

CONTENTS

目录

第一章 原子结构与性质 1

第一节 原子结构 1

温故知新 2

互动课堂 2

主动成长 5

第二节 原子结构与元素的性质 5

温故知新 5

互动课堂 7

主动成长 9

本章测评(一) 11

本章测评(二) 13

第二章 分子结构与性质 16

第一节 共价键 16

温故知新 16

互动课堂 17

主动成长 19

第二节 分子的立体结构 20

温故知新 20

互动课堂 22

主动成长 24

第三节 分子的性质 26

温故知新 26

互动课堂 27

主动成长 29

本章测评(一) 30

本章测评(二) 32

第三章 晶体结构与性质 35

第一节 晶体的常识 35

温故知新 35

互动课堂 35

主动成长 37

第二节 分子晶体与原子晶体 38

温故知新 38

互动课堂 40

主动成长 41

第三节 金属晶体 43

温故知新 43

互动课堂 43

主动成长 45

第四节 离子晶体 46

温故知新 46

互动课堂 47

主动成长 49

本章测评(一) 51

本章测评(二) 53

综合测试(一) 56

综合测试(二) 59

解析与答案 63



第一章 原子结构与性质

第一节 原子结构



新知预习

一、开天辟地——原子的诞生

现代大爆炸宇宙学理论认为,我们所在的宇宙诞生于一次大爆炸。大爆炸后约 2 小时,诞生了大量的____、少量的____以及极少量的____。其后,经过或长或短的发展过程,氢、氦等发生____的熔合反应,分批分批地合成其它元素。____是宇宙中最丰富的元素,约占宇宙原子总数的 88.6%。氦约为氢原子数的____,它们合起来约占宇宙原子总数的 99.7%。地球上的元素绝大多数是____,非金属(包括稀有气体)仅____种。

二、能层与能级

1. 多电子原子的核外电子的____是不同的,按电子的能量差异,将核外电子分成不同的____,并用符号____表示相应的第一、二、三、四、五、六、七……能层。

2. 在多电子的原子中,在同一能层(即 n 相同)的电子,能量也可能不同,可以把它们分为不同____(也就是电子亚层),不同能层所分的能级数目不同,它们两者关系是____。第 3 能层具有____个能级,分别记为____。所有能层的 d 能级最多容纳的电子数都是____个。以 s、p、d、f……排序的各能级可容纳的最多电子数依次为____、____、____、____……的二倍。

三、构造原理

随着原子核电荷数的递增,绝大多数元素的核外电子的排布将遵循____,只要我们知道____,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____。如 Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 称为____。

四、能量最低原理、基态与激发态、光谱

1. 原子的电子排布遵循____原理,使整个原子的能量处于最低状态,简称能量最低原理。

2. 基态与激发态

(1) 基态原子:处于____的原子叫做基态原子。



知识回顾

知识链接

在必修 2 中我们学习了元素周期表,其中 I A 族除氢外、II A 族、七个副族、V III 族中全是金属元素,约占元素总数的 $\frac{4}{5}$ 。而非金属元素主要在元素周期表的右上角,共 22 种元素。通过本节的学习我们将知道原子的诞生和元素的合成。

在必修 2 中我们学习了电子核外原子的排布等知识,知道在多电子原子中,电子的能量是不同的,在离核较近的区域运动的电子能量较低,在离核较远的区域运动的电子能量较高。通过本节的学习,我们将会知道电子运动的更具体的能量区域。

必修 2 中我们学习过原子核外电子的排布:电子总是尽可能地先从内层排起,当一层填满后再填充下一层,每个电子层最多可以排 $2n^2$ 个电子,而最外层不超过 8 个(当 K 层为最外层时不超过 2 个)。通过本节学习我们将知道各能级上具体的电子排布。

背景链接

1. 在日常生活中,我们能看见各种各样的光:灯光、霓虹灯光、激光、焰火等,它们都是原子核外电子发生跃迁,能量以光的形式释放出来。不同的元素的原子发生跃迁时,会吸收或释放不同的光,所以我们会看到上述不同颜色的光。

2. 光谱及光谱分析法:1858~1859 年间,德国化学家本生和物理学家基尔霍夫奠定了一种新的化学分析方法——光谱分析法的基础。他

(2)激发态原子:基态原子的电子_____能量后,电子会跃迁到较高能级,变为激发态原子。

基态原子_____激发态原子
_____,主要形式为_____

3. 光谱

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_____光谱或_____光谱,总称原子光谱。

五、电子云与原子轨道

1. 把电子出现的概率约为_____的空间圈出来,所得到的电子云轮廓图称为原子轨道。

2. 原子轨道形状及数目:

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_____形,p 轨道呈_____形,d 轨道和 f 轨道比较复杂。

s 能级只有_____个轨道,p 能级有_____个轨道,d 能级有_____个轨道,f 能级有 7 个轨道。

3. 泡利原理:一个原子轨道只能容纳_____个电子,且自旋方向_____。

4. 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_____。

俩人被认为光谱分析法的创始人。光谱法的应用开创了化学和分析化学的新纪元,光谱分析已广泛地用于地质、冶金、石油、化工、农业、医药、生物化学、环境保护等许多方面,是常用的灵敏、快速、准确的近代仪器分析方法之一。

知识链接

宏观物体的运动都有一定的轨迹,而原子核外的电子并不遵循宏观物体的运动规律,研究表明,电子在核外空间所处的位置及其运动速度不能同时准确地测定。于是人们采用统计的方法,对一个电子多次的行为或多个电子的一次行为进行总的研究,从而统计出电子在核外空间某处出现机会的多少。电子出现机会的多少可以用电子云形象地表示,人们将电子运动所处的区域形象地称为“轨道”。轨道分为 s 轨道、p 轨道、d 轨道等。



一、能层与能级

能层是根据多电子原子核外电子能量的不同,按能量差异而分成不同的层。能级是根据同一能层中电子能量的不同而将它们分成不同的能级。对于能层和能级可按下表记忆。

能层	一	二	三	四	五……
符号	K	L	M	N	O……
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……
电子离核远近	近→远				
电子能量高低	低→高				

二、构造原理

基态原子核外电子在原子轨道上的排布如下图所示,随着原子核



① 符号为 N 的能层最多能容纳的电子数为 …………… ()

- A. 18 B. 32
C. 50 D. 72

解析:符号为 N 的是第四能层,每一能层所能容纳的最多电子数为 $2n^2$ 个,故 N 层能容纳的最多电子数为 $2 \times 4^2 = 32$ 个。

答案:B

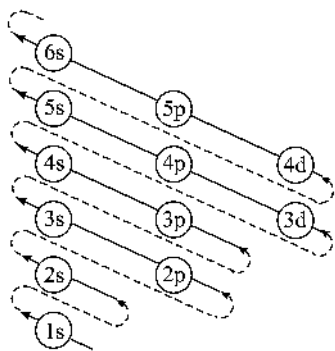
② 某一能层上 d 能级所能容纳的最多电子数为 …………… ()

