

图书在版编目(CIP)数据

高中同步测控优化设计. 化学. 必修 :II. 新课标苏教版/任志鸿 孟国泰主编. - 2 版.
-海口 :南方出版社 2004. 10(2006. 10 重印)
(志鸿优化系列丛书)
ISBN 7-80701-293-5

I. 高... II. ①任... ②孟... III. 化学课 - 高中 - 教学参考资料 IV. G634

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2004)第 104592 号

责任编辑 余云华

装帧设计 邢 丽

志鸿优化系列丛书

高中同步测控优化设计·化学·必修:II

任志鸿 孟国泰 主编

南方出版社 出版

(海南省海口市海府一横路 19 号华宇大厦 12 楼)

邮编 570203 电话 0898 - 65371546

高青德恒印业有限公司印刷

山东世纪天鸿书业有限公司总发行

2006 年 10 月第 4 版 2006 年 10 月第 1 次印刷

开本 890 × 1240 1/16

印张 7 字数 188 千字

定价 11.00 元

(如有印装质量问题请与承印厂调换)



目录

content

专题 1 微观结构与物质的多样性	1	第二单元 化学反应中的热量	44
专题概览	1	知识梳理	44
第一单元 核外电子排布与周期律	2	疑难突破	46
知识梳理	2	典题精讲	46
疑难突破	3	问题探究	49
典题精讲	5	自主广场	49
问题探究	8	第三单元 化学能与电能的转化	52
自主广场	8	知识梳理	52
第二单元 微粒之间的相互作用力	11	疑难突破	54
知识梳理	11	典题精讲	54
疑难突破	14	问题探究	57
典题精讲	15	自主广场	58
问题探究	18	第四单元 太阳能、生物质能和氢能的利用	61
自主广场	18	知识梳理	61
第三单元 从微观结构看物质的多样性 ...	22	疑难突破	62
知识梳理	22	典题精讲	62
疑难突破	24	问题探究	64
典题精讲	25	自主广场	65
问题探究	27	专题测评	66
自主广场	27	专题 3 有机化合物的获得与应用	71
专题测评	29	专题概览	71
专题 2 化学反应与能量转化	34	第一单元 化石燃料与有机化合物	72
专题概览	34	知识梳理	72
第一单元 化学反应速率与反应限度	35	疑难突破	75
知识梳理	35	典题精讲	76
疑难突破	36	问题探究	78
典题精讲	37	自主广场	78
问题探究	41		
自主广场	41		

第二单元 食品中的有机化合物	80	第一单元 化学是认识和创造物质的科学 ...	99
知识梳理	80	知识梳理	99
疑难突破	83	疑难突破	100
典题精讲	84	典题精讲	100
问题探究	87	问题探究	102
自主广场	87	自主广场	102
第三单元 人工合成有机化合物	89	第二单元 化学是社会可持续发展的基础 ...	103
知识梳理	89	知识梳理	103
疑难突破	90	疑难突破	103
典题精讲	90	典题精讲	104
问题探究	91	问题探究	105
自主广场	91	自主广场	105
专题测评	94	专题测评	107
专题4 化学科学与人类文明	98	模块综合测评	110
专题概览	98		

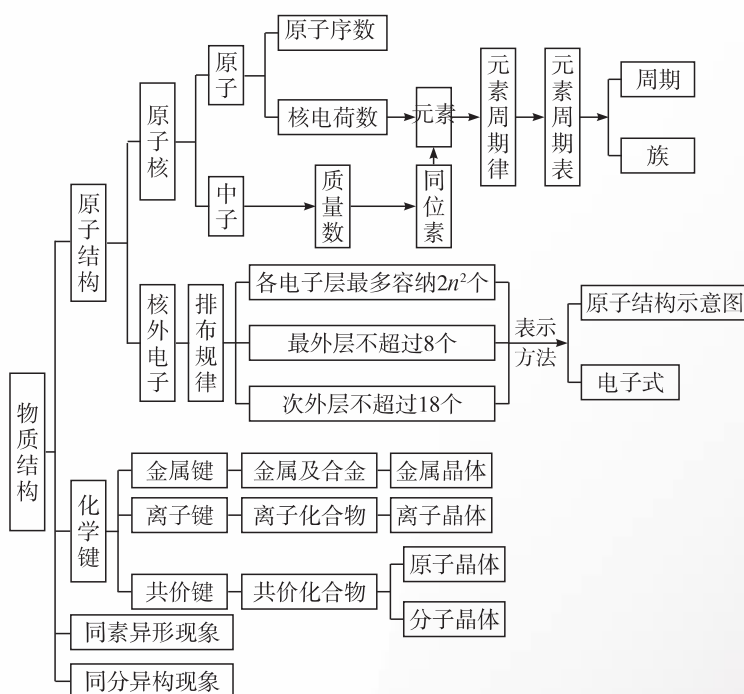
专题 1 微观结构与物质的多样性



三维目标

1. 通过对元素周期律的探究,学会利用图表等方法分析、处理数据的科学研究方法,通过对第三周期元素得失电子能力递变规律的探究,体验实验探究、讨论分析等多种学习方式,培养以实验为基础的科学研究方法和态度。
2. 了解原子核外电子的排布规律、元素周期律和周期表的有关知识,并通过对同一周期和同一主族元素性质递变规律的学习,初步形成“任何事物都是有条件地相互联系着”以及“内因是事物发展变化的根本原因,外因需通过内因而起作用”的辩证唯物主义思想。
3. 通过认识化学键、离子键、共价键、分子间作用力等多种微粒之间的作用力的形成与存在以及它们与物质性质之间的关系,进一步形成“物质的结构决定着物质的性质,物质的性质体现其结构特征”的化学思想,进而培养和树立“事物的内在属性决定其外部特征,外部特征反映其内在属性”的辩证思想,培养“透过现象看本质”的辩证认识态度和方法。
4. 通过了解同素异形现象和同分异构现象的存在,认识物质世界的丰富多样的原因,并进一步形成“物质结构决定性”的化学思想,为进一步深入地研究化学科学奠定基础。

知识网络



第一单元 核外电子排布与周期律

知识梳理

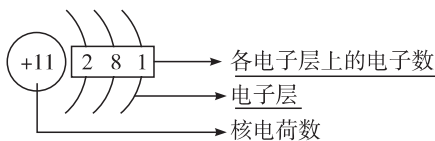
一、原子核外电子的排布

1. 原子核外电子的排布

原子核外电子是分层排布的。含多个核外电子的原子中,能量较低电子排布在离原子核近的区域里(电子层),能量较高的电子排布在离原子核远的区域(电子层)里。各电子层由内向外的层序数 n 依次为 1、2、3、4、5、6、7,分别称为 K、L、M、N、O、P、Q 电子层。

2. 原子结构示意图

以钠原子结构示意图为例,见下图:



钠原子结构示意图

3. 核外电子排布一般规律

含多个核外电子的原子中,电子以能量的不同分层排布,其主要规律是:

(1)各电子层最多能容纳的电子数为 $2n^2$ 个(n 为各电子层由内向外的层序数)。

(2)最外层电子数最多不超过 8 个(只有一个电子层时,不超过 2 个),次外层电子数最多不超过 18 个,倒数第三层电子数最多不超过 32 个。

(3)核外电子一般总是尽先排布在能量最低的电子层里,即最先排布 K 层, K 层排满后,再排布 L 层,依次类推。

二、元素周期律

1. 原子序数

人们按核电荷数(或说质子数)从小到大给元素编号,这种编号叫做原子序数。

2. 元素周期律的含义

元素的性质随着元素的原子序数递增而呈周期性变化的规律,即元素周期律。

(1)元素原子最外层电子排布的变化规律:随着原子序数的递增,元素原子最外层电子排布呈现周期性变化,表现在每隔一定数目的元素,元素原子的最外层电子数上的电子数从 1 个递增到 8 个。

(2)元素的原子半径变化规律:随着原子序数的递增,元素的原子半径呈现周期性变化,表现在每隔一定数目的元素,元素的原子半径从大到小(又突然增大)。

(3)元素的金属性和非金属性变化规律:随着原子序数的递增,元素的性质呈现周期性变化,表现在每隔一定数目的元素,元素的金属性逐渐减弱,而非金属性逐渐增强。

(4)元素的主要化合价变化规律:随着原子序数的递增,元素的主要化合价呈现周期性变化,表现在每隔一定数目的元素,元素的主要化合价中最高价从 +1 价逐渐递增到 +7(氧和氟例外),最低价态从 -4 递增到 -1 价。

