \cdots B$, $A、B$ 的电负性越大, B 原子的半径越小,氢键键能越大	成键原子半径越小,键长越短,键能越大,共价键越稳定
对物质性质的影响	①影响物质的熔沸点、溶解度等物理性质 ②组成和结构相似的物质,随相对分子质量的增大,物质的熔沸点升高	分子间氢键的存在,使物质的熔沸点升高,在水中的溶解度增大	①影响分子的稳定性 ②共价键键能越大,分子稳定性越强

4. C 创新点 情境创新:碳硼烷酸的结构分析

【解析】无机物 M 中所有 Cl 原子取代成 Br 原子得到相同结构的无机物 N ,则相对分子质量: $N > M$,因此无机物 N 的沸点高于无机物 M , A 错误;碳硼烷酸的组成元素中, H 元素位于 s 区, $C、B、Cl$ 元素位于 p 区, B 错误;根据结构图可知,每层的 B 原子形成五边形,则该结构

共有 20 个面,如图:



②号氢需要克服 $Cl-H$ 和 $Cl \cdots H$ 之间的作用力,①号氢需要克

易错点

服 $C-H$ 共价键,克服 $C-H$ 共价键更为困难,因此②号氢具有强酸性, D 错误。

全章真题训练

刷真题

刷小題

1. A 命题点 元素周期表

【解析】 O 位于元素周期表第二周期, A 正确; P 位于元素周期表第三周期, B 错误; Ca 位于元素周期表第四周期, C 错误; Fe 位于元素周期表第四周期, D 错误。

2. C 命题点 化学用语,涉及核外电子排布式、同位素、原子结构示意图等

【解析】 1_0n 表示一个中子, A 错误; 6_3Li 的基态原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^1$, B 错误;质子数相同而中子数不同的同一元素的不

同原子互称为同位素， ${}^3_1\text{H}$ 与 ${}^2_1\text{H}$ 质子数相同、中子数不同，二者互为同位素，C 正确； ${}^4_2\text{He}$ 原子核外只有 2 个电子，原子结构示意图为 $\left(+2\right)2$ ，D 错误。

3. A 命题点 ▶ 原子结构、半衰期

【解析】 ${}^{41}_{20}\text{Ca}$ 的质量数为 41，质子数为 20，中子数为 $41-20=21$ ，A 正确； ${}^{41}_{20}\text{Ca}$ 的半衰期长短与得失电子能力无关，放射性元素原子核发生衰变所需的时间由原子核自身决定，B 错误；由题意可知， ${}^{41}_{20}\text{Ca}$ 衰变一半所需的时间是 ${}^{14}_6\text{C}$ 衰变一半所需时间的 17 倍，C 错误；从 Ca 原子束流中直接俘获 ${}^{41}_{20}\text{Ca}$ 原子的过程中无新物质产生，不属于化学变化，D 错误。

4. A 命题点 ▶ 通过比较氟元素、氯元素的电负性解释相关物质的化学性质

【解析】F 的原子半径小于 Cl，两个 F 原子在形成共价键时，两个原子核之间的距离小，排斥力大，则 F—F 键的键能小于 Cl—Cl 键的键能，A 符合题意；F 的电负性大于 Cl，F—C 键的极性大于 Cl—C 键，导致 CF_3COOH 中—OH 的极性更大，更容易电离出 H^+ ，故三氟乙酸的 K_a 大于三氯乙酸的 K_a ，B 不符合题意；F 的电负性大于 Cl，H—F 键的极性大于 H—Cl 键，故氟化氢分子的极性强于氯化氢，C 不符合题意；F 的电负性很大，使 HF 分子间形成氢键，导致气态 HF 中存在 $(\text{HF})_2$ ，而 Cl 的电负性不足以形成氢键，气态 HCl 中只有 HCl 分子，D 不符合题意。