- A. 6 B. 10
C. 14 D. 15

解析:d 能级可容纳的最多电子数为 5 的二倍即为 10。

答案:B

电荷数的递增,基态原子的核外电子按箭头方向依次排布在各原子轨道上:1s,2s,2p,3s,3p,4s,3d,4p,5s,4d,5p,6s……这是从实验得到的一般规律,适用于大多数基态原子的核外电子排布,人们称之为构造原理。由构造原理,只要我们知道原子序数,就可以写出几乎所有元素原子的电子排布。

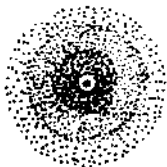


构造原理

三、电子云

尽管我们不能确定某一时刻原子中的电子的精确位置,但能够统计出电子在什么地方出现的概率大,在什么地方出现的概率小。为了形象地表示电子在原子核外空间的分布状况,人们常用小点的疏密程度来表示电子在原子核外出现概率的大小。点密集的地方,表示电子在那里出现的概率大;点稀疏的地方,表示电子在那里出现的概率小。这种形象地描述电子在空间出现的概率大小的图形称为电子云图。

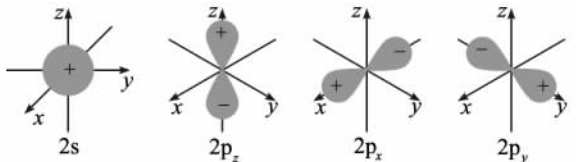
如下图所示,是电子在1s轨道的电子云示意图。由图可知,处于1s轨道的电子在空间出现概率分布呈球形对称,而且电子在原子核附近出现概率大,离核越远电子出现的概率越小。



轨道的电子云示意图

四、原子轨道

原子中的单个电子的空间运动状态是用原子轨道描述的,根据量子力学理论,可以将原子轨道在空间的分布以图像方式在直角坐标系中表示出来。下图中给出了2s和2p的原子轨道图。从图中可以看出,s轨道在三维空间分布的图形为球形,即该原子轨道具有球对称性;p轨道空间分布的图形特点与s轨道明显不同,它在空间的分布特点是分别相对于x、y、z轴对称,因此,p原子轨道在空间的分布分别沿x、y、z方向。



2s、2p 原子轨道示意图

3 Pb²⁺的价电子结构是 ()

- A. 5s² B. 6s²6p²
C. 5s²5p² D. 5s²5p⁶5d¹⁰6s²

解析:铅原子基态价电子构型为 5s²5p⁶5d¹⁰6s²6p²。失去 2 个电子后应变为 5s²5p⁶5d¹⁰6s²,所以 D 选项正确。

答案:D

4 39 号元素钇的电子排布式应是下列排布的哪一种 ()

- A. 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰4s²4p⁶4d¹5s²
B. 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰4s²4p⁶5s²5p¹
C. 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰4s²4p⁶5s²4d¹
D. 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰4s²4p⁶5s²5d¹

解析:可用排除法。B、D 中缺少 4d 轨道;C 中 4d 和 5s 的顺序不对。

答案:A

5 比较下列多电子原子的原子轨道的能量高低。

- (1)2s _____ 3s (2)2s _____ 3d
(3)3p_x _____ 3p_y (4)3p _____ 3s
(5)4f _____ 6f (6)3d _____ 4s

解析:本题所考查的是不同原子轨道的能量高低。相同电子层上不同原子轨道能量的高低顺序:ns < np < nd < nf;不同电子层上形状相同的原子轨道能量的高低顺序:1s < 2s < 3s < 4s……;能层、能级均相同的原子轨道能量相等:3p_x = 3p_y = 3p_z;对于处在不同能层的原子轨道不同的能级,电子排布的先后次序为 ns、(n-2)f、(n-1)d、np。

答案:(1) < (2) < (3) = (4) > (5) < (6) >

6 对原子核外的电子运动描述方法正确的是

..... ()

- A. 根据一定的数据计算出它们某一时刻所在的位置
B. 用一定仪器测定或描述出它们的运动轨迹
C. 核外电子的运动有确定的轨道
D. 核外电子的运动根本不具有客观物体运动规律,只能用统计规律来描述

解析:核外电子的运动根本不具有客观物体运动规律,只能用统计规律来描述。我们不能测定或计算出它在某一时刻所在的位置,也不能描画它的运动轨迹。

答案:D



- 1 我国的“神舟”六号载人飞船已发射成功,“嫦娥”探月工程也已正式启动。据科学家预测,月球上土壤中吸附着数百万吨的 ${}^3_2\text{He}$,每百吨 ${}^3_2\text{He}$ 核聚变所释放出的能量相当于目前人类一年消耗的能量。在地球上,氦元素主要以 ${}^4_2\text{He}$ 的形式存在。下列说法正确的是 …… ()

A. ${}^4_2\text{He}$ 原子核内有4个质子
B. ${}^3_2\text{He}$ 和 ${}^4_2\text{He}$ 互为同位素
C. ${}^3_2\text{He}$ 原子核内有3个电子
D. ${}^4_2\text{He}$ 的价电子数为2,所以 ${}^4_2\text{He}$ 具有较强的金属性

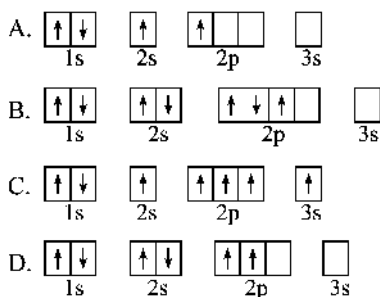
- 2 “飞秒(10^{-15} s)化学”使运用激光光谱技术观测化学反应时分子中原子的运动成为可能,你认为利用该技术不能观察的是 …… ()

A. 原子中原子核的内部结构
B. 化学反应中原子的运动
C. 化学反应中生成物分子的形成
D. 化学反应中反应物分子的分解

- 3 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

- 4 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 …… ()



- 5 下列说法正确的是 …… ()

A. 某粒子核外电子排布为2、8、8结构,则该粒子一定是氩原子
B. 最外层电子达稳定结构的粒子只能是稀有气体的原子
C. F^- 、 Na^+ 、 Mg^{2+} 、 Al^{3+} 是与Ne原子具有相同电子层结构的离子
D. NH_4^+ 与 H_3O^+ 具有相同的质子数和电子数

- 6 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

- 7 对原子轨道叙述错误的是 …… ()

A. 描述核外电子运动状态的函数
B. 核外电子运动的轨迹
C. 和波函数为同一概念
D. 图形可分为角向部分和径向部分的一个数学式子

- 8 反物质就是由反粒子组成的物质,所有的粒子都有反粒子,这些反粒子的特点是质量、寿命、自旋与其相对应的粒子相同,但电荷、重子数、轻子数等量子数与之相反,如果制取了反氧原子,则下列说法正确的是 …… ()

A. 核内有8个带正电的质子,核外有8个带负电的电子
B. 核内有8个带负电的电子,核外有8个带正电的质子
C. 核内有8个带负电的中子,核外有8个带正电的质子
D. 核内有8个带负电的质子,核外有8个带正电的电子

- 9 下列各组原子中,彼此的化学性质一定相似的是 ()

A. 原子核外电子排布式为 $1s^2$ 的X原子与原子核外电子排布式为 $1s^22s^2$ 的Y原子
B. 原子核外M层上仅有两个电子的X原子与原子核外N层上仅有两个电子的Y原子
C. $2p$ 轨道上有一个未成对电子的X原子与 $3p$ 轨道上只有一个未成对电子的Y原子
D. 最外层都只有一个电子的X、Y原子

- 10 已知溴在自然界中有两种同位素,这两种同位素原子大约各占一半,已知溴的核电荷数为35,溴元素的相对原子质量为80,则溴的这两种同位素的中子数分别为 …… ()

A. 79,81 B. 44,46
C. 45,46 D. 44,45

- 11 写出V、Si、Fe电子排布式,并指出这些原子各有几个未成对原子?