3. 元素周期律的实质

元素性质的周期性递变是元素原子核外电子排布周期性变化的必然结果。即元素原子核外电子排布周期性变化决定着元素性质的周期性变化。

三、元素周期表及其应用

1. 表的结构

元素周期表	编排原则	①把电子层数相同的元素排列成一个横行,并按原子序数递增的顺序从左到右排列
		②把最外层电子数相同的元素排成一个纵行,按原子序数递增的顺序从上到下排列
元素周期表	结构	周期(共 7 个横行) - 短周期(1、2、3 周期) - 长周期(4、5、6 周期) - 不完全周期(7 周期)
		族(共 18 纵行) - 主族(I A 至 VII A) - 副族(I B 至 VII B) - VIII 族(8、9、10 纵行) - 零族(惰性元素)

2. 元素周期表和周期律的关系

元素周期表是元素周期律的具体表现形式,即元素周期表是依据元素周期律而编排出来的。

3. 元素在周期表中的位置、原子结构、元素的性质之间的关系和递变规律

(1)同周期中,元素的原子电子层数相同。除了惰性元素以外,随着核电荷数的递增,虽然电子数增多,但是原子核对外层电子的吸引能力却逐渐增强,使原子半径逐渐减小,元素原子得到电子的能力逐渐增强,失去电子的能力逐渐减弱。即同周期元素,从左到右(除了惰性元素),原子半径逐渐减小,元素的金属性逐渐减弱,非金属性逐渐增强。

(2)同主族中,元素的最外层电子数相同,随着核电

荷数的递增,电子层数增多,原子半径逐渐增大,原子核对外层电子的吸引能力逐渐减小,元素原子失去电子的能力逐渐增强,获得电子的能力逐渐减弱。即同主族元素,从上到下,原子半径逐渐增大,元素的金属性逐渐增强,非金属性逐渐减弱。

(3)位、构、性的关系

元素的原子结构决定了元素在周期表中的位置,元素在周期表中的位置体现(或反映)了元素原子结构和性质的特点。因此,我们可以根据元素在周期表中的位置,推测元素的原子结构特点(核外电子排布),预测其主要性质。

4. 周期表的应用

(1)根据元素在周期表中的位置,可以判断它的金属性和非金属性的相对强弱、原子核外电子排布、主要化合价以及单质及其重要化合物的性质。或根据元素的性质可以判断其在周期表中的位置和主要化合价、核外电子排布、元素的金属性和非金属性的强弱。

(2)在金属与非金属的分界线附近寻找半导体材料,如锗、硅、硒等。

(3)在过渡元素中寻找各种优良的催化剂(如铂、镍等)和耐高温、耐腐蚀的合金材料(如制造火箭和飞机的钛、钨等元素)。

(4)合成农药用的元素在周期表的右上角,如S、P、Cl、N、F等元素。

(5)还可以预测新元素、新物质等。

知识导学

一、原子核外电子的排布

学习本单元知识前应该先复习初中化学所学的关于原子结构的初步知识。

1. 原子核外电子排布的知识是元素周期律和周期表知识以及以后学习物质结构知识和分析物质化学性质的基础和依据。

2. 学习时应掌握好核外电子排布的一般规律,并熟练书写1~18号元素的核外电子排布情况,特别是它们的原子结构示意图的书写。

学习了元素周期表和周期律的知识后,还要能够将主族和零族元素原子结构示意图能够准确地书写出来。

3. 该规律可记忆为“一低四不超”。学习时需要注意的是,该规律内容中的各项既相互联系,又相互牵制,不能孤立片面理解,必须同时满足各项要求。

二、元素周期律

1. 原子序数 = 质子数 = 核电荷数 = 原子的核外电子数(适应所有中性原子和原子团)

2. “周期性变化”是指事物发展过程中,每隔一定的数量间隔,又重现前面出现过的情况,这种性质的变化称为周期性变化。

3. 原子半径由电子层数和核电荷数以及核外电子数

多少决定,它是反映结构的一个参考数据,也是决定元素性质的重要因素之一。

4. 元素原子失电子的性质即元素的金属性,元素原子得到电子的性质即元素的非金属性。元素的金属性强弱常借助于单质跟水或酸反应置换出氢的难易、最高价氧化物对应水化物的碱性的强弱来体现;元素的非金属性常借助于单质与氢气化合生成气态氢化物的难易、气态氢化物的稳定性以及最高价氧化物对应的水化物的酸性的强弱来体现。

三、元素周期表及其应用

1. 把握元素周期表的结构可按以下要领:

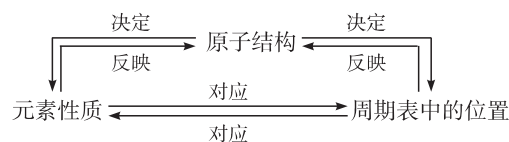
(1)横:三短、三长、一不全,镧系、锕系列下边。

(2)纵:七主七副八与零,镧系锕系挤当中。

2. 注意从以下几个角度理解把握该关系:

(1)层次关系:“同周期”“同主族”“从左到右”“从上到下”这些都是“位置”内涵;“电子层数”“核电荷数”“核外电子排布”“原子半径”都是“原子结构”的内涵;“化合价”“吸引电子的能力”“得失电子的能力”“金属性、非金属性”这些都是“元素性质”的内容,学习时既要明白层次关系,又要融和在一起。

(2)因果关系:



(3)定量关系:电子层数 = 周期数,最外层电子数 = 主族序数,原子序数 = 质子数,主族序数 = 最高正价数,负价的绝对值 = 8 - 主族序数,

3. 常见的应用:

(1)比较同主族元素的金属性、非金属性、最高价氧化物对应的水化物的酸碱性、氢化物的稳定性等。如碱性: $\text{Ba}(\text{OH})_2 > \text{Ca}(\text{OH})_2$; 气态氢化物稳定性: $\text{CH}_4 > \text{SiH}_4$ 。

(2)比较同周期元素及其化合物的性质。如酸性: $\text{HClO}_4 > \text{H}_2\text{SO}_4$, 稳定性: $\text{HCl} > \text{H}_2\text{S}$ 。

(3)比较不同周期、不同主族元素性质时,要找出参照物。例如,比较氢氧化镁和氢氧化钾的碱性,可以把氢氧化钠作为参照物得出氢氧化钾的碱性强于氢氧化镁。

(4)推断一些未学过的元素的某些性质。

疑难突破

1. 单质的性质就是对应元素的性质吗?

剖析:解决该问题的方法和思路应该是先要区分开“单质的性质”与“元素的性质”的内涵,然后很自然地就明白二者之间的联系和不同点了。元素的性质是一种微观的、理论的、本质的属性,由原子结构本身直接决定。

元素不是一种具体物质,它只是一类原子的总称,本身是以单质或化合物的形式出现的,所以需要通过宏观具体物质如单质和化合物等间接体现和反映。单质是一具体物质,其性质要受该单质微粒的各个结构特点的影响,有时可以从某一角度反映其元素的某些性质,并不一定都能反映其元素的性质。

单质的性质是宏观物质所表现出来的物理性质(色、态、熔、沸点等)和化学性质(单质与水、酸、氧气或氢气反应等)。元素的性质是指理论上由元素原子的原子半径、核外电子排布等微观基本结构特点所决定的元素原子本身得到或失去电子而表现的金属性或非金属性,常借助于该元素对应单质与水、酸、氧气或氢气反应的难易以及气态氢化物的稳定性、元素的最高价氧化物对应水化物的酸碱性等来间接说明。

对有些单质来讲,元素的性质与单质的化学性质变化是趋于一致的,此时是因为它们的化学性质主要是由原子结构来决定的,如碳、硅的单质,金属单质和由单原子分子构成的稀有气体等。

但对多原子分子的单质,其性质与元素的性质就不一定一致了。如氮元素,由其原子核外只有两个电子层、最外层有5个电子、原子半径小等基本性质决定氮元素是一种活泼的非金属。但实际上 N_2 的化学性质很不活泼,这是因为它的化学性质主要由分子结构决定。所以,这类物质的单质性质与元素性质就显得不一致了。

2. 如何比较简单微粒半径的大小?

