

引言

课标展示

1. 了解人类探索物质结构的过程。
2. 了解研究物质结构、揭示物质结构与性能的关系,对于提高人类的生活和化学科学发展的意义。
3. 培养学生运用辩证唯物主义观点认识物质运动规律的能力。

思考导学

1. 对原子的认识,原子结构模型的演变过程

道尔顿原子模型→汤姆生原子模型→卢瑟福原子模型→玻尔原子模型→电子云模型。由于道尔顿最早提出了原子论,合理解释了当时的一些化学现象和规律,给化学奠定了唯物主义理论基石,所以道尔顿被誉为近代化学之父。从原子结构模型的演变过程可以看出,人类对原子结构的认识过程是逐步深入的。随着现代科学技术的发展,科学家已能利用电子显微镜和扫描隧道显微镜来拍摄表示原子图像的照片,并且能在晶体硅表面上用探针对硅原子进行“搬迁”,我们现在所学习的科学理论,还会随着人类对客观事物的认识而不断地深入和发展。

2. 道尔顿原子论的主要内容有三点

(1) 一切物质都是由不可见的,不可再分割的原子组成,原子不能自生自灭。

(2) 同种类的原子在质量、形状和性质上都完全相同,不同种类的原子则不同。

(3) 每一种物质都是由它自己的原子组成的。单质是由简单原子组成的,化合物是由复杂原子组成的,而复杂原子又是由为数不多的简单原子所组成。复杂原子的质量等于组成它的简单原子的质量总和。

3. 结构决定性质

有的分子组成相同,却有不同性质。例如, C_2H_6O 有两种不同的结构——乙醇(CH_3CH_2OH)

和二甲醚(H_3COCH_3),前者与水互溶而后者不能。像乙醇和二甲醚这样的组成相同而结构不同的物质被称为同分异构体。同分异构体的存在说明,物质的结构也是决定物质性质的重要因素。

4. 研究物质结构的意义

化学科学发展在化学合成技术上所取得的巨大成就,使化学家能合成或从自然界分离出更多的新物质,以满足人类的需要。

整合提升

物质的组成与结构决定了物质的性质与变化;物质性质的改变是物质的组成与结构发生了变化的结果。

应用点拨

【例1】 有关元素周期表的叙述正确的是 ()

- A. 元素周期表是由苏联化学家门捷列夫初绘
- B. 门捷列夫是在梦中想到的周期表
- C. 最初元素周期表是按原子内质子数由少到多排的
- D. 初排元素周期表时共有元素 92 种

点拨 :A 是错误的,元素周期表由门捷列夫排列,他是俄国人 ;C 是错误的,初排元素周期表是按原子量由小到大排列的 ;D 是错误的,初排元素周期表时共有元素 63 种 ;B 正确,多日研究导致了梦中的图像。

答案 :B

【例2】 已知短周期元素的离子, ${}_aA^{2+}$ 、 ${}_bB^{+}$ 、 ${}_cC^{3-}$ 、 ${}_dD^{-}$ 都具有相同的电子层结构,则下列叙述正确的是 ()

- A. 原子半径 $A > B > D > C$
- B. 原子序数 $d > c > b > a$
- C. 离子半径 $C > D > B > A$

D. 单质的还原性 $A > B > D > C$

点拨 四种元素在周期表中的位置为：

		C	D
B	A		

由此可推知,原子半径为 $B > A > C > D$,原子序数为 $a > b > d > c$,单质的还原性为 $B > A > C > D$ 。

答案 C

【例 3】在物质结构研究的历史上,首先提出原子是一个实心球体的是 ()

- A. 汤姆生 B. 卢瑟福
C. 道尔顿 D. 玻尔

点拨 汤姆生发现了电子,提出了原子内有电子学说,卢瑟福利用 α 粒子撞击发现原子有内核,道尔顿认为原子是实心球体,玻尔是提出核外存在电子运转的轨道。

答案 C

体验交流

1. 在自然界中形成化合物种类最多的元素是 ()

- A. O B. H C. C D. N

2. X、Y 两种元素的原子的质子数之和为 20,两元素形成的化合物在水溶液中能电离出电子层结构相同的阴阳离子,则 X、Y 形成的化合物是 ()

- A. MgO B. NaF
C. LiCl D. Na₂O

3. 已知碳元素有两种常见的同位素 ^{12}C 、 ^{13}C ,氧有三种同位素 ^{16}O 、 ^{17}O 、 ^{18}O 。由这五种微粒构成的 CO_2 分子中,其式量可能有 ()

- A. 6 种 B. 10 种
C. 11 种 D. 12 种

4. 今有 A、B 两种原子,A 原子的核外 M 层比 B 原子的 M 层少 3 个电子,B 原子的 L 层电子数恰好是 A 原子 L 层电子数的 2 倍。A 和 B 分别是 ()

- A. Si 和 Na B. B 和 He
C. Cl 和 C D. C 和 Al

5. 居里夫人发现的镭是元素周期表中第 7 周期第 II A 族元素,下列关于镭的性质的描述中不正确的是 ()

A. 在化合物中呈 +2 价

B. 单质能使水分解,放出氢气

C. 氢氧化物呈两性

D. 碳酸盐难溶于水

6. X、Y、Z 和 R 分别代表四种元素。如果 $a\text{X}^{m+}$ 、 $b\text{Y}^{n+}$ 、 $c\text{Z}^{n-}$ 、 $d\text{R}^{m-}$ 四种离子的电子层结构相同 (a 、 b 、 c 、 d 为元素的原子序数),则下列关系正确的是 ()

- A. $a - c = m - n$ B. $a - b = n - m$
C. $c - d = m + n$ D. $b - d = n + m$

7. 两种元素原子的核外电子层数之比与最外层电子数之比相等,则在周期表的前 10 号元素中,满足上述关系的元素共有 ()

- A. 1 对 B. 2 对 C. 3 对 D. 4 对

8. 具有相同质子数的两种粒子 ()

- A. 一定是同种元素
B. 一定是一种分子和一种离子
C. 一定是不同离子
D. 无法判断

9. ^{13}C -NMR (核磁共振)、 ^{15}N -NMR 可用于测定蛋白质、核酸等生物大分子的空间结构,Kurt Wuthrich 等人因此获得 2002 年诺贝尔化学奖。下面有关 ^{13}C 、 ^{15}N 叙述正确的是 ()

- A. ^{13}C 和 ^{15}N 有相同的中子数
B. ^{13}C 和 C_{60} 互为同素异形体
C. ^{15}N 与 ^{14}N 互为同位素
D. ^{15}N 的核外电子数与中子数相同

10. 下列叙述中,正确的是 ()

- A. 在多电子的原子中,能量高的电子通常在离核近的区域内活动
B. 核外电子总是先排在能量低的电子层上
C. 两种微粒,若核外电子排布完全相同,则其化学性质一定相同
D. 微粒的最外层只能是 8 个电子才稳定

11. X 元素的阳离子和 Y 元素的阴离子具有与氩原子相同的电子层结构,下列叙述正确的是 ()

- A. X 的原子序数比 Y 小
B. X 原子的最外层电子数比 Y 多
C. X 原子的半径比 Y 大
D. X 元素的最高价比 Y 小

12. 从某微粒的原子结构示意图反映出 ()

)