- 12 短周期元素A、B、C、D中,0.5 mol A元素的离子得到 6.02×10^{23} 个电子被还原为中性原子,0.4 g A的氧化物恰好与100 mL $0.2\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 的盐酸完全反应。A元素

的_____。

3. 我们把“构造原理”中能量接近的原子轨道划分为一个“能级组”。下表是各周期元素数与相应能级组的原子轨道关系：

周 期	元素数目	相应能级组中原子轨道	电子最大容量
1	2	1s	2
2	8	2s 2p	8
3	8	3s 3p	8
4	18	4s 3d 4p	18
5	18	5s 4d 5p	18
6	32	6s 4f 5d 6p	32
7	26(未完)	7s 5f 6d(未完)	未满

可见各周期元素的数目等于相应能级组中_____。

二、元素周期律

元素的性质随_____的递增发生周期性的递变，称为元素周期律。

1. 原子半径的大小取决于_____、_____两个因素。电子的能层越多，电子之间的负电排斥使原子半径_____；核电荷数越大，核对电子的引力越大，将使原子半径_____。

2. 电离能

① 电离能：气态的原子或离子失去一个电子所需要的_____叫做电离能。用_____表示，单位是_____。电离能的意义是_____。

② 第一电离能：处于基态的气态原子生成_____价气态阳离子所需要的能量，称为第一电离能。

电离能是原子核外电子排布的实验佐证，是衡量气态原子_____电子难易的物理量。元素的电离能越小，表示气态时越容易_____电子，即元素在气态时的_____越强。

③ 同周期元素而言，_____第一电离能最小，_____第一电离能最大，从左到右总体呈现增大趋势。

④ 同族元素而言，从上到下，第一电离能_____。

3. 电负性

① 概念：是元素的原子在化合物中_____的标度，电负性是相对值，没有单位。

② 意义：元素的电负性越大，表示其原子在化合物中吸引电子能力_____；反之，电负性越小，相应原子在化合物中吸引电子能力越_____。

区域内运动，能量高的电子在离核远的电子层区域内运动。每个电子层所能容纳的电子数最多为 $2n^2$ 个。

元素周期表有 16 个族：7 个主族、7 个副族、Ⅷ族和零族，七个周期：三个短周期、三个长周期和一个不完全周期。每一周期中原子的最外层电子数从 1 到 8（第一周期从 1 到 2，第七周期未满）。通过本节课的学习，我们将知道每个电子层（相应能级组）中各原子轨道上的电子排布、电子最大容量及每周期的元素数目。

在必修 2 中我们学习了元素周期表及元素周期律，知道了在周期表中，主族元素从上到下、从左到右，元素的金属性和非金属性存在着一定的递变规律：同主族从上到下，随着电子层数的增多，原子半径增大，原子核对最外层电子的吸引力减小，容易失电子，即金属性增强；同周期从左到右，随着核电荷数的递增，原子半径逐渐减小，原子失电子能力逐渐减弱，得电子能力逐渐增强，即金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强。这种情况周而复始，清楚地体现了元素的性质随着原子序数的递增呈现的周期性变化。通过本节的学习，我们将从电离能、电负性角度去认识、解释元素的这种周期性变化。



一、原子结构与元素周期表

1. 核外电子排布与周期的划分

第一能级组对应第一周期（短周期）原子的电子排布特点是 $1s^{1-2}$ 。



① 已知某元素在周期表中位于第五周期ⅥA位置上，试写出该元素的基态原子的结构式、元素的名称、符号和原子序数。

该能级组仅含一个 s 轨道,至多能容纳两个电子,因此该周期只有两种元素。

第二、三能级组涉及 s 轨道和 p 轨道,分别对应第二、三周期(短周期),最外层电子从 1 个逐渐增加到 8 个。这两个周期的元素种数恰好是原子轨道数目的两倍。

第四能级组对应第四周期(长周期),从 19 号到 36 号共包含 18 种元素,其中过渡元素的原子中的电子逐渐填入 3d 轨道。该能级组所能容纳的电子数等于第四周期的元素种数,该周期的元素种数也是原子轨道数目的两倍。

规律总结:原子核外电子排布与元素周期划分的本质联系:一个能级组最多所能容纳的电子数等于一个周期所包含的元素种数,所以周期表中的 7 个周期分别对应 7 个能级组。各周期所包含的元素种数分别是 2、8、8、18、18、32,第七周期为不完全周期。

2. 核外电子排布与族的划分

通过观察和分析可以发现,族的划分与原子的价电子数目和价电子排布密切相关。一般来说,同族元素的价电子数目相同。主族元素的价电子全部排布在最外层的 ns 或 np 轨道上。尽管同族元素的电子层数从上到下逐渐增加,但价电子排布完全相同,并且主族元素所在族的序数等于该元素原子的价电子数。例如,镁原子的价电子排布为 3s²,镁元素属于ⅡA 族。除氦元素外,稀有气体元素原子的最外层电子排布均为 ns²np⁶。这种全充满电子的结构是稀有气体元素原子具有特殊稳定性的内在原因。

对于过渡元素的原子,价电子排布为 (n-1)d^{1~10}ns²。由此可以看出,虽然同一副族内不同元素原子的电子层数不同,价电子排布却基本相同,而且ⅢB~ⅧB 族的价电子的数目仍然与族数相同。例如,金属锰的价电子排布为 3d⁵4s²,价电子数为 7,对应的族序数为Ⅶ。价电子排布为 (n-1)d^{6~8}ns² 的三个族统称为Ⅷ族。ⅠB 和ⅡB 则是根据 ns 轨道上有一个还是两个电子来划分的。

二、元素周期律

元素周期律是本章的难点和重点,对于元素的周期性变化可用下表去理解和记忆。

元素性质的递变关系

性质	同周期由左及右	同主族由上及下
能层(电子层)数	相同	逐渐增加
原子半径	逐渐减小	逐渐增大
第一电离能	逐渐增大	逐渐减小
电负性	逐渐增大	逐渐减小
最大氧化数	逐渐增大	相等(等于族序数)
得电子能力	逐渐增强	逐渐减弱
失电子能力	逐渐减弱	逐渐增强
氧化性	逐渐增强	逐渐减弱
还原性	逐渐减弱	逐渐增强
金属性	逐渐减弱	逐渐增强
非金属性	逐渐增强	逐渐减弱

解析:由于元素位于第五周期,故电子的最高能级组为第五能级组即 5s4d5p;元素是ⅥA 族的,故最外层电子数应为 6,故有 5s²5p⁴,这时 4d 一定为全充满的。电子排布式为 [Kr]4d¹⁰5s²5p⁴,元素名称是碲,符号 Te,核外电子数为 52,故原子序数也应为 52。