剖析:要比较微粒半径的大小,必须要知道决定微粒半径大小的因素以及类型和规律。

一般情况下,原子或离子半径大小主要是由三个因素决定的:一是电子层数;二是核电荷数;三是电子数。

各因素对半径的单一影响规律是:

电子层数越多,则半径越大;核电荷数越多,则半径越小;电子数越多,则半径越大。

需要注意的是,在微粒半径的比较中,当有多个不同因素影响时,要注意抓住矛盾的主要方面,找出决定性的主要影响因素而得出正确的结论。例如同主族元素原子从上到下,虽然核电荷数的增多会使半径减小,但电子层数的增多使半径增大起了主要的决定性影响作用;同周期元素原子从左到右,虽然电子数增多会使半径增大,但核电荷数的增大使半径减小起决定性的影响作用。

要学会使用抓住矛盾的主要方面来说明问题的方法。

解决该类问题的一般思路是:从多个条件或关系中找出明显的突破口,然后依据相互之间的联系或学过的有关知识层层递进,反复关联,便可以解决。

(1)对于不同原子,比较半径大小分为如下情况:

①电子层数相同时,随原子序数递增,原子半径减小。

例 $r_{Na} > r_{Mg} > r_{Al} > r_{Si} > r_{P} > r_{S} > r_{Cl}$

②最外层电子数相同时,随电子层数递增,原子半径增大。

例 $r_{Li} < r_{Na} < r_{K} < r_{Rb} < r_{Cs}$

(2)对于不同的离子,比较半径大小分为如下情况:

①对于同种元素的离子,阴离子半径大于原子半径,原子半径大于阳离子半径,低价阳离子半径大于高价阳离子半径。例 $r_{Cl^-} > r_{Cl} > r_{Fe^{2+}} > r_{Fe^{3+}}$

②对于电子层结构相同的离子,核电荷数越大,半径越小。例 $r_{O^{2-}} > r_{F^-} > r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}} > r_{Al^{3+}}$

③对于带相同电荷的离子,电子层越多,半径越大。

例 $r_{Li^+} < r_{Na^+} < r_{K^+} < r_{Rb^+} < r_{Cs^+}$, $r_{O^{2-}} < r_{Se^{2-}} < r_{Te^{2-}}$

④对于所带电荷、电子层均不同的离子,可选一种离子参照比较。

例:比较 r_{K^+} 与 $r_{Mg^{2+}}$ 可选 r_{Na^+} 为参照,可知 $r_{K^+} > r_{Na^+} > r_{Mg^{2+}}$

3. 解答元素推断题一般有哪些规律和方法?

剖析:要熟练记住这几种重要定量关系以及各自的使用条件。

已知原子序数确定元素在周期表中的位置,也可用“递减法”:用原子序数依次减去各周期元素的种数,但要有余数,且余数不够一个周期的元素数目,且余数就是该元素所在最后周期的第几号元素。如78号元素的位置的求法 $78 - 2 - 8 - 8 - 18 - 18 = 28$,由于第六周期共有32种元素,所以,余数28表示该元素是第六周期的第28种,应该在自右边数第五列即第ⅣA族。

要善于积累总结归纳,以备应用。例如:①形成化合物种类最多的元素或单质是自然界中硬度最大的物质的元素或气态氢化物中氢的质量分数最大的元素:C。②空气中含量最多的元素或气态氢化物的水溶液呈碱性的元素:N。③地壳中含量最多的元素或气态氢化物的沸点最高的元素或气态氢化物在通常情况下呈现液态的元素:O。④最活泼的非金属元素:F;最活泼的金属元素:Cs;最轻的单质的元素:H;最轻的金属元素:Li;单质的着火点最低的非金属元素是:P等。

元素的推断多为文字叙述题。考查该知识点的题型主要有选择题、填空题、推断题等,涉及知识面广,常给出如下条件:结构特点,性质特点,定量计算。常需运用相关的基础知识去解决问题。

(1)根据原子结构与元素在周期表中的位置关系的规律

电子层数 = 周期数,主族序数 = 最外层电子数

原子序数 = 质子数,主族序数 = 最高正价数

负价的绝对值 = 8 - 主族序数

(2)根据原子序数推断元素在周期表中的位置

记住稀有气体元素的原子序数 2、10、18、36、54、86。用原子序数减去比它小而相近的稀有气体元素的原子序数,即得该元素所在的纵行数。再运用纵行数与族序数的关系确定元素所在的族;这种元素的周期数比相应的稀有气体元素的周期数大1。

(3)根据位置上的特殊性确定元素在周期表中的位置。

主族序数等于周期数的短周期元素 H、Be、Al。

主族序数等于周期数2倍的元素 C、S。

最高正价与最低负价代数和为零的短周期元素 C、Si

短周期中最高正价是最低负价绝对值3倍的元素 S。

(4)根据元素性质、存在、用途的特殊性。

(5)确定元素性质的方法

①先确定元素在周期表中的位置。

②通常情况下,主族序数-2=本主族中非金属元素的种数(I A除外)。

③若主族元素的族序数为 m ,周期数为 n ,则 $m/n < 1$ 时,为金属, m/n 值越小,金属性越强; $m/n > 1$ 时,为非金属, m/n 值越大,非金属性越强; $m/n = 1$ 时是两性元素。

典题精讲

例1 下列各组物质按碱性依次减弱顺序排列的是..... ()

- A. LiOH、NaOH、CsOH
- B. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- C. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 、KOH、 $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- D. $\text{Al}(\text{OH})_3$ 、 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 、NaOH

思路解析:该题考查的是元素周期律中元素的金属性的递变规律。解答的方法是先根据每项中金属元素在周期表中的位置,再利用位置和性质的关系来解决。选项A中Li、Na、Cs均为同一主族元素(I A),这三种元素的金属性逐渐增强,所以它们的氢氧化物的碱性是递增的;

选项B中Ba、Ca、Mg均为同一主族元素(II A),这三种元素的金属性渐弱,所以它们的氢氧化物的碱性也依次减弱;

选项C中Ca与K处于同一周期,Ca与Ba又处于同一主族,元素的金属性为 $K > \text{Ca}$, $\text{Ba} > \text{Ca}$,所以不成规律不能比较;

选项D中 $_{13}\text{Al}$ 、 $_{12}\text{Mg}$ 、 $_{11}\text{Na}$ 均处于同一周期,这三种元素的金属性渐强,则它们的氢氧化物的碱性也逐渐增强。

答案:B

绿色通道 此类题的解答要运用同周期及同主族元素性质的递变规律,即同周期元素从左到右,金属性逐渐减弱,非金属性逐渐增强;同主族元素从上到下,金属性逐渐增强,非金属性逐渐减弱。金属的活泼性越强,对应的最高价氧化物的水化物的碱性就越强。

变式训练(经典回放)下列递变规律正确的是.....

..... ()

- A. O、S、Na、K 原子半径依次增大
- B. Na、Mg、Al、Si 的还原性依次增强
- C. HF、HCl、 H_2S 、 PH_3 的稳定性依次增强
- D. KOH、 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 的碱性依次增强

增强

思路解析:该题考查了同周期、同主族元素的原子半径、金属性和非金属性的强弱比较;考查了元素的金属性和非金属性的强弱与其对应的最高价氧化物的水化物的碱性强弱和氢化物稳定性大小的关系。A项中,O、S属于同主族元素,S原子比O原子半径大,而S和Na是同周期元素,Na的原子半径比S的大,Na、K是同主族元素,K的原子半径比Na的大。因此A项正确。B项中的四种元素同属于第三周期,Na、Mg、Al、Si随原子序数的递增,它们的金属性依次减弱,非金属性依次增强,因此单质的还原性应依次减弱。故B项错。C项,首先要知道“比较非金属氢化物稳定性的强弱,必须首先比较对应非金属元素的非金属性强弱;而且,元素的非金属性越强,对应氢化物的稳定性就越强”。由于非金属性氟、氯、硫、磷依次减弱,所以HF、HCl、 H_2S 、 PH_3 的稳定性应依次减弱。故C项错。D项中比较氢氧化物的碱性强弱,需要知道对应金属的金属性强弱。由于钾、钙、镁、铝的金属性依次减弱,所以KOH、 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 的碱性应依次减弱,故D项错。

答案:A

例2 X、Y是短周期元素,二者能形成化合物 X_2Y_3 。若已知X的原子序数为 n ,则Y的原子序数不可能是...