- A. 质子数和中子数
- B. 中子数和电子数
- C. 核电荷数和核外电子层排布的电子数
- D. 质量数和核外电子层排布的电子数

13. 根据中学化学教材所附元素周期表判断, 下列叙述不正确的是 ()

- A. K 层电子为奇数的所有元素所在族的序数与该元素原子的 K 层电子数相等
- B. L 层电子为奇数的所有元素所在族的序数与该元素原子的 L 层电子数相等
- C. L 层电子为偶数的所有主族元素所在族的序数与该元素原子的 L 层电子数相等
- D. M 层电子为奇数的所有主族元素所在族的序数与该元素原子的 M 层电子数相等

14. 美国科学家将两种元素铅和氦的原子核碰撞, 获得一种质子数为 118、中子数为 175 的超重元素, 该元素原子核内的中子数与核外电子数之差是 ()

- A. 57
- B. 47
- C. 61
- D. 293

15. A、B、C 三种元素的原子具有相同的电子层数, 而且 B 的核电荷数比 A 大 2, C 的质子数比 B 多 4, 1 mol A 与水反应生成 1 g H_2 , 这时 A 转化成 Ne 的电子层结构, 则 A、B、C 是什么元素?

16. 有 V、W、X、Y、Z 五种元素, 它们的核电荷数依次增大, 且都小于 20。其中 X、Z 是金属元素; V 和 Z 元素原子的最外层都只有一个电子; W 和 Y 元素原子的最外层电子数相同, 且 W 原子 L 层电子数是 K 层电子数的 3 倍; X 元素原子的最外层电子数是 Y 元素原子最外层电子数的一半。由此推知 (填元素符号) V _____ W _____ X _____ Y _____ Z _____, 并写出 Z_2W_2 与 V_2W 反应的化学方程式 _____。

第一章

原子结构与性质

第一节 原子结构

课标展示

1. 了解原子核外电子的运动状态,掌握原子结构的构造原理,知道原子核外电子的能级分布、电子云和原子轨道。
2. 能用电子排布式表示 1~36 号元素原子核外电子的排布。
3. 了解能量最低原理,知道基态、激发态以及与光谱之间的关系,学会应用泡利原理、洪特规则填充核外电子。

思考导学

1. 人类对原子结构的认识历史

(1) 德谟克利特的古代原子学说

古希腊哲学家德谟克利特是原子学说的奠基人,他认为原子是构成物质的微粒。万物都是由间断的、不可分的微粒即原子构成的,原子的结合和分离是万物变化的根本原因。

(2) 道尔顿的近代原子学说

英国科学家道尔顿是近代原子学说的创始人。他认为物质都是由原子构成的,原子是不可分割的实心球体,同种原子的质量和性质都相同。

(3) 汤姆逊的“西瓜式”原子结构模型

英国科学家汤姆逊发现了电子。他认为原子是一个平均分布着正电荷的粒子,其中镶嵌着许多电子,中和了正电荷,从而形成中性原子。

电子的发现使人们认识到原子是可以再分的。

(4) 卢瑟福的带核原子结构模型

英国物理学家卢瑟福根据 α 粒子散射现象,指

出原子是由原子核和核外电子组成的,原子核带正电荷,位于原子中心,它几乎集中了原子的全部质量,电子带负电荷,在原子核周围空间作高速运动,就像行星环绕太阳运转一样。

(5) 玻尔的轨道原子结构模型

丹麦物理学家玻尔通过光谱研究,指出:电子在原子核外一定轨道上绕核作高速运动。

(6) 电子云模型(现代原子结构学说)

现代科学家根据微观世界的波粒二象性规律,提出用量子力学的方法描述核外电子运动,即用电子云描述核外电子的运动。

2. 能层与能级

(1) 能层

① 定义 在多电子的原子核外电子的能量是不同的,按电子的能量差异,可以将核外电子分成不同的能层。

② 表示方法及各能层所容纳的最多电子数:

能层	一	二	三	四	五	六	七	……
符号	K	L	M	N	O	P	Q	……
最多电子数	2	8	18	32	50	……		

(2) 能级

① 定义 在多电子的原子中,同一能层的电子,能量也可能不同,还可以把它们分成能级。

② 能级表示方法及各能级所容纳的最多的电子数:

能层	K	L	M	N	
能级	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	5s 5p……
最多电子数	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 ……

3. 构造原理

(1) 随着原子核电荷数的递增,绝大多数元素

的原子核外电子的排布将遵循课本图 1-2 的排布顺序。人们把它称为构造原理。

(2) 电子排布式可以简化,如可以把钠的电子排布式写成 $[\text{Na}] 3s^1$ 。

4. 能量最低原理、基态与激发态、光谱

原子的电子排布遵循构造原理,能使整个原子的能量处于最低状态,简称能量最低原理。

(1) 基态原子 处于最低能量的原子叫基态原子。当基态原子的电子吸收能量后,电子会跃迁到较高能级,变成激发态原子。

(2) 原子光谱 不同元素的原子发生跃迁时会吸收或释放不同的光,可以用光谱仪摄取各种元素的电子的吸收光谱或发射光谱,总称为原子光谱。

5. 电子云和原子轨道

(1) 电子云

当电子在原子核外很小的空间内作高速运动时,其运动规律跟普通物体不同,它们没有确定的轨道。因此,它们不能同时准确地测定电子在某一时刻所处的位置和运动的速度,也不能描画出它的运动轨迹。我们在描述核外电子的运动时,只能指出它在原子核外空间某处出现机会的多少。电子在原子核外空间一定范围内出现,可以想像为一团带负电荷的云雾笼罩在原子核周围,所以,人们形象地把它叫做“电子云”。电子云密度大的地方,表明电子在核外空间单位体积内出现的机会多;电子云密度小的地方,表明电子在核外空间单位体积内出现的机会少。即只能确定它在原子核各处出现的概率。

电子云图为概率分布图。氢原子的电子云呈球形对称,在离核近的地方电子云密度大,离核远的地方电子云密度小,说明在离核近的地方单位体积内电子出现的机会多,在离核远的地方单位体积内电子出现的机会少。

(2) 核外电子运动的波粒二象性

波粒二象性是微观粒子的基本属性之一。因此电子的运动不能像经典力学中确定宏观物体的运动状态一样,同时用位置和速度的物理量来准确描述它的运动状态。海森堡 (Heisenberg W. 1901 ~ 1976) 认为微观粒子的位置与动量之间应有以下的测不准关系 $\Delta x \cdot \Delta p \approx h$ 。x 为微观粒子在空间某一方向的位置坐标, Δx 为确定粒子位置时的不准量, Δp 为确定粒子动量时的不准值, h 为普朗克常数 ($h = 6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$)。

(3) 原子轨道

常把电子出现的概率约为 90% 的空间圈出来,人们把这种电子云轮廓图称为原子轨道。量子力学研究表明,处于同一电子层的原子核外电子,也可以在不同类型的原子轨道上运动,轨道类型不同,轨道的形状也不同。用小写的英文字母 s、p、d、f 分别表示不同形状的轨道, s 轨道呈球形, p 轨道呈纺锤形, d 轨道和 f 轨道比较复杂。

整合提升

1. 在每一个能层中,能级符号的顺序是 ns、np、nd、nf…… (n 代表能层)。任一能层的能级总是从 s 能级开始,而且能级数等于该能层序数:第一能层只有 1 个能级 (1s), 第二能层有 2 个能级 (2s 和 2p), 第三能层有 3 个能级 (3s、3p 和 3d), 依次类推。以 s、p、d、f……排序的各能级可容纳的最多电子数依次为 1、3、5、7……的两倍!