答案:[Kr]4d¹⁰5s²5p⁴、碲、Te、52

- ② 外围电子构型为 4f⁷5d¹6s² 的元素在周期表中位置应是哪一族 ()
- A. 第四周期ⅦB 族 B. 第五周期ⅢB 族
C. 第六周期ⅦB 族 D. 第六周期ⅢB 族

解析:最高主量子数为 6,所以为第 6 周期。由 5d¹6s² 知在ⅢB 族。

答案:D

- ③ 甲、乙两元素原子的 L 层电子数都是其他层电子总数的 2 倍。下列推断正确的是 ()
- A. 甲与乙处于同一周期
B. 甲与乙处于同一主族
C. 甲与乙的单质都是原子晶体
D. 甲与乙的原子序数之和为 18

解析:由于甲、乙两元素原子的 L 层电子数为其它电子层电子总数的 2 倍,故有两种情况:①L 层未充满,则有 K 层 2 个电子,则 L 层 4 个电子,该元素为 C;②L 层排满为 8 个电子,由 K 层 2 个电子,则 M 层为 2 个电子,该元素为 Mg。故选 D。

答案:D

- ④ 运用元素周期律分析下面的推断,其中错误的是 ()
- A. 已知 Ra 是第七周期,ⅡA 族的元素,故 Ra(OH)₂ 的碱性比 Mg(OH)₂ 的碱性强
B. 已知 As 是第四周期,ⅤA 族的元素,故 AsH₃ 的稳定性比 NH₃ 的稳定性强
C. 已知 Cs 的原子半径比 Na 的原子半径大,故 Cs 与水反应比 Na 与水反应更剧烈
D. 已知 Cl 的核电荷数比 Al 的核电荷数大,故 Cl 的原子半径比 Al 的原子半径小

解析:同主族元素从上至下形成的氢化物稳定性由强到弱,N 和 As 是同主族元素,且 As 在 N 的下方,故 AsH₃ 稳定性应比 NH₃ 弱,B 不正确。

答案:B

- ⑤ 下列叙述不正确的是 ()
- A. NaOH、Mg(OH)₂、Al(OH)₃ 的碱性逐渐减弱
B. C、N、O、F 原子半径逐渐减小
C. Si、P、S、Cl 最高正价逐渐升高
D. Na、K、Mg、Al 金属性逐渐减弱

续表

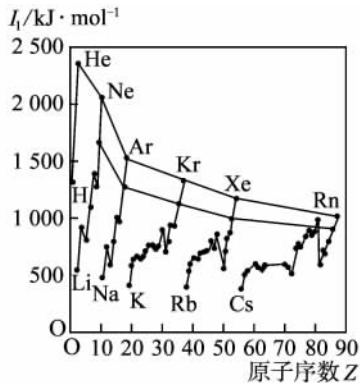
性质	同周期由左及右	同主族由上及下
最高价氧化物对应的水化物的酸碱性	碱性逐渐减弱 酸性逐渐增强	碱性逐渐增强 酸性逐渐减弱
非金属形成气态氢化物的难易程度	由难到易	由易到难
气态氢化物的稳定性	由不稳定到稳定	由稳定到不稳定

案例探究 如何比较微粒半径大小?

- 1. 当电子层结构相同时,核电荷数越多,半径越小;核电荷数越少,半径越大。如:半径比较: $F^- > Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+}$, $Na > Mg > Al$ 。
- 2. 电子层数不同时,电子层数越多,半径越大;电子层数越少,半径越小。如: $Li < Na < K < Rb < Cs$
- 3. 对于同种元素的各种微粒,核外电子数越多,半径越大,核外电子数越少,半径越小。如: $H^- > H > H^+$ 。

三、第一电离能的变化规律及原因

第一电离能的变化趋势如下图所示:



由上图可见,对同一周期的元素而言,从左到右,元素的第一电离能在总体上呈现由小到大的变化趋势,表示元素原子越来越难失去电子。短周期元素的这种递变更为明显,这是同周期元素原子电子层数相同,但随着核电荷数增大和原子半径减小,核对外层电子的有效吸引作用依次增强的必然结果。同主族元素,自上而下第一电离能逐渐减小,表明自上而下原子越来越易失去电子。这是因为同主族元素原子的价电子数相同,原子半径逐渐增大,原子核对核外电子的有效吸引作用逐渐减弱。过渡元素的第一电离能的变化不太规则,随元素原子序数的增加从左到右略有增加。这是因为对这些元素的原子来说,增加电子大部分排布在 $(n-1)d$ 轨道上,核对外层电子的有效吸引作用变化不是太大。

总之,第一电离能的周期性递变规律是原子半径、核外电子排布周期性变化的结果。

四、元素的电负性及其变化规律

1. 电负性

衡量原子在分子中吸引成键电子的能力。并指定氟的电负性为 4.0 作为定量标度,再应用键能数据,对比求出其他元素的电负

解析:金属 K 的金属性比 Na 强,故 D 选项叙述错误。

答案:D

- 6 已知:①硫酸比次氯酸稳定 ②硫酸的酸性弱于高氯酸 ③ H_2S 比 HCl 易被氧化 ④ HCl 比 H_2S 更容易由单质合成 ⑤盐酸的酸性比 H_2S 酸性强。上述事实能够说明硫的非金属性比氯弱的是 ()
- A. ①②③ B. ③④⑤
C. ②③④ D. ①③⑤

解析:①中酸的稳定性不能说明非金属性的强弱,可排除 A、D 选项;⑤中酸不是最高价氧化物的水化物所对应的酸,也不能判定,B 选项也不正确,故选 C。

答案:C

- 7 已知 A^{n+} 、 $B^{(n+1)+}$ 、 C^{n-} 、 $D^{(n+1)-}$ 具有相同的电子层结构,则 A、B、C、D 的原子半径由大到小的顺序是 ()
- A. $C > D > B > A$ B. $A > B > C > D$
C. $D > C > A > B$ D. $A > B > D > C$

解析: A^{n+} 、 $B^{(n+1)+}$ 、 C^{n-} 、 $D^{(n+1)-}$ 都具有相同的电子层结构,可说明 A 与 B 同周期,C 与 D 同周期,且 A、B 处于 C、D 的下一周期,原子序数应是 $B > A > C > D$,原子半径应是 $A > B > D > C$ 。

答案:D

- 8 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大

解析: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 族元素的原子半径最小;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 项错误,同周期中,碱金属元素的第一电离能最小。

答案:C

- 9 下列原子的第一电离能最大的是 ... ()
- A. B B. C C. Al D. Si

解析:B 与 C、Al 与 Si 分别属于同周期,电离能随核电荷数递增而变大,所以电离能 B 小于 C,Al 小于 Si。而 C 与 Si 同主族,电离能随着原子序数递增而减小。C 的电离能大于 Si,应选 B 项。

答案:B

- 10 A、B、C、D 四种元素,已知 A 元素是自然界中

性,因此电负性是相对比值。

2. 电负性的变化规律

- (1)同一周期从左到右,电负性递增。
- (2)同一主族,从上到下,电负性递减。
- (3)副族元素的电负性没有明显的变化规律。

说明:①应用元素电负性一般只能定性说明问题:元素的电负性大,表示该元素的非金属性越强,金属性越弱;元素的电负性小,表示该元素的非金属性越弱,金属性越强。

- ②同一元素的不同氧化态有不同的电负性值。
- ③特定组合的基团有特定的电负性值。

含量最多的元素;B元素为金属元素,它的原子核外 K、L 层上电子数之和等于 M、N 层电子之和;C 元素是第 3 周期第一电离能最小的元素;D 元素在第 3 周期中电负性最大。