..... ()

- A. $n+11$
- B. $n-5$
- C. $n+3$
- D. $n+4$

思路解析:本题考查主族元素化合价与族序数、元素的位置与原子序数的关系。还考查同学们解决问题的灵活性以及思维的开放性。根据化学式 X_2Y_3 与化合价规则知X为+3价,为奇数价;Y为-2价,为偶数价。则X元素在周期表中所处的族序数一定是奇数,原子序数也一定是奇数,而Y元素所处的族序数为偶数,原子序数也一定是偶数。奇、偶之差或和一定为奇数,不可能是偶数。很容易得答案D。

有同学解答时先将X、Y具体化,得到二者多种关系,再判断得出。即由 X_2Y_3 知X的化合价为+3,Y的化合

价为 -2, X 是第 IIIA、VA、VIA 族, Y 是第 VIA 族。由 X、Y 在短周期, 故 X 是 $_5\text{B}$ 或 $_{13}\text{Al}$ 、 $_{7}\text{N}$ 、 $_{15}\text{P}$ 、 $_{17}\text{Cl}$ 。Y 为 $_8\text{O}$ 或 $_{16}\text{S}$ 。若 X 是 $_5\text{B}$ 则 Y 的核电荷数是 $n+3$ 或 $n+11$; 若 X 是 $_{13}\text{Al}$ 则 Y 的核电荷数……以此类推, 最终对比选项得出答案。这样做很费事, 违背了命题的意图。

学习过程中一定要将化合价的奇偶性与族序数的奇偶性灵活应用起来。

答案: D

绿色通道 该类题目通常是以灵活的方法解决的。经常用到的一个结论(规律)是: 元素周期表中的主族元素, 族序数为奇数的元素的原子序数、最外层电子数、最高化合价均为奇数; 族序数为偶数的元素的原子序数、最外层电子数、最高化合价为偶数。

变式训练 (1) 同一主族的两种元素的原子序数之差不可可能是 ()

- A. 16 B. 26
C. 36 D. 46

(2) 在长式元素周期表中, 元素 A、B 位于同一周期, A 在 II A 族, B 在 III A 族; A 的原子序数为 x, B 的原子序数为 y。则 y 不可可能是 ()

- A. $x+1$ B. $x+10$
C. $x+11$ D. $x+25$

(3) 甲、乙是周期表中相邻两个主族的两种元素, 若甲的原子序数为 x, 则以下有可能是乙的原子序数的是 ()

- A. $x-17$ B. $x-8$
C. $x-6$ D. $x+18$

思路解析 该三个小题均考查了对元素周期表的结构的应用情况。(1) 记住元素周期表中, 同主族中上下相邻的两种元素原子序数的差分别有 2、8、18、32 几种情况, 而同主族不相邻的元素的原子序数的差则可以是以上几个数自身的加和或相邻几个数的加和。所以不可能的是 D。(2) 和 (3) 是在 (1) 的基础上的衍变, 只是再注意同周期原子序数的差值为 1 即可。

答案: (1) D (2) B (3) A

例 3 下列微粒半径大小比较正确的是 ... ()

- A. $\text{Na}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{Al}^{3+} < \text{O}^{2-}$
B. $\text{S}^{2-} > \text{Cl}^- > \text{Na}^+ > \text{Al}^{3+}$
C. $\text{Na} < \text{Mg} < \text{Al} < \text{Si}$
D. $\text{Ca} < \text{Rb} < \text{K} < \text{Na}$

思路解析 此题考查微粒半径大小比较。比较微粒半径大小要根据微粒电子层数、核电荷数、最外层电子数综合考虑。选项 A 中, 四种离子核外电子排布相同, 核电荷数越大, 半径则越小, 但概念不清时会错误地认为核电荷数越大, 半径则越大。选项 B 中 S^{2-} 和 Cl^- 、 Na^+ 和 Al^{3+} 的核外电子排布相同, 电子层数相同, 微粒半径大小决定

于核电荷数。 S^{2-} 和 Cl^- 比 Na^+ 和 Al^{3+} 多一个电子层, 微粒半径显然是前者大。

答案: B

绿色通道 比较微粒半径大小依据的规律是: 电子层数不同时, 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; 在电子层数和核电荷数均相同时, 电子数越多, 半径越大。

变式训练 2004 山东潍坊一模 6 A 和 B 均为短周期元素, 它们的离子 A^- 和 B^{2+} 具有相同的核外电子层结构。下面说法正确的是 ()

- A. 原子序数 $\text{A} > \text{B}$
B. 核外电子数 $\text{A} > \text{B}$
C. 原子半径 $\text{A} > \text{B}$
D. 离子半径 $\text{A}^- > \text{B}^{2+}$

思路解析 “短周期”“ A^- 和 B^{2+} 具有相同的核外电子层结构”是该题目的突破口。可以假设是 F^- 和 Mg^{2+} 。这样便可简单地解决了。

答案: D

例 4 有甲、乙、丙 3 种短周期元素。已知甲、乙为同一周期相邻元素, 乙、丙处于同主族。这 3 种元素原子的质子数之和为 31。最外层电子数之和为 17, 试推断甲、乙、丙各为何种元素。

思路解析 此题考查根据元素在周期表的位置关系来进行元素的推断。可以用图示法进行分析解决。设乙的质子数为 x, 3 种短周期元素在周期表中的位置有下列 4 种情况。

甲 $x-1$	乙 x	乙 x	甲 $x+1$
	丙 $x+8$	丙 $x+8$	
	丙 $x-8$	丙 $x-8$	
甲 $x-1$	乙 x	乙 x	甲 $x+1$

依题意 4 种情况分别讨论如下:

- ① $(x-1) + x + (x+8) = 31$ 得 $x=8$
② $x + (x+1) + (x+8) = 31$ x 无正整数解, 舍去
③ $(x-1) + x + (x-8) = 31$ x 无正整数解, 舍去
④ $(x-8) + x + (x+1) = 31$ x 无正整数解, 舍去
故乙的质子数为 8, 是氧; 甲为氮; 丙为硫。验证: N、O、S 三种元素原子的最外层电子数之和为 $5+6+6=17$, 符合题意, 结论正确。

答案: 甲为氮 乙是氧 丙为硫

绿色通道 对于根据元素在周期表的位置关系来进行元素的推断的一类题目,经常使用图示、讨论、对比相结合的方法来解决。

当元素的相对位置存在多种可能性时,不妨列出所有可能的情况逐一讨论排除。另外要熟悉各周期所包含的元素种数,以便判断同主族相邻周期元素原子序数的关系。

变式训练 (经典回放) 有 A、B、C 三种短周期元素。已知 A、B 为同一周期相邻元素, B、C 属同一主族元素, 这三种元素质子数之和为 41, 最外层电子数之和为 19, 推断 A、B、C 各为何种元素。

A. _____ B. _____ C. _____。

思路解析 可以用例题图示, 利用短周期、同周期相邻、同主族等关系, 再利用质子数和最外层电子数的关系列出关系式便可得到答案。

答案 氯元素 硫元素 氧元素

例 5 超重元素“稳定岛”的假设预言: 自然界中可能存在着原子序数为 114 号的元素的稳定同位素²⁰⁸X。请根据原子结构理论和元素周期律, 预测:

(1) 它在周期表的哪一周期? 哪一族? 是金属还是非金属?

(2) 写出它的最高价氧化物、氢氧化物(或含氧酸)的化学式, 并估计后者的酸碱性。

(3) 它与氯能生成几种化合物?

思路解析 该题目是考查对元素在周期表中的位置、结构和性质的关系的掌握和应用。解决的思路是利用元素周期表的结构的知识, 来推导元素在周期表中的位置, 然后再利用元素周期律, 从位置来推导性质。解决的方法可以是: 根据元素周期表的结构中, 各周期内包含的元素的种数以及同周期元素的排列, 需先用递减法确定 114 号元素在周期表中的位置, 然后再确定是金属还是非金属。114 - 2 - 8 - 8 - 18 - 18 - 32 = 28 (注: 六个减数依次是第一周期至第六周期中包含的元素的总数, 递减法最终要求有余数, 该余数可以看作依次排列的第七周期中的第 28 种元素)。依据第 7 周期排满为 32 种元素来推, 该元素在第 7 周期, 从左边开始, 排列为第 28 种元素, 即第 IVA 族, 而该族的第 6 周期为铅元素, 是金属, 则该元素也为金属。然后, 再依据同主族元素原子的结构和性质的递变规律可知, 它的最高价为 +4, 还有常见 +2 价化合物, 所以可确定它的最高价氧化物及其水化物的化学式为 XO_2 、 $\text{X}(\text{OH})_4$, 且 $\text{X}(\text{OH})_4$ 以碱性为主; 氯化物有两种, 为 XCl_2 和 XCl_4 。

答案 (1) 第 6 周期 第 IVA 族 金属

(2) XO_2 $\text{X}(\text{OH})_4$ $\text{X}(\text{OH})_4$ 以碱性为主

(3) 氯化物有两种, 为 XCl_2 和 XCl_4 。

绿色通道 预测未知或新元素的性质, 或欲寻找一种具有某种性质的新物质, 该类题型均要灵活熟练掌握“性质”决定“位置”, “位置”体现“性质”的辩证关系。

变式训练 制冷剂是一种易压缩、易液化的气体, 液化后在冷冻机管内循环, 蒸发时吸收热量, 使环境温度降低, 达到制冷目的。历史上, 人们曾采用过乙醚、氨、氯甲烷等作制冷剂, 但它们不是有毒, 就是易燃, 效果并不十分理想。于是, 不断有科学家根据元素及其化合物的递变规律来开发新的制冷剂。请沿着科学家的探索轨迹完成下列问题:

(1) 科学家们首先研究了某些化合物的易燃性和毒性的变化趋势。(以下填写化学式)