2. 根据构造原理,只要知道原子序数 (等于核电荷数),就可以写出几乎所有元素原子的电子排布,这样的电子排布是基态原子的,如 $\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 称为电子排布式,从电子排布式可以看出电子先排在能量低的能层里。在同一能层中也是先排在能量低的能级里。以 s、p、d、f……排序的各能级可容纳的最多电子数依次为 1、3、5、7……的两倍! 而量子力学的理论指出,在等价轨道上 (同一能级) 的电子排布全充满和全空状态具有较低的能量和较大的稳定性。

相对稳定的状态 全充满 p^6, d^{10}, f^{14} 全空 p^0, d^0, f^0

Cr 的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ 或 $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ 而不是 $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$, 对铬原子而言, 外围电子呈 $3d^5 4s^1$ 排布时, 3d、4s 轨道上的电子均为半满状态, 整个体系的能量最低。

3. (1) 形状相同的原子轨道在原子核外还有不同的伸展方向。s 轨道是球形对称的, 所以 s 能级只有 1 个轨道。

从课本图 1-12 可见, s 电子的原子轨道都是球形的 (原子核位于球心), 能层序数 n 越大, 原子轨道的半径越大。这是由于 1s、2s、3s……电子的能量依次增高, 电子在离核更远的区域出现的概率逐渐增大, 电子云越来越向更大的空间扩展。这是不难理解的, 打个比喻, 神州五号必须依靠推动 (提供能量) 才能克服地球引力上天, 2s 电子比 1s 电子能量高, 克服原子核的吸引在离核更远的空间出现的概

率就比 $1s$ 大,因而 $2s$ 电子云必然比 $1s$ 电子云更扩散。

从课本图 1-13 可见,跟 s 电子不同, p 电子的原子轨道是纺锤形的,每个 p 能级有 3 个原子轨道,它们相互垂直,分别以 p_x 、 p_y 和 p_z 为符号。而且, p 电子原子轨道的平均半径也随 n 增大而增大。

d 能级有 5 个伸展方向 5 个轨道, f 能级有 7 个伸展方向 7 个轨道。

(2) 多电子原子中,电子填充电子轨道时,原子轨道能量的高低存在以下规律:

a. 相同电子层上原子轨道能量的高低:

$ns < np < nd < nf$ 。

b. 形状相同的原子轨道能量的高低:

$1s < 2s < 3s < 4s \cdots$

c. 电子层和形状相同的原子轨道的能量相等,如 $2p_x, 2p_y, 2p_z$ 轨道的能量相等。

(3) 电子的“自旋”运动

原子核外电子还有一种称为“自旋”的运动。原子核外电子的自旋可以有两种不同的状态,通常用向上箭头“ $\uparrow$ ”和向下箭头“ $\downarrow$ ”来表示这两种不同的自旋状态。当然,“电子自旋”并非真像地球绕轴自旋一样,它只是代表电子的两种不同状态。

(4) 电子在排布时必须遵循以下规律

① 能量最低原理 原子核外电子先占有能量低的轨道,然后再依次进入能量较高的轨道,这样使整个原子处于最低的能量状态。

② 泡利不相容原理 每个原子轨道上最多只能容纳两个自旋状态不同的电子。

③ 洪特规则 原子核外电子在能量相同的各个轨道上排布时,电子尽可能分占不同的原子轨道,且自旋状态相同,这样整个原子的能量最低。

应用点拨

【例 1】 氢原子的电子云图中小黑点表示的意义是 ()

- A. 1 个小黑点表示一个电子
- B. 黑点的多少表示电子个数的多少
- C. 表示电子运动的轨迹
- D. 表示电子在核外空间出现机会的多少

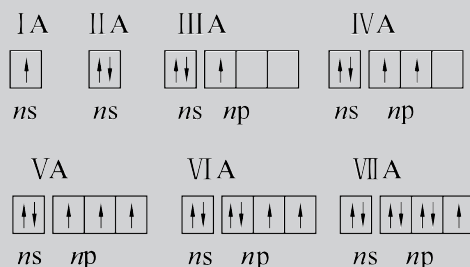
点拨:在电子云图中,小黑点并不代表电子,小黑点代表电子在核外空间区域内出现的机会,小黑点的疏密与电子在该区域内出现机会的大小成正比。

答案 D

【例 2】 A、B 属于短周期中不同主族的元素,A、B 原子的最外层电子中,成对电子和未成对电子占据的轨道数相等,若 A 元素的原子序数为 a ,则 B 元素原子序数为 ()

- A. $a - 4$
- B. $a - 5$
- C. $a + 3$
- D. $a + 4$

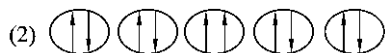
点拨:



从中看出 B 和 Al, O 和 S 符合题意要求,即其成对电子占据的轨道数和不成对电子占据的轨道数相等。分别设 A 为硼,序数为 5, B 可能为铝、氧、硫,序数分别为 $a + 8$ 、 $a + 3$ 、 $a + 11$,依次类推可得 B、C。

答案 BC

【例 3】 以下是两个原子的 $2p$ 能级和 $3d$ 能级的电子排布情况,试分析有无错误,若有,违反了什么原则?



点拨 泡利原理 在同一个原子轨道内的电子的自旋方向是相反的。而 (2) 中的第三个轨道中的两个电子自旋方向完全相同,所以排布错误违反了泡利不相容原理。

洪特规则:当电子排布在同一能级的不同轨道时,总是优先单独占据一个轨道,而且自旋方向相同。而 (1) 中的第三个轨道内的电子的自旋方向与前两个轨道的电子自旋方向相反,排布违反了洪特规则。

答案:(1) 违反了洪特规则 (2) 违反了泡利不相容原理。

【例 4】 下列各原子或离子的电子排布式错误的是 ()

- A. $K^+ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- B. $F 1s^2 2s^2 2p^5$
- C. $S^{2-} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- D. $Ar 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

点拨 根据构造原理, s 能级最多可容纳 2 个电子, p 能级有 3 个轨道最多可容纳 6 个电子, 电子总是从能量低的能层、能级排列, 其中 S^{2-} 是原子得两个电子形成的稳定的结构, 所以第三能层中的电子排布应为 $3s^2 3p^6$ 。

答案 C

体 验 交 流

1. 道尔顿的原子学说曾经起了很大的作用。他的学说中包含有下述三个论点: ① 原子是不能再分的粒子; ② 同种元素原子的各种性质和质量都相同; ③ 原子是微小的实心球体。从现代的观点看, 你认为这三个论点中, 不确切的是 ()

- A. 只有③ B. 只有①③
C. 只有②③ D. ①②③

2. 下列能级中原子轨道数为 3 的是 ()

- A. s 能级 B. p 能级
C. d 能级 D. f 能级

3. 下列各能层中, 原子轨道的数目为 9 的是 ()

- A. K 层 B. L 层
C. M 层 D. N 层

4. 以下电子排布式属于基态原子的电子排布的是 ()

- A. $1s^1 2s^1$ B. $1s^2 2s^1 2p^1$
C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ D. $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$