5. C 命题点 ▶ 元素周期律，涉及第一电离能、化学键的极性、最高价氧化物对应水化物的碱性、离子键百分数

【解析】同一周期从左到右元素的第一电离能呈增大趋势，第 II A 族与第 V A 族元素的第一电离能大于同周期相邻元素，同

易错点

一主族从上到下元素的第一电离能逐渐减小，故第一电离能： $\text{N} > \text{O} > \text{S}$ ，A 正确；已知同周期主族元素从左到右电负性依次增大，故电负性： $\text{Si} < \text{P} < \text{Cl}$ ，电负性差值越大，键的极性越大，故化合物中键的极性： $\text{SiCl}_4 > \text{PCl}_3$ ，B 正确；同一主族元素从上到下金属性依次增强，其最高价氧化物对应水化物的碱性依次增强，故碱性： $\text{LiOH} < \text{KOH}$ ，C 错误；因电负性： $\text{Mg} < \text{Al} < \text{O}$ ，故 Mg 与 O 的电负性差值大于 Al 与 O 的电负性差值，电负性差值越大，离子键百分

关键点

数越大，故化合物中离子键百分数： $\text{MgO} > \text{Al}_2\text{O}_3$ ，D 正确。

6. C 命题点 ▶ 元素推断与元素周期律

思路分析

侯氏制碱法主反应的化学方程式为 $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaHCO}_3 \downarrow$ ，则可推出 W、X、Y、Z、Q、R 分别为 H 元素、C 元素、N 元素、O 元素、Na 元素、Cl 元素。

【解析】一般原子的电子层数越多半径越大，电子层数相同时，核电荷数越大，半径越小，则原子半径： $\text{H} < \text{N} < \text{C}$ ，A 错误；同周期从左到右元素第一电离能呈增大趋势，第 V A 族元素第一电离能

易错点

反常，大于第 VI A 族元素，则第一电离能： $\text{N} > \text{O} > \text{C}$ ，B 错误； O_2 、 Cl_2 为分子晶体，相对分子质量越大，沸点越高，二者在常温下均为气体，Na 在常温下为固体，则沸点： $\text{O}_2 < \text{Cl}_2 < \text{Na}$ ，C 正确；元素非金属性越强，电负性越大，非金属性： $\text{Na} < \text{H} < \text{Cl}$ ，则电负性： $\text{Na} < \text{H} < \text{Cl}$ ，D 错误。

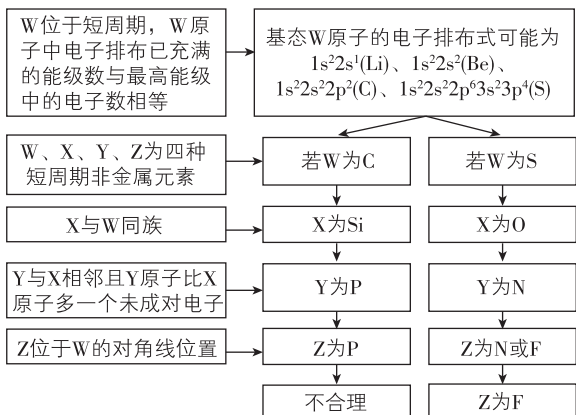
7. A 命题点 ▶ 原子结构、第一电离能和电负性的变化规律等

【解析】同周期主族元素，从左到右电负性逐渐增大，A 正确；基态 Mn 原子的价层电子排布式为 $3d^5 4s^2$ ，是第 VII B 族元素，属于 d 区元素，基态 Cu 原子的价层电子排布式为 $3d^{10} 4s^1$ ，是第 I B 族

元素,属于 ds 区元素, B 错误;同周期主族元素从左到右,第一电离能呈增大趋势,由于 Al 的价电子排布式为 $3s^23p^1$,而 Mg 的价电子排布式为 $3s^2$, s 能级处于全充满的稳定状态,因此 Al 的第一电离能要比 Mg 的稍低一些, C 错误;根据洪特规则,电子应优先以自旋平行的方式单独分占同一能级的不同轨道,基态 Mg 原子的价电子排布式为 $3s^2$,无单电子,基态 Mn 原子的价电子排布式为 $3d^54s^2$,有 5 个单电子, D 错误。