① 氢化物的可燃性。第二周期: _____ > _____ > H_2O > HF 。第三周期: _____ > _____ > _____。② 化合物的毒性。VA 族: PH_3 > NH_3 。VIA 族: H_2S _____ H_2O (填“>”或“<”, 下同), CS_2 _____ CO_2 。VIIA 族: CCl_4 > CF_4 。

(2) 接下来, 科学家们把注意力集中到含 F、Cl 的化合物上。已知 CCl_4 的沸点是 76.8, CF_4 的沸点是 -128, 新的制冷剂的沸点最好能介于其间。经过较长时间的反复试验, 一种新的制冷剂氟利昂 - 12 (CCl_2F_2) 终于诞生了, 预计其他含 F、Cl 的化合物可以作为制冷剂的可能还有 _____、_____、_____ (写化学式: 可不填满, 也可补充)。

(3) 尽管这种制冷剂因能破坏大气中的臭氧层造成环境污染而逐渐被其他制冷剂所取代, 但求助于元素周期表中元素及其化合物的 _____ (填选项编号) 变化趋势来开发制冷剂的科学思维方法还是值得借鉴的。

① 毒性 ② 沸点 ③ 易燃性 ④ 水溶性 ⑤ 颜色

思路解析 (1) ① 同周期元素气态氢化物的可燃性从左向右逐渐减弱。

② 由“毒性: PH_3 > NH_3 , CCl_4 > CF_4 ”可知: 同主族元素的化合物的毒性从上到下逐渐增大。

(2) 组成和结构相似的物质, 相对分子质量越大, 沸点越高。如沸点: CF_4 < CCl_4 < CBr_4 < CI_4 。又如沸点: CO_2 (常温下气态) < CS_2 (常温下液态)。

CCl_2F_2 的沸点介于 CCl_4 和 CF_4 之间, 比较 CCl_2F_2 跟 CCl_4 (或 CF_4) 可以发现: CCl_2F_2 是 CCl_4 分子中 2 个 Cl 原子被 2 个 F 原子取代的产物 (或 CCl_2F_2 是 CF_4 分子中 2 个 F 原子被 2 个 Cl 原子取代的产物)。这样, CCl_4 分子中 1 (或 3) 个 Cl 原子被 1 (或 3) 个 F 原子取代的产物。[或 CF_4 分子中 1 (或 3) 个 F 原子被 1 (或 3) 个 Cl 原子取代的产物]。 CCl_3F 和 CClF_3 的沸点也介于 CCl_4 和 CF_4 之间, 即沸点: CF_4 < CClF_3 < CCl_2F_2 < CCl_3F < CCl_4 。

(3) 制冷剂必须是易液化、毒性低或无毒、可燃性差或不燃烧的物质。由题目可以看出, 科学家在寻找制冷

剂的过程中,探讨了物质可燃性、毒性和沸点的递变规律。

答案:(1)① CH_4 NH_3 SiH_4 PH_3 H_2S HCl ②
> >

(2) CCl_3F CClF_3

(3)①②③

问题探究

问题 请探究第三周期元素性质是如何递变的?引起这种递变的本质原因是什么?

导思 研究元素性质的递变规律,必须先明确元素性质具体表现形式,然后从结构与性质的关系入手解决。

先要分析元素原子结构的规律性变化:同周期元素中,原子序数的递增对最外电子层的电子数、核电荷数的影响,核电荷数的增加对原子半径、核对外层电子的吸引力的影响。

这体现了结构决定性质和性质体现结构的辩证统一关系,也体现了量变引起质变的这一辩证规律。

探究 可以通过探究金属钠、镁、铝与水 and 酸的反应以及它们的氢氧化物的碱性强弱,硅、磷、硫、氯与氢气化合的条件以及它们氯化物的稳定性、它们的最高价含氧酸的酸性强弱,还有氩的特殊稳定性,从而总结出递变规律。

随着元素原子序数的递增,同周期元素原子失电子的能力逐渐减弱,得电子的能力逐渐增强。引起这种变化的本质原因是元素原子结构的规律性变化:同周期元素中,随着原子序数的递增,最外电子层的电子数逐渐增多,同时,核电荷数也依次增加。在这个变化过程中,由于核电荷数的增加,使原子半径逐渐减小,使核对外层电子的吸引力逐渐增强,而结构的这一变化成了决定性质变化的主要因素。而到了稀有气体,由于原子的最外电子层已经达到了8个电子的稳定结构,所以,在一般情况下,它不容易得失电子,而表现相对较稳定的性质。

自主广场

我夯基 我达标

1 $\left(\overset{+x}{\text{X}} \right) 2 \quad 8$ 表示某带电微粒的结构示意图,则可用它

表示的阳离子共有 ()

A. 1 种

B. 3 种

C. 4 种

D. 5 种

思路解析 由原子结构示意图可以得知,该结构示意图表示的是10个电子的阳离子,因此可能是第三周期的钠、镁、铝的阳离子。

答案 B

2 下列排列顺序,错误的是 ()

A. 原子半径 $\text{O} < \text{S} < \text{Na}$

B. 稳定性 $\text{PH}_3 > \text{H}_2\text{S} > \text{NH}_3$

C. 酸性 $\text{H}_3\text{PO}_4 < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HClO}_4$

D. 碱性 $\text{Al}(\text{OH})_3 < \text{Mg}(\text{OH})_2 < \text{NaOH}$

思路解析 本题是有关元素周期律具体应用方面的问题。 O 与 S 同主族,但 S 的电子层数多,所以半径比 O 原子大, S 与 Na 同周期,但 Na 的核电荷数小,所以半径大于 S ,故选项A正确; P 与 S 同周期,由于非金属性 $\text{P} < \text{S}$,则稳定性 $\text{PH}_3 < \text{H}_2\text{S}$,故选项B错误;同周期元素从左到右,金属性减弱,非金属性增强,最高价氧化物对应水化物的碱性减弱,酸性增强,故选项C、D均正确。

答案 B

3 下列事实能判断金属元素甲的金属性一定比乙强的有 ()

①甲单质能与乙盐的溶液反应 ②甲、乙两元素原子的最外层电子数相同,且甲的原子半径小于乙

③甲、乙两短周期元素原子的电子层数相同,且甲的原子序数小于乙 ④甲、乙两元素的单质和盐酸组成原电池,乙单质表面生成氢气

⑤两单质分别与氯气反应时生成的阳离子,甲失去的电子数比乙多

A. 全部可以

B. 仅②不可以

C. 仅②⑤不可以

D. ③④可以

思路解析 熟悉金属性强弱的比较方法是解题的关键,其包含:在元素周期表中的位置;最高价氧化物对应的水化物的碱性;与酸反应的难易;与水反应的难易;形成原电池时所做的电极等。

答案 D

4 某主族元素R的最高正化合价与负化合价的代数和为4,下列有关叙述正确的是 ()

A. R一定是第四周期元素

B. R的气态氢化物化学式为 H_2R

C. R的气态氢化物比同周期其他元素的气态氢化物稳定

D. R的气态氢化物的水溶液显碱性

思路解析 由主族元素最低负价的绝对值与元素的最高正价的和等于8,只能推导出该元素的最外层电子数为6,为第VIA族元素,不能定位到底是哪一种元素。选项A不能判断是第四周期元素,选项C中硫的气态氢化物比同周期氯的气态氢化物不稳定,选项D中若氧的气态氢化物的水溶液显中性,若硫的气态氢化物的水溶液显酸性,只有选项B符合题意。

答案 B

- 5 X、Y、Z 为短周期元素 这些元素原子的最外层电子数分别是 1、4、6 则由这三种元素组成的化合物的化学式不可能是 ()

A. XYZ
B. X_2YZ
C. X_2YZ_2
D. X_2YZ_3

思路解析 由题设知 X 为 H、Li 或 Na, 最高价为 +1 价; Y 为 C 或 Si, 最高价为 +4 价; Z 为 O 或 S, 最高价为 +6 价, 最低价为 -2 价。则组成的化合物的化学式可能是 $HCHO(X_2YZ)$, $HCOOH(X_2YZ_2)$, H_2SiO_3 、 $Na_2CO_3(X_2YZ_3)$ 。

答案 A

- 6 已知铍(Be)的原子序数为 4, 下列对铍及其化合物叙述正确的是 ()

A. 铍的金属性比钠强
B. 氯化铍的氧化性比氯化锂强
C. 氢氧化铍的碱性比氢氧化钙的弱
D. 单质铍易跟冷水反应产生 H_2

思路解析 铍(Be)位于周期表中第二周期第 II A 族, 根据周期表中元素性质的递变规律可知, 题中涉及元素的金属性强弱的关系为 $Li > Be$, $Na > Mg > Be$, $Ca > Mg > Be$, 还需明确的是 Mg 与冷水的反应已是慢慢了, 则说明铍与冷水的反应很难进行。