(1)试推断 A、B、C、D 四种元素的名称和符号。

(2)写出上述元素 A、B、C 两两化合生成化合物的化学式。

解析:自然界中含量最多的元素为氧,B元素由题意知,K 层和 L 层之和为 10,则 M 层为 8 个,N 层为 2 个;C 是第 3 周期电离能最小的元素,为 Na,第 3 周期中电负性最大的元素为氯。

答案:(1)A:氧(O) B:钙(Ca) C:钠(Na)
D:氯(Cl)

(2)CaO Na₂O 或 Na₂O₂



夯基达标

1 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

2 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ⅢB 族到ⅡB 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

3 下列各分子中所有原子都满足最外层 8 电子结构的是 ()

- A. BeCl₂ B. PCl₃
- C. PCl₅ D. N₂

4 下列各组元素属于 p 区的是 ()

- A. 原子序数为 1,2,7 的元素
- B. O,S,P
- C. Fe,Ar,Cl
- D. Na,Li,Mg

5 下列粒子半径的比较中,正确的是 ()

- A. Na⁺ > Na B. Cl⁻ > Cl
- C. Ca²⁺ > Cl⁻ D. Mg > Na

6 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. 化学性质很不活泼
- D. 同周期中第一电离能最大

7 下列具有特殊性能的材料中,由主族元素和副族元素形成的化合物是 ()

- A. 半导体材料砷化镓 B. 吸氢材料镧镍合金
- C. 透明陶瓷材料硒化锌 D. 超导材料 K₃C₆₀

8 放射性原子在人类生活中的很多地方有着特殊的作用,对人类的科学研究有很大的帮助,其中最主要的作用是作为示踪原子。最近医学界通过用放射性¹⁴C 的羧酸衍生物在特定条件下可通过断裂 DNA 来杀死细胞,从而抑制艾滋病。

(1)下面有关¹⁴C 的叙述正确的是 ()

- A. ¹⁴C 与 ¹⁴N 含有相同的中子数
- B. ¹⁴C 与 C₆₀ 互为同位素
- C. ¹⁴C 与 C₆₀ 中普通碳原子的化学性质不同
- D. ¹⁴C 与 ¹²C 互为同位素

(2)自然界中存在很多像¹⁴C 的放射性原子,这些天然放射现象的发现说明了什么问题 ()

- A. 原子不可以再分
- B. 原子的核式结构

C. 原子核还可以再分

D. 原子核是由质子和中子构成

9 (探究题) 最近, 德国科学家实现了铷原子气体超流体态与绝缘态的可逆转换, 该成果将在量子计算机研究方面带来重大突破。已知铷是 37 号元素, 质量数是 85。根据材料完成下列问题:

(1) 铷 Rb-37 位于周期表的第 _____ 周期, 第 _____ 族。

(2) 关于铷的结构和性质判断正确的是 ()

- ① 与水反应比钠剧烈 ② 它的原子半径比钠小
③ 它的氧化物暴露在空气中易吸收 CO_2 ④ 它的阳离子最外层电子数和镁相同 ⑤ 它是还原剂

A. ①③④ B. ②③⑤

C. ②④ D. ①③⑤

(3) 氢化铷与水反应可放出氢气, 则下列叙述正确的是 ()

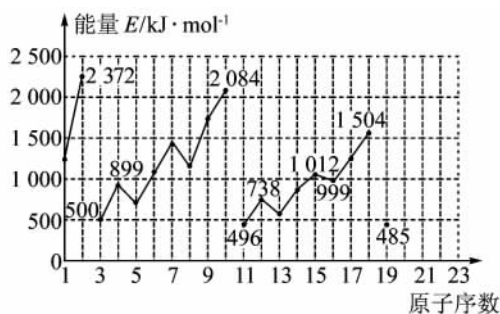
- A. 氢化铷溶于水显酸性
B. 氢化铷中氢离子被还原为氢气
C. 氢化铷与水反应时, 水是还原剂
D. 氢化铷中氢离子最外层有两个电子

(4) 现有铷和另一种碱金属形成的合金 50 g, 当它与足量水反应时, 放出标准状况下的氢气 22.4 L, 这种碱金属可能是 ()

A. Li B. Na

C. K D. Cs

10 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, 并完成下列问题:

(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 _____。

11 X、Y、Z 是 I A $\rightarrow$ VII A 族的三种非金属元素, 它们在周期表中的位置如右图所示。试完成下列问题:

		X
	Y	
Z		

(1) X 元素单质的化学式是 _____。

(2) Y 元素的原子结构示意图是 _____, Y 与 Na 所形成化合物的电子式为 _____。

(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 _____。

12 短周期元素 A、B、C 的原子序数逐渐增大, 它们形成的离子具有相同的电子层结构, B 和 C 的单质都能跟水剧烈反应, B 为电负性数值最大的元素。B 单质与 H_2O 反应产生 A 单质, 0.5 mol C 单质跟水反应时, 在标准状况下放出 5.6 L H_2 , 此时 C 转化成具有氖原子核外电子层结构的离子。问:

(1) A、B、C 各是什么元素?

(2) 写出这三种元素所形成的离子化合物的化学式, 并用电子式表示它们的形成过程。



走近高考

13 2006 全国理综 I, 7 下列叙述中正确的是 ()

- A. 同一主族的元素, 原子半径越大, 其单质的熔点一定越高
B. 同一周期元素的原子, 半径越小越容易失去电子
C. 同一主族元素的氢化物, 相对分子质量越大, 它的沸点一定越高
D. 稀有气体元素的原子序数越大, 其单质的沸点一定越高

14 2006 江苏高考, 9 X、Y、Z 是 3 种短周期元素, 其中 X、Y 位于同一族, Y、Z 处于同一周期, X 原子的最外层电子数是其电子层数的 3 倍。Z 原子的核外电子数比 Y 原子少 1。下列说法正确的是 ()

- A. 元素非金属性由弱到强的顺序为 $Z < Y < X$
B. Y 元素最高价氧化物对应水化物的化学式可表示为 H_3YO_4
C. 3 种元素的气态氢化物中, Z 的气态氢化物最稳定
D. 原子半径由大到小的顺序为 $Z > Y > X$

15 2006 全国理综 II, 27 已知 X、Y、Z 都是短周期的元素, 它们的原子序数依次递增, X 原子的电子层数与它的核

外电子总数相同,而Z原子的最外层电子数是次外层的三倍,Y和Z可以形成两种以上气态化合物,则

- (1)X是_____,Y是_____,Z是_____。
- (2)由Y和Z组成,且Y和Z的质量比为7:20的化合物的化学式(分子式)是_____。
- (3)由X、Y、Z中的两种元素组成,且与 X_2Z 分子具有相同电子数的两种离子是_____和_____。
- (4)X、Y、Z可以形成一种盐,此盐中X、Y、Z元素的原子的个数比为4:2:3,该盐的化学式(分子式)是_____。