5. 主族元素原子失去最外层电子形成阳离子, 主族元素的原子得到电子填充在最外层形成阴离子。下列各原子或离子的电子排布式错误的是 ()

- A. $Ca^{2+} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
B. $O^{2-} \quad 1s^2 2s^2 3p^4$
C. $Cl^- \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
D. $Ar \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

6. 下列各过程中一定吸收能量的是 ()

- A. 原子光谱 B. 发射光谱
C. 吸收光谱 D. 激发态到基态

7. 原子核外 N 能层最多可以容纳的电子数为 ()

- A. 8 B. 18 C. 32 D. 50

8. 下列各能层中不包含 d 能级的是 ()

- A. N 能层 B. M 能层
C. L 能层 D. O 能层

9. 科学家们预测在宇宙中存在完全由反粒子构成的物质——反物质 (反粒子是与普通粒子质

量、电量相同而电性相反的微粒)。目前, 一些欧美科研机构宣布已制得反氢原子。试推测反氢原子的结构 ()

- A. 由一个带正电荷的质子与一个带负电荷的电子构成
B. 由一个带负电荷的质子与一个带正电荷的电子构成
C. 由一个带正电荷的中子与一个带负电荷的电子构成
D. 由一个带负电荷的质子与一个带负电荷的电子构成

10. 首次将量子化概念应用到原子结构, 并解释原子稳定性的科学家是 ()

- A. 道尔顿 B. 爱因斯坦
C. 玻尔 D. 普朗克

11. 下面关于多电子原子核外电子的运动规律的叙述正确的是 ()

- A. 核外电子是分层运动的
B. 所有电子在同一区域里运动
C. 能量高的电子在离核近的区域运动
D. 能量低的电子在离核近的区域运动

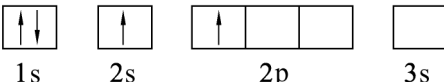
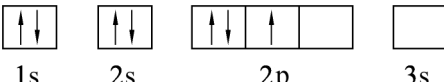
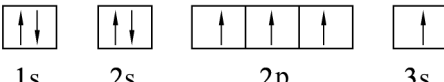
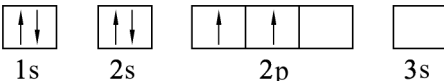
12. 确定一个电子的运动状态需要哪几个量 ()

- A. 能层、能级
B. 能层、能级、伸展方向
C. 能层、能级、伸展方向、自旋状态
D. 无法确定

13. 下列有关说法正确的是 ()

- A. S 电子绕核旋转, 其轨道为一圆圈
B. P 电子将走 字形
C. 原子轨道就是电子云
D. 一般电子出现几率约为 90% 的区域称为原子轨道

14. 下列轨道表示式所表示的元素原子中, 其能量处于最低状态的是 ()

- A. 
1s 2s 2p 3s
- B. 
1s 2s 2p 3s
- C. 
1s 2s 2p 3s
- D. 
1s 2s 2p 3s

15. 有第4周期的A、B、C、D四种元素,其价电子数依次为1、2、2、7,其原子序数依次增大。已知A与B的次外层电子数为8,而C与D的为18。根据原子结构,判断:

(1) 哪些是金属元素? _____

(2) D与A的简单离子是什么?并写出其离子的电子排布式。 _____

(3) 氢氧化物碱性最强的是 _____。

(4) B与D两原子间能形成化合物的化学式? _____。

16. 写出具有下列电子排布的原子的核电荷数、名称、元素符号及在周期表中的位置。

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

(2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

(3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$

17. 根据下列叙述,写出元素名称画出原子结构示意图,并写出核外电子排布式。

(1) A元素原子核外M层电子数是L层电子数的一半: _____。

(2) B元素原子的最外层电子数是次外层电子数的1.5倍: _____。

(3) C元素的单质在常温下可与水剧烈反应,产生的气体能使带火星的木条复燃: _____。

(4) D元素的次外层电子数是最外层电子数的1/4: _____。

18. (1) 某元素原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$,则此元素的核电荷数为 _____。

(2) 某元素原子的价电子构型是 $3s^2 3p^4$,则此元素在元素周期表中的位置为 _____。

(3) 请写出20号元素钙的原子的电子排布式 _____。

19. 写出下列原子的电子排布式。

(1) S (2) Cu (3) $_{24}\text{Cr}$ (4) $_{34}\text{Se}$ (5) $_{30}$

Zn

(6) Fe

(1) _____

(2) _____

(3) _____

(4) _____

(5) _____

(6) _____

20. (1) 短周期的元素A、B,A原子最外层电子数为a个,次外层电子数为b个;B原子M层电子数为(a-b)个,L层为(a+b)个,则A为 _____, B为 _____。

(2) 已知X元素L层比Y元素L层少3个电子,Y元素原子核外电子总数比X元素多5个,则X、Y分别为 _____、_____。

第二节 原子结构与元素的性质

课标展示

1. 认识原子结构与元素周期系的关系,了解元素周期系的应用价值。

2. 学会利用外围电子排布规律,对元素周期表进行分区。

3. 理解元素的电离能、电负性等概念的具体涵义以及原子半径、第一电离能、电负性的周期性变化。

4. 弄清元素的电负性与元素的性质以及化合物类型之间的关系。

5. 利用课堂知识,培养激发学生对化学学习的

热情。

思考导学

1. 原子结构与元素周期表

(1) 族的判断标准

a. 对主族元素 主族元素的族序数 = 原子的最外层电子层的电子数

b. 对副族元素 次外层电子数多于8个而少于18个的一些元素,它们除了能失去最外层的电子外,还能失去次外层上的一部分电子。例如元素钪 $[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$,总共可以失去三个电子,钪为ⅢB族。所以,失去的(或参加反应的)电子总数,就等于该

元素所在的族次。除第Ⅷ族元素外,其大多族次等于 $(n-1)d+ns$ 的电子数。

(2) 元素所在周期的判断标准:元素所在的周期数等于该元素原子的电子层数。即第1周期元素原子有1个电子层,第3周期元素有3个电子层。

周期数 = 电子层数

2. 元素周期律

(1) 元素周期律:元素的性质随核电荷数递增发生周期性的递变,称为元素周期律。

(2) 原子半径

3. 电离能

(1) 定义:气态电中性基态原子失去一个电子转化为气态基态正离子所需要的最低能量叫做第一电离能。

(2) 注意:上述表述中的“气态”“基态”“电中性”“失去一个电子”等都是保证“最低能量”的条件。

4. 电负性

(1) 电负性:用来描述不同元素的原子对键合电子吸引力的大小。电负性的概念是由美国化学家鲍林提出的,鲍林利用实验数据进行了理论计算,以氟的电负性为4.0和锂的电负性为1.0作为相对标准,得出了各元素的电负性,电负性越大的原子,对键合电子的吸引力越大。

整合提升

1. 原子半径

(1) 影响原子半径大小的因素:

① 电子能层数:电子的能层越多,电子之间负电排斥使原子的半径增大。

② 核电荷数:核电荷数越大,核对电子的引力也就越大,使原子半径减小。

(2) 原子半径的变化规律:

随原子序数的递增,原子半径发生周期性变化。

同周期元素,自左到右,原子半径逐渐减小。同主族元素,自上而下,原子半径逐渐增大。

2. 元素第一电离能与原子的核外电子排布的关系

第一电离能的变化与元素原子的核外电子排布有关。通常情况下,当原子核外电子排布的能量相等的轨道上形成全空(p^0 、 d^0 、 f^0)、半满(p^3 、 d^5 、 f^7)和全满(p^6 、 d^{10} 、 f^{14})结构时,原子的能量较低,该元素具有较大的第一电离能。