答案 BC

- 7 现在含有元素硒的保健品已开始进入市场, 已知硒与氧同族, 与钾同周期, 则下列关于硒的叙述中不正确的是 ()

A. 得电子能力比溴强
B. 最高价氧化物的化学式 SeO_3
C. 原子序数为 34
D. 气态氢化物的化学式为 H_2Se

思路解析 此题考查同周期、同主族元素性质的递变规律。可以确定出硒在周期表中的位置是第四周期第六主族, 而和溴同周期, 但在溴的左边, 故非金属性比溴弱, 所以得到电子的能力比溴弱, 因此 A 错。由于与氧同族, 所以, 最高价氧化物的化学式和 SO_3 相似, 因此 B 对; 气态氢化物和水相似, 故 D 对; 其原子序数可以用 $16 + 18$ 来计算, 所以 C 也对。

答案 A

- 8 某非金属元素 X 的最高价氧化物为 X_2O_m , 其对应水化物的分子中含有 n 个氧原子, 则该水化物的化学式可表示为_____。

思路解析 由 X_2O_m 知 X 元素的最高正价为 +m 价。

设 X_2O_m 对应水化物的化学式为 H_xRO_n , 则有:

$x + m - 2n = 0$, 则 $x = 2n - m$, 故该水化物化学式为 $H_{2n-m}XO_n$ 。

答案: $H_{2n-m}XO_n$

我综合 我发展

- 9 2006 北京高考理综 R、W、X、Y、Z 为原子序数依次递增的同一短周期元素, 下列说法一定正确的是 (m、n 均为正整数) ()

A. 若 $R(OH)_m$ 为强碱, 则 $W(OH)_n$ 也为强碱
B. 若 HXO_m 为强酸, 则 Y 是活泼非金属元素
C. 若 Y 的最低化合价为 -2, 则 Z 的最高正化合价为 +6
D. 若 X 的最高正化合价为 +5, 则五种元素都是非金属元素

思路解析 由题意可知 R、W、X、Y、Z 为第二或第三周期元素。若 $R(OH)_m$ 为强碱, 可能是 $NaOH$ 、 $LiOH$, 则 $W(OH)_n$ 可能为 $Be(OH)_2$ 、 $Mg(OH)_2$ 、 $Al(OH)_3$, 都是弱碱; 若 HXO_m 为强酸, 则 X 是活泼非金属元素, 则 Y 的活泼性 $> X$ 的活泼性, 因此 Y 是活泼非金属元素; 若 Y 的最低化合价为 -2, 则 Y 的最高正化合价为 +6, 位于第 VIA 后面的 Z 元素, 其最高正价可能为 +7 (氯元素) 或 0 价 (氟元素); 若 X 的最高正化合价为 +5, 即 X 位于第 VA 族, 则 R 位于 III A 族, 可能为硼也可能为铝, 故五种元素都是非金属元素的说法是错误的。

答案 B

- 10 元素周期表中前 7 周期的元素数如下:

周期数	1	2	3	4	5	6	7
元素数	2	8	8	18	18	32	32

- (1) 请分析周期数与元素数的关系, 然后预言第 8 周期最多可能含有的元素种数为 ()

A. 18
B. 32
C. 50
D. 64

- (2) 推测第 8 周期的最终的未知稀有气体的原子序数 ()

A. 168
B. 176
C. 170
D. 186

思路解析 (1) 观察每一周期的元素数发现, 它们都是偶数, 进一步分析除以 2 后所得的数如下:

周期数	1	2	3	4	5	6	7
元素数	2	8	8	18	18	32	32
	2×1	2×4	2×4	2×9	2×9	2×16	2×16
	2×1^2	2×2^2	2×2^2	2×3^2	2×3^2	2×4^2	2×4^2

从中可发现, 它们遵循 $2 \times n^2$, 除第一周期外, 重复一次。故第八周期含有的元素为:

$2 \times 5^2 = 50$ (种)。

- (2) 推测第 8 周期的最终的未知稀有气体的原子序数, 需要把前八周期的元素数相加, 即 $2 + 8 + 8 + 18 + 18 + 32 + 32 + 50 = 168$ 。

答案:(1) C (2) A

- 11 短周期元素 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 层电子为 (a - b) 个, L 层为 (a + b) 个。则 A 为 _____, B 为 _____。
- 思路解析: 因 A、B 为短周期元素, 所以 A、B 最多有三个电子层, 又因为 B 的 L 层电子为 (a + b) 个且有 M 层, 所以 a + b = 8, 又因 A 原子最外层电子数为 a 个, 次外层电子数为 b 个, 且满足 a + b = 8, 所以 A 原子有两个电子层, 且 K 层为 2 个电子, L 层为 6 个电子。进而推知 B 的各电子层上的电子数分别为 2、8、4。

答案 O Si

- 12 X、Y 为 1~20 号元素, 它们的原子次外层都有 8 个电子, X 元素的最高正价和负价的代数和为 6, X 与 Y 能形成化合物 YX₂, 电离时形成的两种离子具有相同的电子层结构, 则 X 是 _____ 元素, Y 是 _____ 元素。

思路解析: 可以先从最高正价与负价绝对值之差 (或两者的代数和) 推断元素所在族的位置, 如下表所示:

最高正价与负价代数和	0	2	4	6
元素所在族	ⅣA	ⅤA	ⅥA	ⅦA

由此可见 X 为 ⅦA 族, 它的次外层又有 8 个电子, X 的原子序数 < 20, 故据此推断 X 是氯元素。Y 离子为 +2 价, 它的离子结构与氯离子相同, 据此推断 Y 元素是钙元素。

答案: 氯 钙

- 13 A⁺、B⁺、C⁻、D、E 五种微粒 (分子或离子), 每个微粒均含有 10 个电子

已知 ① A⁺ + C⁻ $\xrightarrow{\Delta}$ D + E ↑

② B⁺ + C⁻ $\longrightarrow$ 2D

请完成以下问题:

(1) C⁻ 离子为 _____。

(2) 分别写出 B⁺ 和 E 反应的离子方程式 B⁺ + E: _____。

思路解析: 10 个电子微粒中 A⁺、B⁺ 可能为 Na⁺、H₃O⁺、NH₄⁺; C⁻ 可能为 F⁻、OH⁻; D、E 可能为 Ne、HF、H₂O、NH₃、CH₄, 由 A⁺ + C⁻ $\xrightarrow{\Delta}$ D + E ↑ 可得 E 为 NH₃, 由 B⁺ + C⁻ $\longrightarrow$ 2D 可得 D 为 H₂O, 推得 A⁺ 为 NH₄⁺, B⁺ 为 H₃O⁺, C⁻ 为 OH⁻, D 为 H₂O, E 为 NH₃。

答案: (1) OH⁻

(2) NH₃ + H₃O⁺ = NH₄⁺ + H₂O

- 14 有些元素在元素周期表中虽然既不同周期也不同主族, 但它的化学性质与它的相邻周期中的左上方或右

下方的另一主族元素相似, 这称为对角线规则。请完成下列问题:

(1) 简述对角线元素化学性质之所以相似的原因 (以 Li、Mg 为例)。

(2) 锂在空气中燃烧时, 除生成 _____ 外, 也能生成微量的 _____。

(3) 铍的最高价氧化物对应水化物是两性氢氧化物, 证明这一结论的有关反应的离子方程式为 _____。

思路解析: 在复习元素周期律的基础上来考虑本题。元素的化学性质如金属性、非金属性强弱与原子结构有关。原子半径增大, 金属性增强, 失电子能力增强, 最高价氧化物对应水化物的碱性增强; 原子半径减小, 非金属性增强, 得电子能力增强, 气态氢化物的稳定性增强。Li、Mg 这两种元素的原子半径都大于 Be, 小于 Na, 由于原子半径相近, 所以在化学反应中失电子能力相近, 使它们在化学性质上具有相似性。

答案: (1) 这可以从它们的原子半径来考虑: 因为这两种元素的原子半径都大于 Be, 小于 Na, 由于原子半径相近, 所以在化学反应中失电子能力相近, 使它们在化学性质上具有相似性。

(2) Li₂O Li₃N

(3) Be(OH)₂ + 2H⁺ = Be²⁺ + 2H₂O, Be(OH)₂ + 2OH⁻ = BeO₂²⁻ + 2H₂O

- 15 有 4 种元素 _xA、_yB、_zC、_mD, 已知 B、C、D 为同周期元素, 其中 B 原子的 M 电子层比 L 电子层电子数少 1 个, D 的 +1 价阳离子的电子层结构与 Ne 原子相同; 又知 X + Y + Z + m = 49, 且 A 原子的质子数与中子数相等, A 原子的质量数与 C 的质子数相等, 则 A、B、C、D 各为什么元素?