- 16 2006 重庆高考,29 X、Y、Z、W是原子序数依次增大的短周期元素,且互不同族;其中只有两种为金属;X原子的最外层电子数与次外层电子数相等;X与W、Y与Z

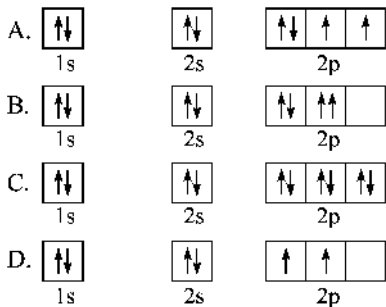
这两对原子的最外层电子数之和均为9。单质Y和W都可与浓的NaOH溶液反应。请回答下列问题:

- (1)Y、Z、W的原子半径由小到大的顺序是_____。
- (2) ZW_2 的电子式是_____,它在常温下呈液态,形成晶体时,属于_____晶体。
- (3)工业生产单质Y的原理是_____ (用化学方程式表示)。
- (4)X与Y化学性质相似,则X与浓的NaOH溶液反应的化学方程式是_____。
- (5)0.1 mol的单质W与50 mL 1.5 mol/L的 $FeBr_2$ 溶液反应,则被氧化的 Fe^{2+} 和 Br^- 的物质的量之比是_____。

本章测评(一)

一、选择题(本题包括12个小题,每题4分,共48分)

- 1 下列轨道表示式能表示氧原子的最低能量状态的是 ... ()



- 2 ^{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 Wuithrich等人为此获得2002年诺贝尔化学奖。下面有关 ^{13}C 、 ^{15}N 的叙述正确的是 ... ()

- 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 $1s^2 2s^2 2p^4$

- 3 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

- 4 按照第一电离能由大到小的顺序排列错误的是 ... ()

- A. Be、Mg、Ca B. Be、B、C、N
- C. He、Ne、Ar D. Li、Na、K

- 5 M、N两种元素的原子,当它们每个原子获得两个电子形成稀有气体元素原子的电子层结构时,放出的能量M大于N,由此可知 ... ()

- A. M的氧化性弱于N B. M的氧化性强于N
- C. N^{2-} 的还原性弱于 M^{2-} D. N^{2-} 的还原性强于 M^{2-}

- 6 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
---	---	---	---	---

下列说法正确的是 ... ()

- A. E元素的最高化合价为+7时,D元素的负化合价可为-2
- 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

19世纪中叶,门捷列夫总结出如下表所示的元素化学性质变化情况

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

非金属性逐渐增强

金属性逐渐增强

非稀有金属性逐渐增强

据此回答下面四个小题:

- 7 门捷列夫的突出贡献是 ... ()
- A. 提出原子学说 B. 提出分子学说

C. 发现元素周期律 D. 发现能量守恒定律

8 该图表变化表明 ()

A. 事物的性质总是在不断地发生变化
B. 元素周期表中最右上角的氦元素是得电子能力最强的元素

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

D. 物质发生量变到一定程度必然引起质变

9 按照表中元素的位置,认真观察从 III A 族的硼到 VII A 族的砷连接的一条折线,我们能从分界线附近找到 ()

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

10 据报道,美国科学家制得一种新原子 $^{283}_{116}\text{X}$,它属于一种新元素 116 号元素(元素符号暂用 X 代替),关于它的推测正确的是 ()

A. 这种原子的中子数为 167
B. 它位于元素周期表中第六周期
C. 这种元素一定是金属元素
D. 这种元素的原子易与氢化合

11 长期以来一直认为氟的含氧酸不存在,自 1971 年美国科学家用 F_2 通过细冰未获得了次氟酸以来,对 HFO 的研究才引起重视,下列对 HFO 中各元素化合价的叙述正确的是 ()

A. 氢+1 价 氟+1 价 氧-2 价
B. 氢+1 价 氟-1 价 氧 0 价
C. 氢-1 价 氟+3 价 氧-2 价
D. 氢-1 价 氟-1 价 氧+2 价

12 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 2 的元素

二、填空题(本题共 5 个小题,每空 1 分,共 23 分)

13 用符号“>”“<”或“=”连接下列各项关系。

(1)第一电离能:Na _____ Mg, Mg _____ Ca。

(2)电负性:O _____ F, F _____ Cl。

(3)能量高低:ns _____ (n+1)s, ns _____ np。

(4)主族序数 _____ 价电子数 _____ 元素最高正化合价。

14 按要求完成下列各题。

(1)单核 10 电子的微粒符号(至少写三种) _____, 它们的核外电子排布 _____。

(2)双核 10 电子的微粒符号(至少写两种) _____。

(3)三核 10 电子的微粒的结构式(写一种) _____。

(4)四核 10 电子的微粒的电子式(写一种) _____。

(5)五核 10 电子的微粒的结构式(写一种) _____。

15 下表是元素周期表的一部分。

族 周期	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
一	A							
二					D		F	H
三	B		C		E		G	

根据 A~H 元素在周期表中的位置,用化学式填写下列空白。

(1)单质中氧化性最强的是 _____, 还原性最强的是 _____, 化学性质最不活泼的是 _____。

(2)最高价氧化物对应水化物的酸性最强的酸是 _____, 最稳定的氢化物是 _____。

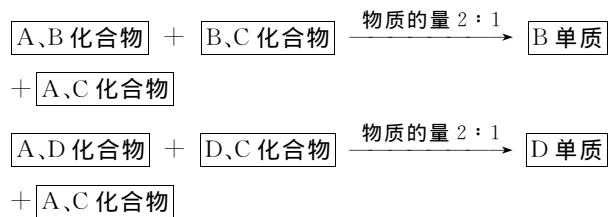
(3)按碱性逐渐减弱、酸性逐渐增强的顺序,将 B、C、E、G 四种元素的最高价氧化物对应水化物的化学式排列为 _____。

(4)D、E、F 三种元素按原子半径由大到小的顺序排列为 _____。

(5)A 的氧化物常温下呈 _____ 态,它和 B 的单质反应后所得溶液的 pH _____ 7。

三、简答题(本题共 1 个小题,共 5 分)

16 有 A、B、C、D 四种短周期元素。已知一个 B 原子核的原子受到 α 粒子的轰击得到一个 A 原子的原子核和一个 C 原子的原子核,又知 C、D 元素同主族,且能发生下面两个反应,如下图:



请完成下列问题。

(1)比较 B、C 原子半径大小;画出 D 离子的结构示意图。

(2)分别写出上述两个反应方程式。

四、计算题(本题共 2 个小题,每题 12 分,共 24 分)

- 17 有 A、B、C 三种元素,已知 A、B 同主族,B、C 同周期,A 的气态氢化物分子式为 H_2A ,其中含氢 11.11%;B 与 A 有两种化合物,其中 B 与 A 的质量比分别为 1:1 和 2:3;4.6 g C 元素的单质可与 3.2 g A 单质化合生成 C_2A_2 ;A、B 元素原子核内的质子数和中子数相等,C 的核内中子数比质子数多 1。计算确定 A、B、C 各是什么元素。