3. 影响电离能的因素

电离能的数量大小主要取决于原子的核电荷数、原子半径以及原子的电子构型。一般来说,同

一周期的元素具有相同的电子层数,从左到右核电荷数增大,原子的半径减小,核对外层电子的引力加大,因此,越靠右的元素,越不易失去电子,电离能也就越大。同一族元素电子层数不同,最外层电子数相同,原子半径增大起主要作用,因此半径越大,核对电子引力越小,越易失去电子,电离能也就越小。电子构型是影响电离能的第三个因素,各周期中稀有气体元素的电离能最大,原因是由于稀有气体元素的原子具有相对稳定的8电子(He为2电子)最外层构型。某些元素具有全充满或半充满的电子构型,稳定性也较高。如Zn($3d^{10}4s^2$)、Cd($4d^{10}5s^2$)、Hg($5d^{10}6s^2$)比同周期相邻元素的电离能大。又如N、O、As等元素也比左右邻居的电离能大,也是因为它们都具有半充满的 np^3 轨道的缘故。

4. (1) 元素电负性数值的大小可用于衡量元素的金属性、非金属性的强弱。电负性数值越大,元素的非金属性越强,金属性越弱;电负性数值越小,元素的非金属性越弱,金属性越强。一般电负性大于1.8的元素为非金属元素。电负性最大的元素为氟,电负性最小的为铯。而位于非金属三角区边界的“类金属”(如锗、锑等)的电负性则在1.8左右,它们既有金属性,又有非金属性。

(2) 电负性数值的大小能够衡量元素在化合物中吸引电子能力的大小。电负性数值小的元素在化合物中吸引电子的能力弱,元素的化合价为正值;电负性数值大的元素在化合物中吸引电子的能力强,元素的化合价为负值。如NaH中,Na: 0.9, H: 2.1,电负性数值H的大于Na的,故NaH中Na显正价,H显负价。

(3) 当其他条件相同时,两个电负性相差很大的元素化合通常就形成离子键。例如,钠与氯的电负性相差2.23,所以NaCl是一种离子化合物。电负性相差不大的两种非金属元素化合,通常形成共价键;若电负性差等于零或者非常小,则形成的共价键是非极性键。电负性差别越大,共价键的极性也就越大,共用电子对偏向电负性大的原子越厉害。例如,我们可以预料,卤化氢中HF是极性最强的分子,而HI是极性最弱的分子。

应用点拨

【例1】下列叙述中正确的是()

- A. 同周期元素中,ⅦA族元素的原子半径最大
- B. ⅥA族元素的原子,其半径越大,越容易得到电子

- C. 室温时,零族元素的单质都是气体
D. 同一周期中,碱金属元素的第一电离能最小

点拨 :本题主要考查元素周期表中,同周期、同主族元素性质的一些递变规律。A 项错,在同周期元素中ⅦA 族元素的原子半径小。B 项不正确,因为在同主族元素中,原子半径越大,越难得电子。C 项正确,D 项正确,同周期中,碱金属元素的第一电离能最小。

解答本题的关键是熟练掌握元素周期律和元素周期表的知识,并学会用一些具体实例来举证一些选项是错误的。

答案 :CD

【例 2】 X、Y、Z 三种元素的原子,其最外层电子排布分别为 ns^1 、 $3s^23p^1$ 和 $2s^22p^4$,由这三种元素组成的化合物的化学式可能是 ()

- A. XYZ_2 B. X_2YZ_4
C. X_2YZ_2 D. XYZ_3

点拨 :由三种元素原子的最外层电子排布可知,X 为第ⅠA 族的元素,化合价为 +1,Y 为 Al,化合价为 +3,而 Z 为 O,化合价为 -2,形成的化合物应为化合价代数和为 0,所以可以看出为 A_2 。

答案 :A

【例 3】 甲元素是第 3 周期 p 区元素,其最低化合价为 -1 价,乙元素是第 4 周期 d 区元素,其最高化合价为 +4 价,填写下表:

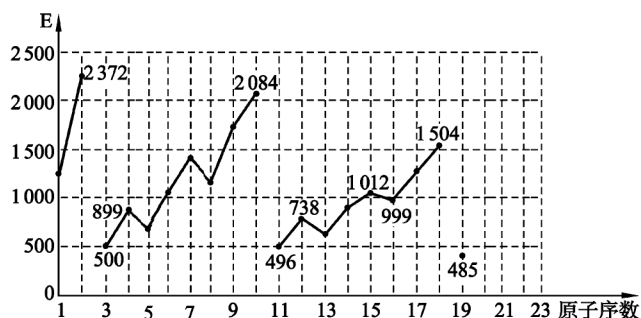
元素	价电子排布	周期	族	金属或非金属
甲				
乙				

点拨 :根据题意,甲元素处于周期表 p 区,为主族元素,其最低化合价为 -1 价,则它的价电子排布为 $3s^23p^5$,所以甲为第 3 周期ⅦA 的非金属元素;乙元素处于第 4 周期 d 区,其最高化合价为 +4 价,所以它的价电子排布为 $3d^24s^2$,是ⅣB 的金属元素。

答案 :

元素	价电子排布	周期	族	金属或非金属
甲	$3s^23p^5$	3	ⅦA	非金属
乙	$3d^24s^2$	4	ⅣB	金属

【例 4】 不同元素的气态原子失去最外层一个电子所需要的能量(设其为 E)如下图所示。



试根据元素在周期表中的位置,分析图中曲线的变化特点,并回答下列问题:

(1) 同主族内不同元素的 E 值变化的特点是_____。各主族中 E 值的这种变化特点体现了元素性质的_____变化规律。

(2) 同周期内,随原子序数增大, E 值增大。但个别元素的 E 值出现反常现象。试预测下列关系式中正确的是_____ (填写编号)。

- ① $E(\text{砷}) > E(\text{硒})$ ② $E(\text{砷}) < E(\text{硒})$
③ $E(\text{溴}) > E(\text{硒})$ ④ $E(\text{溴}) < E(\text{硒})$

(3) 估计 1 mol 气态 Ca 原子失去最外层一个电子所需能量 E 值的范围: _____ $< E <$ _____。

(4) 10 号元素 E 值较大的原因是_____。

点拨: 此题考查了元素第一电离能的变化规律和学生的归纳总结能力。

(1) 从 H、Li、Na、K 等可以看出,同主族元素随元素原子序数的增大, E 值变小;H 到 He、Li 到 Ne、Na 到 Ar 呈现明显的周期性。

(2) 从第二、三周期可以看出,第 III A 和 VI A 族元素比同周期相邻两种元素 E 值都低。由此可以推测:

$E(\text{砷}) > E(\text{硒})$ 、 $E(\text{溴}) > E(\text{硒})$

(3) 根据同主族、同周期规律可以推测:

$E(\text{K}) < E(\text{Ca}) < E(\text{Mg})$ 。

(4) 10 号元素是稀有气体氖,该元素原子的最外层电子排布已达到 8 电子稳定结构。

答案: (1) 随着原子序数增大, E 值变小 周期性 (2) ①③ (3) 485 738 (4) 10 号元素为氖。该元素原子的最外层电子排布已达到 8 电子稳定结构