思路解析: Ne 原子位于第二周期, D 的 +1 价阳离子的电子层结构与 Ne 相同, 可推知 D 为 Na; B 原子的 M 层电子比 L 层少 1 个, 可推知 B 的原子序数为 17, 即为 Cl; 设 A 的质子数为 X, 则 C 的质子数为 2X, 即 11 + 17 + X + 2X = 49, 解得 X = 7, 则 A 为 N, C 为 Si。

答案: A 为氮元素 B 为氯元素 C 为硅元素 D 为钠元素

- 16 已知元素的电负性和原子半径等一样, 也是元素的一种性质。下表给出 14 种元素的电负性。

元素	Al	B	Be	C	Cl	F	Li
电负性	1.5	2.0	1.5	2.5	2.8	4.0	1.0
元素	Mg	N	Na	O	P	S	Si

电负性	1.2	3.0	0.9	3.5	2.1	2.5	1.7
-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----

试结合元素周期律知识完成下列问题：

- (1) 根据上表给出的数据, 可推知元素的电负性具有的变化规律是_____。
- (2) 根据你的理解, 元素的电负性指_____。
- (3) 预测 Br 与 I 元素电负性的大小关系_____。

思路解析 此题以元素周期律知识为背景,但又不是直接应用已有的元素周期律知识去求解的题目。电负性这个概念前面没有接触到,要求学生学会利用表格提供的数据和文字描述进行处理,找出解题的信息,运用已有知识对新信息进行分析归纳,把形成的规律性知识再迁移到题目的情景中,使问题得到解决。题中给出了提示:电负性是元素的一种基本性质,而元素的性质是随元素原子序数的递增而呈周期性变化的,所以元素的电负性也应随原子序数的递增而呈周期性变化,这种认识是解决本题的关键。将表

中 14 种元素按原子序数的递增重新排列得下表：

元素	Li	Be	B	C	N	O	F
原子序数	3	4	5	6	7	8	9
电负性	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
元素	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
原子序数	11	12	13	14	15	16	17
电负性	0.9	1.2	1.5	1.7	2.1	2.5	2.8

表中电负性的递变规律便一目了然。

答案:(1)同周期元素随原子序数的递增,元素的电负性依次增大,同主族元素随原子序数的递增,元素的电负性依次减小

- (2) 元素电负性越大, 其原子得电子的能力越强
(3) Br 的电负性大于 I 的电负性

第二单元 微粒之间的相互作用力

知识梳理

一、离子键

1. 构成宏观物质的微观粒子的种类有原子、分子、离子等。不同的物质含有不同的微粒 ,这些微粒间通过一定的作用力彼此结合。

化学键是物质中直接相邻的原子或离子之间存在的强烈的相互作用。

常见的化学键有离子键、共价键和金属键。（其中金属键在中学阶段不作要求,只作了解）

2. 氯化钠的形成过程

钠原子和氯原子的电子层结构为不稳定结构,钠原子最外电子层电子数为1,少于4,容易失去最外层的1个电子,而形成以原子的次外电子层为最外层的8个电子稳定结构;而氯原子最外层电子数为7,多于4个,容易得1个电子,而形成最外层为8个电子的稳定结构。

当钠与氯气相互接触并加热时, 反应过程中, 其中 Na 和 Cl 分别失去和得到电子形成稳定的 Na^+ 和 Cl^- 。带异性电荷的 Na^+ 和 Cl^- 之间发生静电作用, 形成了稳定的离子化合物氯化钠。

3. 离子键的概念

离子键是使阴、阳离子结合成化合物的静电作用。

4. 离子键的形成

由氯化钠的形成过程可知,形成离子键的首要条件是参加反应的原子双方,一方容易失去电子,而另一方得到电子,电子由容易失去电子的一方转移到容易得到电子的一方,进而形成阳、阴离子,形成离子键。

即活泼金属与活泼非金属化合时,一般能形成离子键。

5. 离子键的存在——离子化合物

离子化合物是许多阴、阳离子通过离子键而形成的化合物。因此,凡是离子化合物,其中一定存在离子键。

6. 电子式

(1) 电子式的概念

电子式是在元素符号周围用“·”或“×”来表示原子或离子的最外层上电子的式子。

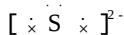
(2) 电子式的书写

①试写出第一和第二周期内各元素原子的电子式

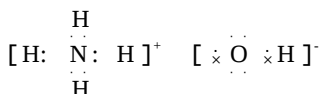
H. : He : Li : Be 或 Be : B : C :
N. : O. : F. : Ne:

②试写出钠、镁、铝、氯、氧、硫形成的简单离子的电

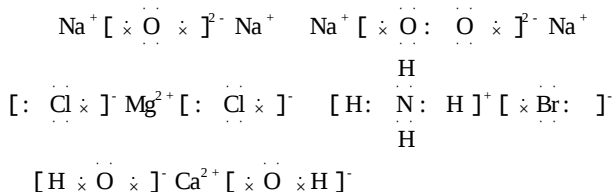
$$\text{Na}^+ \quad \text{Mg}^{2+} \quad \text{Al}^{3+} \quad \left[: \ddot{\text{Cl}} : \right]^- \quad \left[: \ddot{\text{O}} : \right]^{2-}$$



③试写出铵离子和氢氧根离子的电子式



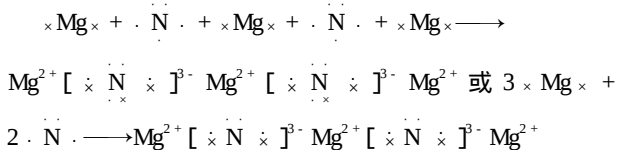
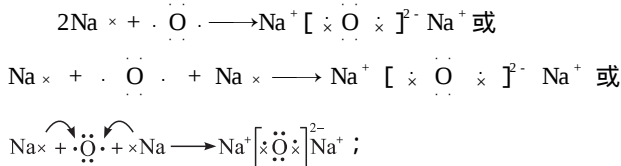
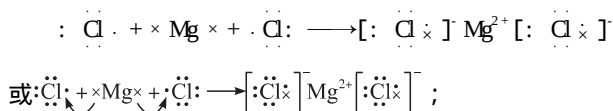
④试写出氧化钠、过氧化钠、氯化镁、溴化铵、氢氧化钙的电子式



(3)用电子式表示离子化合物的形成过程

试用电子式表示出氯化镁、氧化钠、氮化镁的形成过程

(说明 Mg_3N_2 是 Mg 在氮气中的燃烧产物,反应的方程式为 $3\text{Mg} + \text{N}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Mg}_3\text{N}_2$,镁在空气中燃烧也有 Mg_3N_2 生成。)



7. 离子的特征

(1)离子电荷的电性、电荷数目

离子电荷的电性、电荷数目,决定于原子得、失电子及其数目。

离子所带的电荷数等于该离子表现的化合价数。

(2)离子的电子层结构

在周期表中与稀有气体元素原子相邻的元素原子,形成的简单离子的电子层结构,与同周期的稀有气体元素原子具有相同的电子层结构,且阴离子的核电荷数比稀有气体原子的核电荷数小,阳离子的核电荷数比稀有气体原子的大。

(3)原子、离子的半径

①同种元素的原子、单核离子,半径大小关系为:阳离子小于中性原子小于阴离子,价态越高的阳离子半径越小。

②同主族元素的阳离子、阴离子,半径均随着原子序数递增而增大。

③电子层结构相同的离子,半径(包括阴、阳离子)随着核电荷数增加而减小。

④核电荷数不同,电子层结构也不同的阴、阳离子的半径相对大小,可借助元素周期表判断。核外电子层结构相同的微粒,随着核电荷数的增大半径减小。

二、共价键

1. 共价键

原子间通过共用电子对所形成的强烈的相互作用称为共价键。

2. 共价键的形成

当参加反应的原子得失电子能力差别较小时,一般以形成共用电子对的方式相互结合,即形成共价键。从元素种类上来说,一般是同种或不同种非金属元素的原子结合时,原子之间能形成共价键。如 H_2 、C(金刚石和石墨)、 HNO_3 等。

3. 共价键的存在

(1)共价化合物分子内存在共价键 如 H_2O 、 HClO 等。

(2)非金属单质(稀有气体除外)如 H_2 、 O_2 、 Cl_2 等的分子里存在共价键。

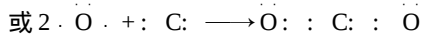
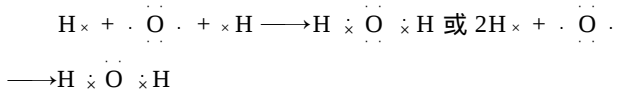
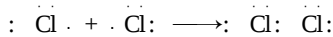
(3)复杂的原子团中存在共价键。如 SO_4^{2-} 、 HCO_3^- 、 O_2^{2-} 、 NO_3^- 等。