- 18 元素 R 的气态氢化物化学式为 H_xR ,在标准状况下 8.5 g H_xR 气体的体积是 5.6 L,将 5.1 g H_xR 通入 200 mL $0.75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 的 CuCl_2 溶液正好完全反应。
- (1)求 H_xR 的相对分子质量。
- (2)推断 x 值,并确定 R 的元素符号。

本章测评(二)

一、选择题(本题共 16 个小题,每小题 3 分,共 48 分)

- 1 科学家最近制造出 112 号新元素的原子,其原子质量数为 277,这是迄今已知元素中最重的原子,关于该元素的下列叙述正确的是 ()
- A. 其原子核内中子数和质子数都是 112
- B. 其原子核内中子数为 165,核外电子数为 112
- C. 其原子质量是 ^{12}C 原子质量的 277 倍
- D. 其原子质量与 ^{12}C 的原子质量之比为 277:6

- 2 某元素的原子具有  的价电子构型,则该元素可能的化合价是..... ()

①-2 ②3 ③4 ④5 ⑤6

A. 只有①

B. ①②③

C. ①③⑤

D. ①②③④⑤

- 3 下列变化需要吸收能量的是 ()

A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$

B. $3s^2 3p^5 \longrightarrow 3s^2 3p^6$

C. $2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1 \longrightarrow 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^2$

D. $2\text{H} \longrightarrow \text{H}-\text{H}$

- 4 元素 X 的原子最外电子层中具有最多的未成对单电子,元素 Y 的原子核只有两种形状的电子云,且两种电子云的电子数相等,则 X、Y 组成的微粒中,不可能存在的是

..... ()

A. X_2Y_5

B. XY_4^{2-}

C. XY_4^{3-}

D. XY_3^-

- 5 X、Y 两种元素可形成 X_2Y_3 型化合物,则 X 和 Y 原子最外层的电子排布可能是 ()

A. X: $3s^2 3p^1$ Y: $3s^2 3p^5$

B. X: $2s^2 2p^3$ Y: $2s^2 2p^4$

C. X: $3s^2 3p^1$ Y: $3s^2 3p^4$

D. X: $3s^2$ Y: $2s^2 2p^3$

根据以下叙述和元素周期表的有关知识,回答 6~7 题:主族元素的性质主要由其原子的最外层电子数和电子层数决定,若元素的最外层电子数为 m ,电子层数为 n ,一般具有这样的规律: $m > n$ 的元素为非金属元素; $m \leq n$ 的元素为金属元素。

- 6 下列有关结论正确的是 ()
- A. 主族元素的性质随着原子量的递增而呈周期性变化
- B. 元素的金属性与非金属性递变规律最显著的是第三周期元素和第ⅣA 族元素
- C. I A 族和ⅦA 族元素的单质一般都没有同素异形体
- D. 原子最外层电子数等于电子层数的元素均为金属元素
- 7 下列推断符合实际的有 ()
- A. 第 n 周期的最后一种金属元素处在第 n 主族($n > 1$)
- B. 第 n 周期有 $8-n$ 种非金属元素($n > 1$,包括稀有气体元素)
- C. $m=1$ 和 $m=7$ 的元素单质相互化合时,都形成离子化合物
- D. $m-n=5$ 的主族元素存在最强的对应含氧酸; $m-n=-5$ 的元素对应的氧化物的水化物是最强的碱
- 8 第七周期为不完全周期,若将来发现的元素把这一周期元素全部排满,则下列有关第七周期元素的推论可能错误的是 ()

- A. 第七周期排满时有 32 种元素,全部是放射性元素
 B. 第七周期排满时最后一种元素的单质不与任何物质发生化学反应
 C. 第七周期第ⅦA 族元素的原子序数为 117,是一种金属元素
 D. 第七周期第ⅢA 族元素的氢氧化物与 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 具有相似的化学性质

9 周期表中有些元素有“隔类相似”现象(即对角线相似),如 Mg 与 Li; Si 和 B; Be 和 Al 等,现用熔融 LiCl 电解可得锂和氯气,若用已潮解的 LiCl 加热蒸干并强热至熔融,再用惰性电极电解。结果得到金属锂和一种无色无味气体,其主要理由是…………… ()

- A. 电解出的锂和水反应放出氢气
 B. 电解前 LiCl 在加热时水解
 C. 电解时产生的无色气体是氯气
 D. 在高温时阳极放出氯气与水作用释氧

10 下列哪个系列恰好是按电负性减小的顺序排列 … ()
 A. K、Na、Li B. Cl、C、N
 C. B、Mg、K D. N、P、S

11 在最外层电子排布为:① $3s^2 3p^5$ ② $2s^2 2p^2$ ③ $3s^2 3p^4$ ④ $3s^2 3p^3$ 的几种元素中,其最高氧化物对应水化物的酸性由强到弱的顺序是 …………… ()
 A. ②③④① B. ①③④②
 C. ②④③① D. ①②③④

12 下列基态原子中第一电离能排列顺序正确的是 … ()
 A. $\text{C} > \text{N} > \text{O} > \text{F}$ B. $\text{F} > \text{O} > \text{N} > \text{C}$
 C. $\text{I} > \text{Br} > \text{Cl} > \text{F}$ D. $\text{F} > \text{Cl} > \text{Br} > \text{I}$

13 下列哪一个参数近似会造成元素的性质最相似 … ()
 A. 第一电离能 B. 电负性
 C. 原子半径 D. 电子层构型

14 关于锂的结构和性质的判断,错误的是…………… ()
 ① 与水反应比钠剧烈 ② 它的密度比钠小 ③ 它的氧化物暴露于空气中易吸收 CO_2 ④ 其第一电离能小于钠的 ⑤ 它是还原剂
 A. 只有① B. ③和⑤
 C. ②和③ D. ①和④

15 下列各组元素性质的递变情况错误的是 …………… ()
 A. Na、Mg、Al 原子最外层电子数依次增多
 B. P、S、Cl 元素最高正价依次升高
 C. N、O、F 电负性依次减小
 D. Na、K、Rb 第一电离能逐渐减小

16 A、B 两元素原子分别得到两个电子形成稳定结构时, A 放出的能量大于 B 放出的能量; C、D 两元素原子分别失去一个电子形成稳定结构时, D 吸收的能量大于 C 吸收的能量,若 A、B、C、D 间相互形成化合物时,属于离子化合物的可能性最大的是 …………… ()
 A. D_2A B. C_2B
 C. C_2A D. D_2B

二、填空题(本题共 4 个小题,共 52 分)

17 (20 分)表 1-1 是元素周期表的一部分,回答所列有关问题:(用元素符号填空)

表 1-1

族 周期	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
二					①		②	
三	③	④	⑤	⑥		⑦	⑧	⑨
四	⑩	⑪					⑫	

(1) 写出下列元素符号: ① _____, ⑥ _____, ⑦ _____, ⑧ _____。

(2) 在这些元素中,最活泼的金属元素是 _____,最活泼的非金属元素是 _____,最不活泼的元素是 _____。

(3) 在这些元素的最高价氧化物对应的水化物中,酸性最强的是 _____,碱性最强的是 _____,呈两性的氢氧化物的是 _____,写出三者之间相互反应的化学方程式 _____。