体 验 交 流

1. 下列各原子的第一电离能最小的是 ()

A. Na B. Mg C. K D. Al

2. 已知 X、Y 元素同周期,其电负性 $X > Y$,下列说法错误的是 ()

- A. 第一电离能 Y 必小于 X
B. 气态氧化物稳定性 HmX 大于 HnY
C. 最高价含氧酸的酸性 X 对应的酸性强于 Y 对应的
D. X 和 Y 形成化合物时,X 显负价。

3. 下列说法中错误的是 ()

- A. 所有的非金属元素都分布在 p 区
B. 元素周期表中 III B 族到 II B 族 10 个纵行的元素都是金属元素
C. 除氦以外的稀有气体原子的最外层电子数都是 8
D. 同一元素的各种同位素的物理性质、化学性质均相同

4. O、S、As 三种元素比较,正确的是 ()

- A. 电负性 $O > S > \text{As}$,原子半径 $O < S < \text{As}$
B. 电负性 $O < S < \text{As}$,原子半径 $O < S < \text{As}$
C. 电负性 $O < S < \text{As}$,原子半径 $O > S > \text{As}$
D. 电负性 $O > S > \text{As}$,原子半径 $O > S > \text{As}$

5. 下列各组元素中,第一电离能大小顺序正确的是 ()

- A. $\text{Na} > \text{K}$ B. $\text{Na} > \text{Mg}$
C. $\text{S} > \text{P}$ D. $\text{Rb} > \text{Sr}$

6. 下列说法中正确的是 ()

- A. 在所有元素中,氟的第一电离能最大
B. 第 3 周期所含元素中钠的第一电离能最小
C. 第一电离能: $\text{Al} > \text{Mg}$
D. 钾的第一电离能比镁的第一电离能大

7. X 元素的阳离子和 Y 元素的阴离子具有相同的电子层结构,下列叙述正确的是 ()

- A. 原子序数 $X < Y$ B. 原子半径 $X < Y$
C. 离子半径 $X > Y$ D. 电负性 $X < Y$

8. 下列说法中正确的是 ()

- A. 非金属元素呈现的最高化合价不超过该元素原子的最外层电子数
B. 非金属元素呈现的最低化合价,其绝对值等于该元素原子的最外层电子数
C. 最外层有 2 个电子的原子都是金属原子
D. 最外层有 5 个电子的原子都是非金属原子

9. 下列关于稀有气体的叙述不正确的是 ()

- A. 各原子轨道电子均已填满
B. 其原子与同周期 I A、II A 族阳离子具有相同的核外电子排布
C. 化学性质非常不活泼

19 世纪中叶,门捷列夫总结了如图所示的元素化学性质的变化情况。请回答 10 ~ 12 题。

族 周期	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VI	VII	A	0
1	非金属性逐渐增强								
2	金属性逐渐增强 B 非金属性逐渐增强 稀有气体元素								
3	金属性逐渐增强 Al Si 非金属性逐渐增强 稀有气体元素								
4	金属性逐渐增强 Ge As 非金属性逐渐增强 稀有气体元素								
5	金属性逐渐增强 Sb Te 非金属性逐渐增强 稀有气体元素								
6	金属性逐渐增强 Po At 非金属性逐渐增强 稀有气体元素								
7	金属性逐渐增强								

A. 提出了原子学说
B. 提出分子学说
C. 发现元素周期律
D. 发现能量守恒定律

A. 事物的性质总是在不断地发生变化

B. 元素周期表最右上角的氦元素是得电子能力最强的元素

C. II A 族元素的失电子能力肯定比同周期 I A 族元素的失电子能力强

D. 物质发生量变到一定程度必引起质变

A. 耐高温材料 B. 新型农药材料
C. 半导体材料 D. 新型催化剂材料

13. 价电子满足 $4s$ 和 $3d$ 为半满的元素是 ()
A. Ca B. V C. Cr D. Cu

14. 下列对铯 (Cs) 的性质预测正确的是 ()

15. 短周期元素 A、B、C、D，它们的原子序数依次增大。其中 A、C 与 B、D 分别是同主族元素。又 B、D 两元素的原子核中质子数之和是 A、C 两元素原子核中质子数之和的 2 倍。这四种元素的单质有 2 种气体，2 种固体。

D ;

(3) A、C 组成的化合物,常作为野外考察的取氢(H_2)剂。试写出该化合物的电子式_____ ; 该化合物中加入适量的水,即可形成氢气。写出制氢化学方程式_____。

(1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ _____ ;
 (2) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$ _____ ;
 (3) $[\text{Ar}] 3d^3 4s^2$ _____ ;
 (4) $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ _____ .

(1) X 元素单质的化学式是

		X
	Y	
Z		

。

(3) Z 元素的名称是_____，从元素原子得失电子的角度看，Z 元素具有_____性；若从 Z 元素在周期表中所处位置看，它具有这种性质的原因是_____，其价电子排布式为_____。

[illegible]

① a、c、h ② b、g、k ③ c、h、l ④ d、e、f

原子核失去核外不同电子所需的能量
($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) :

元素	锂	X	Y
失去第一个电子	519	502	580
失去第二个电子	7 296	4 570	1 820

失去第三个电子	11 799	6 920	2 750
失去第四个电子		9 550	11 600

① 通过上述信息和表中的数据分析,为什么锂原子失去核外第二个电子时所需的能量要远远大于失去第一个电子所需的能量_____。

② 表中 X 可能为以上 13 种元素中_____ (填写字母) 元素。用元素符号表示 X 和 j 形成的化合物的化学式_____。

③ Y 是周期表中_____族的元素。

④ 以上 13 种元素中,_____ (填写字母) 元素原子失去核外第一个电子需要的能量最多。

19. 已知元素电负性的差值超过 1.7,则形成离子键,小于 1.7 形成共价键,请指出下列原子之间形成键的性质。

(1) B (1.6) 和 F (4.0) _____

(2) Al (1.6) 和 Cl (3.1) _____

(3) Ca (1.0) 和 S (2.58) _____

(4) C (2.6) 和 O (3.5) _____

20. 不同元素的原子在分子内吸引电子的能力大小可用一定数值 X 来表示,若 X 越大,其原子吸引电子的能力越强,在所形成的分子中成为负电荷

一方。下面是某些短周期元素的 X 值:

元素符号	Li	Be	B	C	O	F	Na	Al	Si	P	S	Cl
X 值	0.98	1.57	2.04	2.53	3.44	3.98	0.93	1.61	1.90	2.19	2.58	3.16

(1) 通过分析 X 值变化规律,确定 N、Mg 的 X 值范围:_____ < X (Mg) < _____, _____ < X (N) < _____。

(2) 推测 X 值与原子半径的关系是_____ 根据短周期元素的 X 值变化特点,体现了元素性质的_____变化规律。

(3) 某有机物结构式为 $\text{C}_6\text{H}_5-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{S}}-\text{NH}_2$, 其中 S—N 中,你认为共用电子对偏向谁? _____ (写原子名称)。

(4) 经验规律告诉我们当成键的两原子相应元素的差值 $\Delta X > 1.7$ 时,一般为离子键,当 $\Delta X < 1.7$ 时,一般为共价键,试推断 AlBr_3 中化学键的类型是_____。