8. A 命题点 ▶ 元素推断与元素周期律,涉及第二电离能、原子半径、沸点、电负性的比较等

思路分析



【解析】基态 $X(O)$ 原子失去一个电子后电子排布式为 $1s^22s^22p^3$,基态 $Y(N)$ 原子失去一个电子后电子排布式为 $1s^22s^22p^2$,基态 O 原子失去一个电子后为半充满的稳定结构,则第二电离能: $O > N$,即 $X > Y$, A 错误;同主族元素从上到下,原子半径逐渐增大,则原子半径: $O < S$,同周期主族元素从左到右,原子半径逐渐减小,则原子半径: $F < O$,故原子半径: $F < S$,即 $Z < W$, B 正确; Y 的单质为 N_2 , Z 的单质为 F_2 ,二者均为分子晶体,一般来

关键点

说,相对分子质量越大,沸点越高,则单质沸点: $N_2 < F_2$,即 $Y < Z$, C 正确;同主族元素从上到下,元素的电负性逐渐变小,则电负性: $S < O$,即 $W < X$, D 正确。

9. A 命题点 ▶ 元素推断与元素周期律

思路分析

已知组成化合物 XYZ_4ME_4 的 5 种元素位于主族,在每个短周期均有分布,其中 E 在地壳中含量最多, E 为 O ; X 与 M 同周期,且 X 的基态原子价层电子排布式为 ns^{n-1} ,因为 5 种元素在每个短周期均有分布且仅 Y 和 M 同族,可知 X 不为第 IA 族元素,则 $n \neq 2$,只能 $n = 3$, X 为 Mg ; Y 的基态原子价层 p 轨道半充满,则最外层电子排布可能是

关键点

$2s^22p^3$ 或 $3s^23p^3$,则 Y 为 N 或 P ,因为 Y 和 M 同族, X 与 M 同周期,则 Y 为 N 、 M 为 P ; 5 种元素在三个短周期均有分布,则 Z 为 H ,故 Z 、 Y 、 E 、 X 、 M 分别为 H 、 N 、 O 、 Mg 、 P 。

【解析】一般同一周期从左到右元素电负性递增,同一主族自上而下元素电负性递减, NH_3 中 H 显正价, N 显负价,电负性: $N > H$,故元素电负性: $E(O) > Y(N) > Z(H)$, A 正确; M 、 Y 、 E 对应的简单氢化物 PH_3 、 NH_3 、 H_2O 均属于分子晶体, H_2O 、 NH_3 分子之间均能形成氢键,沸点高于 PH_3 ,且未说明是简单氢化物,还有其他可能, B 错误; $Y(N)$ 基态原子的 $2p$ 轨道半充满,相对稳定,其第一电离能大于同周期相邻元素,第一电离能: $Y(N) > E(O)$, C 错误; YZ_3 和 YE_3^- 分别是 NH_3 和 NO_3^- , NH_3 的中心原子 N 上的

孤电子对数为 $\frac{5-3}{2}=1$, 则价层电子对数是 4, 故 NH_3 的空间结构为三角锥形, NO_3^- 的中心原子 N 上的孤电子对数为 $\frac{5+1-3 \times 2}{2}=0$, 则价层电子对数是 3, 故 NO_3^- 的空间结构为平面三角形, D 错误。

10. D 命题点 元素推断与元素周期律, 涉及电负性、杂化类型、未成对电子数、第一电离能

思路分析

已知 W、X、Y、Z 是原子序数依次增大的短周期元素, X 与 Z 同主族。在题给化合物结构中, X、Z 原子均形成 2 个共价键, 则 X、Z 均为第 VIA 族元素, 所以 X 为 O, Z 为 S; Y 原子形成 5 个共价键, 则 Y 为第 VA 族元素, 原子序数: $\text{O} < \text{Y} < \text{S}$, 可知 Y 为 P; W 原子形成 1 个共价键, 原子序数: $\text{W} < \text{O}$, 可知 W 为 H。