(4) 在这些元素中,原子半径最小的是 _____,原子半径最大的是 _____。

(5) 在③和④中,化学性质较活泼的是 _____,怎样用化学实验证明? _____。

在⑧和⑫中,化学性质较活泼的是 _____,怎样用化学实验证明? _____。

18 (8 分)A、B、C、D、E 分别代表五种短周期元素,且原子序数依次增大。已知 B 的最外电子层是 $ns^2 np^{n+1}$; C 的 p 亚层上未成对的电子比 B 少一个, D 的二价阳离子与 C 的阴离子具有相同的电子层结构; E 与 D 同周期且 E 在该周期中原子半径最小; B 与 A 能生成具有刺激性气味的气体。

(1) B 核外电子排布式为 _____。

(2) A 与 E 化合时原子间以 _____ 键相结合, D 与 C 化合时原子间以 _____ 键相结合。

(3) 写出 A、C 直接形成的化合物与 E 的单质反应的离子方程式 _____。

(4) 写出 B 和 D 形成的化合物遇水时发生反应的方程式 _____。

19 (8 分)在某一周期,其零族元素的原子的外层电子构型为 $4s^2 4p^6$,该周期中有 A、B、C、D 四种元素,已知它们的最外层电子数分别是 2, 2, 1, 7, 且 A、C 元素的原子的次外层电子数为 8, B、D 元素的原子的次外层电子数为 18, 则 A、B、C、D 分别为 _____, _____, _____, _____ 元素。

- 20 (10 分) 现有 A、B、C 三种元素, B 原子序数大于 A, A 与 B 的质子数之和为 27, 质子数之差为 5。9 g 单质 C 与足量盐酸作用放出 1.12 L 氢气(标准状况), 且生成 C 的三氯化物。回答下列问题:
- (1) A 是 _____, B 是 _____, C 是 _____。
- (2) 三种元素的最高价氧化物对应水化物的酸碱性强弱顺序。

- 21 (6 分) 已知: ① A、B、C、D 四种物质均含元素 X, 有的还可能含有元素 Y、Z, 元素 Y、X、Z 的原子序数依次递增; ② X 在 A、B、C、D 中都不呈现它的最高化合价; ③ 室温下单质 A 与某种常见一元强碱溶液反应, 可得到 B 和 C; ④ 化合物 D 受热催化分解, 可制得元素 Y 的单质。
- (1) 元素 X 是 _____, Z 是 _____。
- (2) 写出③中反应的化学方程式: _____。
- 写出④中反应的化学方程式: _____。



1871 年, 门捷列夫曾经预言: 一定存在一种元素, 在元素周期表中它紧排在锌(提示: 锌的氢氧化物具有两性)的后面, 处于铝和镉之间, 门捷列夫称之为“类铝”并预测了它的性质。1875 年, 法国化学家布瓦博德朗在分析比里牛斯山的闪锌矿时发现一种新元素, 他将新元素命名为镓, 以表达他对祖国法兰西的热爱, 并把测得的关于镓的主要性质公布了。不久他收到了门捷列夫的来信, 门捷列夫在信中指出: 关于镓的比重不应该是 4.7 而是 5.9~6.0。当时布瓦博德朗很疑惑, 他是惟一手里掌握金属镓的人, 门捷列夫是怎样知道镓的比重的呢? 1876 年 9 月, 布瓦博德朗重做了实验, 将金属镓提纯重新测定, 结果镓的比重确实为 5.94 (现有值为 5.91), 这结果使他大为惊奇。他在认真地阅读了门捷列夫的周期律论文后, 感慨地说: “我没有什么可说的了, 事实证明了门捷列夫这一理论的巨大意义。”

下表是个最有力的说明:

类铝(1871 年门捷列夫的预言)	镓(1875 年布瓦博德朗发现镓后测定)
相对原子质量约为 68	相对原子质量为 69.72
比重约为 5.9~6.0	比重等于 5.94
熔点应很低	熔点为 30.15
不受空气的侵蚀	灼热时略微氧化
将在酸液和碱液中逐渐溶解	在各种酸液和碱液中逐渐溶解
其氢氧化物必能溶于酸和碱中	氢氧化物为两性, 能溶于强酸和强碱

第二章 分子结构与性质

第一节 共价键



新知预习

一、共价键

1. 原子间通过_____形成的化学键叫共价键。共价键具有_____性。从电子云和原子轨道角度理解,可认为电子云在_____重叠,电子出现在核间的概率_____,电子带_____,把带_____的两个原子核“黏结”在一起了。

2. H_2 里的共价键称为_____,其特征是以形成化学键的_____为轴作旋转操作,共价键_____的图形不变,这种特征称为_____。 H_2 分子里的 σ 键是由两个_____重叠形成的,可称为_____。 HCl 分子里的共价键是由氢原子提供的_____的原子轨道和氯原子提供的_____的原子轨道重叠形成的称为_____;而 Cl_2 分子中的共价键是由 2 个氯原子各提供_____的原子轨道重叠形成的,称为_____,都是_____键,是_____的。 p 电子和 p 电子除能形成_____键外,还能形成_____键,“头碰头”重叠形成_____键,“肩并肩”重叠形成_____键。

3. 一般地,共价单键是_____键;共价双键中有一个是_____键,另一个是_____键;共价三键由一个_____键和两个_____键组成。

二、键参数——键能、键长与键角

1. 键能是指_____形成_____释放的最低能量。单位是_____,键能越大,形成化学键时放出的能量_____,化学键_____。

2. 键长是衡量_____的另一个参数,是形成共价键的两原子之间的_____。键长越短,往往键能_____,表明共价键越_____。

3. 键角

(1) 概念:多原子分子中,_____之间的夹角叫键角。

(2) 写出下列分子的键角: CO_2 _____; H_2O _____; NH_3 _____。

(3) 键角、键长、键的极性决定着分子的空间构型。

4. 等电子原理是指_____相同,_____相同的分子具有相似的化学键特征,它们的许多性质相近。



知识回顾

在必修 2 中我们学过共价键——原子间通过共用电子对所形成的相互作用,叫做共价键。如氯原子最外层有 7 个电子,要达到稳定的 8 电子结构,需要获得一个电子,氯原子间没有发生电子得失,而是两个氯原子各提供一个电子,形成共用电子对,即共价键,两个氯原子都达到 8 电子稳定结构。非金属元素原子间形成共价键,且同种原子形成非极性共价键,电子对不偏移。不同种原子形成极性共价键,电子对发生偏移且偏向电负性较强的一方。通过本节学习,我们将从电子云和原子轨道角度分析共价键的形成过程和键的类型。

前一章中我们学习了电子云、原子轨道和核外电子排布,知道电子云是指电子在原子核外各处出现的概率,而电子云轮廓图称为原子轨道,有球形的 s 能级的原子轨道,有纺锤形的 p 能级的原子轨道。通过本节学习我们将知道原子轨道不同的重叠方式形成不同的共价键。

在第一章中我们学过原子的电离能,即原子失去电子要吸收能量。反过来,原子吸引电子,要放出能量。通过本节内容的学习,我们将知道原子吸引电子形成化学键时放出能量的大小。

在前一章中我们学习了原子半径大小比较,知道了原子半径与原子的核电荷数和核外电子层数有关。通过本节知识的学习,我们将知道什么是共价半径,以及它与键长的关系。