(5) 预测元素周期表中,X 值最小的元素位置:_____ (放射性元素除外)。

完善发展

一、核外电子构造原理

1. 核外电子是分能层排布的,每个能层又分为不同的能级。

2. 核外电子的排布遵循以下三个原理:

- (1) 能量最低原理
- (2) 泡利原理
- (3) 洪特规则(及洪特规则特例)

3. 能级高低顺序

$$ns < (n-2)f < (n-1)d < np$$

二、元素周期表与元素性质的关系

元素在周期表中的位置,反映了该元素的原子结构和一定的性质。因此,可以根据某元素在周期表的位置,推测它的原子结构和某些性质;同样,也可根据元素的原子结构,推测它在周期表中的位置。

① 元素的金属性和非金属性与元素在周期表中位置的关系:

同周期:从左到右,随原子序数递增,原子半径逐渐减小,失电子能力逐渐减弱,得电子能力逐渐增强,金属性逐渐减弱,非金属性逐渐增强。

同主族:从上往下,随原子序数递增,原子半径逐渐增大,失电子能力逐渐增强,得电子能力逐渐减弱,金属性逐渐增强,非金属性逐渐减弱。

② 元素化合价与元素在周期表中位置的关系:

价电子:元素原子的最外电子层中的电子称为价电子(对副族元素原子,部分倒数第二层或倒数第三层中的电子也可能成为价电子)。

主族元素所在的族数 = 该元素的最高正化合价 = 价电子数

主族元素的最低负化合价的绝对值 = 8 - 元素最高正化合价

③ 元素化学性质与元素在周期表中位置的关系

同周期:从左到右,随原子序数递增,元素最高价氧化物对应水化物的酸性(碱性)逐渐增强(减弱),气态氢化物的稳定性逐渐增强。

同主族:从上往下,随原子序数递增,元素最高

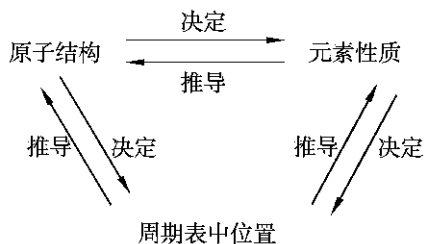
价氧化物对应水化物的碱性(酸性)逐渐增强(减弱),气态氢化物的稳定性逐渐减弱。

三、运用周期表的解题方法

元素在周期表中的位置是元素一定性质的总和,而元素的性质又取决于原子的结构,因此,三者之间存在着如下图所示的关系。

利用三者之间的关系于解题过程常有如下几种方法:

- ① 通过计算再推理判断——计算推导法;
- ② 逐一举例讨论,淘汰错误假设——列举讨论法;
- ③ 抓住元素关键性质确定位置,逐步求解——定位法;
- ④ 应用周期表的结构推算元素在周期表中的位置——周期表结构推算法;



创新演练

1. ^{13}C -NMR(核磁共振)、 ^{15}N -NMR 可用于测定蛋白质、核酸等生物大分子的空间结构, Kurt Wuthrich 等人因此获得 2002 年诺贝尔化学奖。下面有关 ^{13}C 、 ^{15}N 的叙述中正确的是()

- A. ^{13}C 与 ^{15}N 有相同的中子数
- B. ^{13}C 电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^3$
- C. ^{15}N 与 ^{14}N 互为同位素
- D. ^{15}N 的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^4$

2. 以下元素的原子半径递变规律是()

- A. $\text{Be} < \text{B} < \text{Na} < \text{Mg}$
- B. $\text{B} < \text{Be} < \text{Mg} < \text{Na}$
- C. $\text{Be} < \text{B} < \text{Mg} < \text{Na}$
- D. $\text{B} < \text{Be} < \text{Na} < \text{Mg}$

3. 下列基态原子的电子构型中,正确的是()

- A. $3d^9 4s^2$
- B. $3d^4 4s^2$
- C. $4d^{10} 5s^0$
- D. $4d^8 5s^2$

4. A、B、C、D、E 五种元素从左向右按原子序数

递增(原子序数为 5 个连续的自然数)的顺序排列如下:

A	B	C	D	E
---	---	---	---	---

下列说法中正确的是()

- A. E 元素的最高化合价为 +7 价时, D 元素的负化合价可为 -2 价
 - B. $A(OH)_n$ 为强碱时, $B(OH)_m$ 也一定为强碱
 - C. H_nDO_m 为强酸时, E 的非金属性一定很强
 - D. H_nCO_m 为强酸时, E 的单质可能有强还原性
5. 某原子的 3d 能级中有一个电子, 其第四电子层中的电子数为()
- A. 0 B. 2 C. 3 D. 8
6. 不能说明 X 的电负性比 Y 的大的是()
- A. 与 H_2 化合时 X 单质比 Y 单质容易
 - B. X 的最高价氧化物的水化物的酸性比 Y 的最高价氧化物的水化物酸性强
 - C. X 原子的最外层电子数比 Y 原子最外层电子数多
 - D. X 单质可以把 Y 从其氢化物中置换出来
7. 在所有基态原子中第 M 能层不可能是有的电子数为()
- A. 8 B. 10 C. 12 D. 13
8. 若元素 X、Y 是短周期元素, 两者可形成化合物 X_2Y_3 , 已知 X 的原子序数为 n, 则 Y 的原子序数不可能是()
- A. $n+11$ B. $n-6$ C. $n+3$ D. $n-5$
9. 下列叙述中, 不属于核外电子的特点的是()
- A. 质量很小
 - B. 运动范围很小
 - C. 运动速率很快
 - D. 有确定的运动轨道
10. 下列说法正确的是()
- A. 电子排布最外层为 ns^1 的元素一定是金属元素
 - B. 电子排布最外层为 ns^2 的元素一定是金属元素
 - C. 原子核外各能层电子数相等的元素一定是金属元素
 - D. 核电荷数为 19 的元素的原子电子层排布为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$
11. 下列说法中正确的是()
- A. 处于最低能量的原子叫做基态原子
 - B. $3p^2$ 表示 3p 能级有两个轨道
 - C. 同一原子中, $1s$ 、 $2s$ 、 $3s$ 电子的能量逐渐减小

D. 同一原子中, $2p$ 、 $3p$ 、 $4p$ 能级的轨道数依次增多

12. 下列原子构成的单质中既能与稀硫酸反应又能与烧碱溶液反应, 都产生 H_2 的是()
- A. 核内无中子的原子
 - B. 价电子构型为 $3s^2 3p^1$
 - C. 最外层电子数等于倒数第三层上的电子数的原子
 - D. N 层上无电子, 最外层上的电子数等于电子层数的原子
13. 具有下列电子排布式的原子中, 半径最大的是()
- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ B. $1s^2 2s^2 2p^5$
- C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ D. $1s^2 2s^2 2p^1$
14. 下列元素一定是主族元素的是()
- A. 原子核外 N 电子层上只有一个电子的元素
 - B. 原子核外 M 层电子数为偶数的元素
 - C. 原子核外 M 层电子数为奇数的元素
 - D. 原子核外 N 层电子数为 3 的元素
15. 第四周期元素原子中未成对电子数最多可达()
- A. 4 个 B. 5 个 C. 6 个 D. 7 个
16. 下列说法正确的是()
- A. 原子核都是由质子和中子构成
 - B. 质子数相同的粒子其化学性质一定相同
 - C. 某种粒子最外层上有 8 个电子, 则一定是稀有气体元素的原子
 - D. 原子价电子构型为 $ns^2 np^6$ 的为稀有气体元素
17. 下列说法中, 不符合 VIIA 族元素性质特征的是()
- A. 从上到下原子半径逐渐减小
 - B. 易形成 -1 价离子
 - C. 从上而下单质的氧化性逐渐减弱
 - D. 从上而下氢化物的稳定性依次减弱
18. 元素性质发生周期性变化的根本原因是()
- A. 元素原子的核电荷数逐渐增加, 元素的主要化合价发生周期性变化
 - B. 元素原子的电子层数逐渐增加, 元素的原子半径发生周期性变化
 - C. 金属和非金属交替出现
 - D. 元素原子的核外电子排布呈周期性变化
19. 周期表中 s 区、p 区、d 区和 ds 区元素的价