【解析】同主族元素从上到下, 电负性逐渐减弱, 同周期元素从左到右, 电负性逐渐增强, 因此元素电负性: $\text{O} > \text{S} > \text{P}$, A 正确; 该物质中, P 原子形成 3 个单键和 1 个双键, 成键电子对数为 4, 孤电子对数为 0, P 原子杂化方式为 sp^3 , S 原子形成 2 个单键, 成键电子对数为 2, 孤电子对数为 2, 杂化方式也为 sp^3 , B 正确; 根据电子排布的一般规律, 基态 H、O、P 原子的未成对电子数依次为 1、2、3, 则基态原子未成对电子数: $\text{H} < \text{O} < \text{P}$, C 正确; 同主族元素从上到下第一电离能减小, 同周期元素从左到右第一电离能呈增大趋势, 但第 VA 族元素的 np 轨道处于半充满的稳定状态, 其第一电离能大于同周期第 VIA 族元素的第一电离能, 即基态原子的第一电离能: $\text{O} > \text{S}$ 、 $\text{P} > \text{S}$, D 错误。

易错点

定状态, 其第一电离能大于同周期第 VIA 族元素的第一电离能, 即基态原子的第一电离能: $\text{O} > \text{S}$ 、 $\text{P} > \text{S}$, D 错误。

11. D 命题点 元素推断, 涉及沸点、非金属性、第一电离能、空间结构等

思路分析

Y 形成 5 个共价键, Z 形成 3 个共价键, 且 Z 和 Y 同主族, 原子序数: $\text{Z} < \text{Y}$, 则 Z 为 N 元素, Y 为 P 元素; X 形成 2 个共价键, 且原子序数介于 Z、Y 之间, 则 X 为 O 元素; W 形成 4 个共价键, 且原子序数小于 Z, 则 W 为 C 元素; R 形成 1 个共价键, 且原子序数小于 W, 则 R 为 H 元素。

【解析】 NH_3 与 PH_3 为同主族元素形成的简单氢化物, 结构相似, 同为分子晶体, 由于 NH_3 分子间存在氢键, 所以其沸点高于 PH_3 , A 错误; 元素的非金属性越强, 其最高价氧化物的水化物的酸性越强, 同周期主族元素从左到右非金属性逐渐增强, 则非金属性: $\text{N} > \text{C}$, 所以最高价氧化物的水化物的酸性: $\text{HNO}_3 > \text{H}_2\text{CO}_3$, B 错误; 同周期主族元素第一电离能从左往右呈增大的趋势, 但是 N 的 $2p$ 轨道为半充满状态, 比较稳定, 不易失去电子, 所以其第一电离能大于同周期相邻元素, 则第一电离能: $\text{N} > \text{O} > \text{C}$, C 错误; NO_3^- 的中心原子 N 的价层电子对数为 $3 + \frac{5+1-3 \times 2}{2} = 3$, CO_3^{2-} 的中心原子 C 的价层电子对数为 $3 + \frac{4+2-3 \times 2}{2} = 3$, 二者均不含孤电子对, 空间结构均为平面三角形, D 正确。

12. A 命题点 元素推断与元素周期律, 涉及原子半径、非金属性等

思路分析

信息	分析	结论
R 中电子只有一种自旋取向	R 原子核外只有一个电子	R 为 H
X 的核外电子数等于 Y 的最高能级电子数, X、Y、Z 处于同一周期, 均为短周期元素	s 能级最多容纳 2 个 e^- , p 能级最多容纳 6 个 e^- , 因此 X 核外电子数 ≤ 6	X、Y、Z 均为第二周期元素
Y 形成 1 个共价键	Y 为第二周期第 VIIA 族元素; Y 的最高能级电子数为 5, 则 X 的核外电子数为 5	Y 为 F X 为 B
X 的核外电子数等于 Z 的最外层电子数	Z 最外层电子数为 5 且为第二周期元素	Z 为 N