电子构型分别为 _____、_____、
和_____。

20. 第四周期元素中,4p 轨道半充满的是 _____,3d 轨道半充满的是 _____,4s 轨道半充满的是 _____,价层中 s 电子数与 d 电子数相同的是 _____。

21. A、B、C、D 为原子序数小于 18 的四种元素:

- ① A 的原子的电子层数等于最外层电子数;
- ② A 与 B 处于同一周期,B 与 D 可形成离子化合物 D_2B ,该化合物的水溶液显碱性;
- ③ C 的离子核内质子数与核外电子数之和为 18;
- ④ A、C、D 三种元素的离子具有相同的电子层排布。推断 A~D 各为何种元素,并填空:

(1) A _____, B _____,
C _____,D _____。

(2) 各原子形成简单离子的电子式。

(3) 四种元素离子半径的大小顺序为 _____。

(4) 用离子方程式表示 D_2B 水溶液呈碱性的原因。

22. 主族元素和副族元素的电子排布有什么不同的特征?主族元素的价电子层和副族元素的价电子层有何不同?

23. A、B、C 三种元素的原子最后一个电子填充在相同的能级轨道上,B 的核电荷比 A 大 7 个单位,C 的质子数比 B 多 9 个;1 mol 的 A 单质同酸反应置换出 1 g 氢气,同时转化为具有氩原子的电子层结构的离子。判断 A、B、C 各为何元素,并写出

A、B 分别与 C 反应的化学方程式。

24. 某元素的同位素 A_ZX ,它的氯化物 XCl_2 1.11 g 溶于水制成溶液后,加入 1 mol/L 的 $AgNO_3$ 溶液 20 mL 恰好完全反应。若这种同位素原子核内有 20 个中子,求:

- (1) Z 值和 A 值;
- (2) X 元素在周期表中的位置;
- (3) 把 X 的单质放入水中,有何现象?写出反应的化学方程式。

25. 某核素 R 具有微弱放射性,其原子核内中子数比质子数多 43。由它组成的固体单质 A,在一定条件下密度为 $6.88\text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ 。用 X 射线研究其固体表明:在边长为 $1.00 \times 10^{-7}\text{ cm}$ 的立方体中含有 20 个原子。R 在化学反应中常表现为 +2 价、+4 价,在溶液中 R^{2+} 稳定,而 R^{4+} 具有强氧化性,可将 NO 氧化为 HNO_3 。氧化物 R_3O_4 其性质与 Fe_3O_4 有些类似。R 的另一种质量数比 R 少 2 的同位素较为稳定,与铁可形成合金,在潮湿的环境中易形成铁锈。R 的单质及化合物在工业生产、医疗卫生、科学技术等各个领域都有很多用途,请回答:

- (1) R 原子的摩尔质量为 _____。
- (2) 外围电子排布式 _____。
- (3) R 元素处于周期表中的位置 _____。
- (4) 使少量 R^{4+} 加到 $FeCl_2$ 溶液中,会发生反应,其离子方程式为 _____。

(5) R_3O_4 因具有氧化性,被大量用于油漆涂料,涂在钢铁表面,有利于形成耐腐蚀的钝化层。 R_3O_4 与定量的 HNO_3 反应,生成 R 的氧化物、R 的硝酸盐和水三种物质。此反应的方程式为 _____。

第二章

分子结构与性质

第一节 共价键

课标展示

1. 知道共价键的主要类型中 σ 键和 π 键的形成过程。
2. 学会判断共价键中的 σ 键和 π 键。
3. 能用键能、键长、键角等键参数说明简单分子的某些性质。
4. 能结合实例说明“等电子原理”的应用。
5. 发展学习化学的兴趣、乐于探究物质结构的奥秘。

思考导学

一、共价键

1. 共价键理论的形成

1916 年美国化学家路易斯为了说明分子的形成,提出了共价键理论,他认为分子中每个原子应具有稳定的稀有气体原子的电子层结构,但这种稳定结构不是靠电子的得失,而是通过原子间共用一对或若干对电子来实现。这种分子中原子间通过共用电子对结合而成的化学键称为共价键。

2. 共价键的特点

在形成共价键时,互相结合的原子既未失去电子,也没有得到电子,而是共用电子,在分子中并不存在离子而只有原子,因此共价键与离子键有着显著的差别,它具有如下特点:

(1) 共价键的饱和性。共价键的形成条件之一是原子中必须有成单电子,由于一个原子的一个成单电子只能与另一个成单电子配对,形成一个共价单键,因此一个原子有几个成单电子(包括激发

后形成的单电子)便可与另外几个成单电子配对成键。例如氢原子 $1s$ 轨道的 1 个电子与另一个氢原子 $1s$ 轨道上的 1 个电子配对,形成 H_2 分子后,每个氢原子就不再具有成单电子了,若再有第三个氢原子与 H_2 靠近,也不可能再成键,故不能结合成 H_3 分子。又如氯原子最外层有一个成单的 $3p$ 电子,它只能同另一个氢原子的 $1s$ 电子配对形成一个共价键,不可能结合成 H_2Cl ,所以说共价键有饱和性。

所谓饱和性是指每个原子成键的总数或以单键连接的原子数目是一定的。这是因为共价键是由原子间轨道重叠和共用电子形成的,而每个原子能提供的轨道和成单电子数目是一定的。

(2) 共价键的方向性。根据原子轨道最大重叠原理,在形成共价键时。原子总是尽可能沿着原子轨道最大重叠的方向成键。轨道重叠越多,共价键越稳定。由于原子轨道在空间有一定取向,除了 s 轨道呈球形对称外, p 、 d 、 f 轨道在空间都有一定的伸展方向。在形成共价键时,除了 s 轨道与 s 轨道之间可以在任何方向上都能达到最大程度的重叠外, p 、 d 、 f 轨道的重叠,只有沿着一定的方向才能发生最大程度的重叠,故共价键是有方向性的。

3. 共价键的键型

(1) σ 键

① H_2 分子里的“ $s-s\sigma$ 键”。

课本图 2-1 $H-H$ 的 $s-s\sigma$ 键的形成

② HCl 分子里的“ $s-p\sigma$ 键”。

课本图 2-2 $H-Cl$ 的 $s-p\sigma$ 键的形成

③ Cl_2 分子里的“ $p-p\sigma$ 键”。

课本图 2-2 $Cl-Cl$ 的 $p-p\sigma$ 键的形式。

σ 键的形成小结: H_2 分子里的 σ 键是由两个 s