【解析】同周期主族元素从左向右, 原子半径逐渐变小, 原子半径: $N < B$, A 正确; 同周期主族元素从左向右, 非金属性逐渐增强, 非金属性: $F > N$, B 错误; 常温下 B 为固体, F_2 为气体, 单质的沸点: $B > F$, C 错误; 除 F 和 O 以外, 主族元素最高正化合价等于其族序数, 最高正化合价: $B(+3) > H(+1)$, D 错误。

13. D 命题点 元素推断与元素周期律, 涉及电负性、核外电子排布等

思路分析

第一步, 文字分析:

X、Y 的价层电子数相等 \rightarrow X、Y 为同主族元素;

Z 的价层电子所在能层有 16 个轨道 \rightarrow Z 的价层电子位于 N 层 \rightarrow Z 处于第四周期。

第二步, 结构分析:

W 形成 1 个共价键, X 形成 2 个共价键, Y 形成 6 个共价

关键点

键, X、Y 同主族 \rightarrow X 为 O、Y 为 S;

结合题中信息 W、X、Y、Z 原子序数递增 \rightarrow W 为 H;

Z 为第四周期主族元素, 且能形成带 1 个正电荷的阳离子 \rightarrow Z 为 K。

【解析】W、Y 两元素形成的 H_2S 中, H 元素显 +1 价、S 元素显 -2 价, 所以电负性: $H < S$, A 错误; H_2SO_3 为弱酸, H_2SO_4 为强酸, 酸性: $H_2SO_3 < H_2SO_4$, B 错误; 基态 H 原子的价层电子排布式为 $1s^1$, 基态 O 原子的价层电子排布式为 $2s^2 2p^4$, 未成对电子数分别是 1 和 2, 所以基态原子的未成对电子数: $H < O$, C 错误; K 的氧化物溶于水得到 KOH 溶液, 呈碱性, S 的氧化物溶于水得到 H_2SO_3 或 H_2SO_4 溶液, 两溶液均呈酸性, 所以氧化物溶于水所得溶液 pH: $K > S$, D 正确。

刷大题

14. (1) AD

(2) 4 VII B Cr

(3) $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \square
5s 5p

(4) $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow
3d

命题点 原子结构分析、元素周期律

【解析】(1) 基态 P 原子价电子排布式为 $3s^2 3p^3$, 根据洪特规则, 3p 轨道上的 3 个电子自旋方向相同, A 正确; 基态 As 原子价电子排布式为 $4s^2 4p^3$, 基态 As^{3+} 的价电子排布式为 $4s^2$, 最外层电子数为 2, B 错误; P^{3+} 比 P^{5+} 多一个电子层, 所以 P^{3+} 的半径大于 P^{5+}

易错点

的半径, C 错误; 基态 P 原子的电子排布式为 $[Ne] 3s^2 3p^3$, 故电

子排布为 $[\text{Ne}]3s^13p^4$ 的 P 原子中 3s 轨道上的 1 个电子跃迁到 3p 轨道,处于激发态,D 正确。

(2) Mn 为 25 号元素,位于元素周期表中第 4 周期 VII B 族,基态

Mn 原子的价电子轨道表示式为 $\begin{array}{c} 3d \qquad \qquad 4s \\ \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$, 含有 5 个未成对电子,第 4 周期元素中只有 Cr 的基态原子未成对电子数比 Mn 多,含有 6 个未成对电子。

(3) Sn 位于元素周期表的第 5 周期第 IV A 族,基态 Sn 原子的最外层电子排布式为 $5s^25p^2$,则 Sn 的基态原子最外层轨道表示式

为 $\begin{array}{c} 5s \qquad \qquad 5p \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{} \end{array}$ 。

(4) Fe 原子核外有 26 个电子,所以基态 Fe 原子核外电子排布式为 $[\text{Ar}]3d^64s^2$,则基态 Fe^{2+} 核外电子排布式为 $[\text{Ar}]3d^6$,所以

基态 Fe^{2+} 的 3d 电子轨道表示式为 $\begin{array}{c} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \\ 3d \end{array}$