4. 共价键的表示方法

(1)为了更能直观地表示原子间结合情况,通常我们可以用电子式或结构式来表示原子间的结合情况。

(2)用电子式表示共价分子(或共价键)的形成过程。

试用电子式表示出 Cl_2 、 H_2O 、 CO_2 分子的形成过程。



5. 结构式和结构简式

(1)结构式

结构式是表示共价分子的一种方式。结构式中,原子间的一条短线表示一个共用电子对。

电子式和结构式的关系:将电子式中的共用电子对换为短线,每个共用电子对用一条短线表示,去掉电子式中的非共用电子对,所得即为结构式。

结构式与球棍模型的关系:将结构式中的短线换作棍,每条短线换为一根棍;将结构式中的元素符号代表的原子换为球,同一种元素用同一种球表示,所得即球棍模型。

(2) 结构简式

省去结构式部分或全部化学键所得式子,叫做结构简式。如乙烷和乙烯的结构简式分别为 CH_3CH_3 (或 CH_3CH_3 等)、 $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ 。

三、分子间作用力

1. 分子与分子之间存在相互作用

我们把分子聚集在一起的作用力,叫做分子间作用力,又叫做范德瓦耳斯力(或范德华力,译音)。

2. 分子间作用力存在的范围

分子间作用力存在于组成物质的分子与分子之间。不仅存在于纯净物里的同种分子间,也存在于混合物的不同分子之间。

3. 分子间作用力的实质与强弱

分子间作用力是分子之间的电性作用,分子间作用力比化学键弱得多。

4. 影响分子间作用力大小的因素

不同物质,分子之间的作用力往往不同,影响分子间作用力大小的因素较多,如分子的质量、分子的极性(其实是分子的一种电性显示)、分子之间的距离(聚集状态)等。

例如,组成与结构相似的分子,相对分子质量越大,分子间作用力越大。

5. 分子间作用力与物质性质的关系

分子间作用力的大小,直接影响着由分子组成的物质的某些物理性质,如熔沸点的高低和溶解性的大小。分子间作用力越大,物质的熔沸点越高,溶解度越大。

比较以下物质分子间作用力以及物质熔点和沸点高低: $\text{F}_2 < \text{Cl}_2 < \text{Br}_2 < \text{I}_2$, $\text{He} < \text{Ne} < \text{Ar} < \text{Kr} < \text{Xe}$ 。

6. 水分子间的氢键

(1)水分子氢键的存在:一个分子中的氢原子跟另一个水分子中的氧原子形成的较强的分子间作用力。

(2)水分子间的氢键对水的物理性质的影响以及原理。

由于水分子间氢键的存在,使水的熔沸点升高,使冰的密度减小。在水蒸气中水以单个的 H_2O 分子形式存在,在液态水中,经常是几个水分子通过氢键结合起来,形成 $(\text{H}_2\text{O})_n$ 。在固态水(冰)中,水分子大范围地以氢键互相联结,形成相当疏松的晶体,从而在结构中有许多孔隙,造成体积膨胀,密度减小,因此冰能浮在水面上。如果没有氢键的存在,冰的密度就会比水大,则地球上的所有水体在冬天结冰时,水生生物都会冻死。

知识导学

该单元知识是学习物质结构的基础和关键,更是研究并掌握大多数化学物质性质的根本。特点是概念较

多,内容抽象。学习前要先复习初中所学的离子化合物和共价化合物以及原子结构的知识。学习中要善于想象类比、归纳,特别注意从微观到宏观的过渡连接。

一、关于离子键

1. 离子键的概念中的“静电作用力”,既包括阴、阳离子间的静电吸引力,又包括原子核与原子核以及电子与电子之间的相互静电斥力。

2. “键”的含义,其实是某种“作用”的意思,往往是多个作用的综合作用效用,这里有作用着的离子之间的原子核与原子核、电子与电子之间的排斥作用以及原子核与电子间的吸引作用达到的平衡。“离子键”中的“离子”和“共价键”中的“共价”是指作用方式。

3. 判断离子键的存在的几个结论:

(1)离子化合物中一定存在离子键。

(2)含有阴阳离子的化合物一定是离子化合物,则一定含有离子键。

(3)含有离子的晶体中不一定有离子键(还有一种叫金属晶体,其中有阳离子和自由电子,而无阴离子)。

(4)离子键不一定存在金属阳离子和阴离子之间,非金属元素之间也可以形成离子键,如 NH_4Cl 等铵盐的阴阳离子之间。

(5)离子化合物中不含分子和原子。

4. 关于电子式的说明:由于在化学反应中,一般是原子的最外层电子发生变化,因此,为了简便起见,可以在元素符号周围用小黑点(或 $\times$)来表示原子的最外层电子。使用时,至于用“ $\cdot$ ”还是用“ $\times$ ”,注意前后对应和统一即可。

5. 离子是构成物质的微粒之一。在中学化学中占了很重要的成分和地位。关于离子的结构特征和性质特征(离子的电荷、电性、电子层结构、离子的半径),以及离子的性质所决定的反应等,是中学化学学习的重点之一。

离子与离子以及离子与原子等的半径的大小,是影响物质性质的因素之一,例如金属晶体熔沸点的高低、金属性的强弱,离子晶体熔沸点的高低等物理性质,直接与离子半径大小有关,所以要重视这个知识点。

二、关于共价键

1. 概念说明:共价键的实质是共用电子对(负电荷)与原子核(正电荷)及内层电子(负电荷)之间的电性作用。

2. 形成说明:少部分金属元素原子与非金属元素原子结合时,也有可能形成共价键。如 AlCl_3 、 FeCl_3 分子里原子之间是以共价键结合的。(具体结构,中学不要求)

3. 存在说明:

单原子分子如稀有气体分子内无共价键也无离子键。

所有酸不论强弱,分子中只存在共价键,不存在离子键。 H_2SO_4 、 HCl 的溶液里没有分子,是因为酸的分子在水分子的所用下完全离解成自由移动的离子了。

4. 表示说明 :用电子式表示的共价分子中 ,由于没有离子出现 ,因此 不能出现[]以及电荷符号。

5. 共价分子的形成过程与离子键形成过程的表示的区别 :

(1)不用弯箭头表示电子的得失 ,因为根本不存在电子的“得”和“失” ,而只是电子对的共用。

(2)产物中也不出现电荷符号和中括号。

6. 化学键的分类是依据了构成化学键的微粒的种类和成键方式不同而进行的。

7. 结构式和结构简式是两种重要的化学用语。特别是有机化学的学习 ,必须用结构式或结构简式表示物质的组成才有意义。在有机化学的学习中 ,正确书写有关物质的结构式和简式 ,是学好有机化学的前提之一。

注意 :

(1)未成键的电子不能用短线表示。

(2)碳碳双键、碳碳叁键中的化学键不能省去。

(3)乙烯的双键不能省略。

三、关于分子间作用力

1. 必须是由分子组成的物质内的分子之间才有分子间作用力。

归纳总结 :

(1)在由分子组成的物质中 ,分子与分子之间存在着分子间作用力 ,而在分子内部的成键原子之间存在共价键。

(2)离子化合物中不存在分子间作用力。

(3)金刚石、单质硅、二氧化硅等由原子通过共价键相结合组成的物质中 ,铝、铜、铁等金属单质中 ,均不存在分子间作用力。

(4)稀有气体是由分子组成的物质 ,但其分子是单原子分子 ,所以其原子(实为分子)间的作用力是分子间作用力。

2. 关于氢键强调 :

氢键属于特殊分子间的一种特殊的分子间作用力 ,不属于化学键。即“虽叫键 ,但不是化学键”。

疑 难 突 破

1. 共价键与离子键的有什么区别 ?

剖析 理解并掌握好离子键和共价键等化学键的概念 ,是学习物质结构、物质性质的前提和关键 ,因此 ,对这两个相似、相关的概念要从多个方面进行比较区分。

区别的方法 ,可以用列表的方式 ,会起到一目了然的效果。

区别的角度或比较的项目 ,可以从概念的含义(概念)、成键微粒、成键原因、成键的方式和相互作用实质、形成条件、存在、实例等多方面列表比较。

在中学化学概念的学习中 ,很多相似、相关、易混淆

的概念进行比较的时候 ,都可以采用列表、多角度 ,从定义到要点、事例等进行比较。

键型	离子键	共价键
概念	阴、阳离子结合成化合物的静电作用 ,叫离子键	原子之间通过共用电子对所形成的相互作用 ,叫做共价键
成因	通过得失电子达到稳定结构	通过形成共用电子对达到稳定结构
微粒	阴、阳离子	原子
性质	静电作用	静电作用
形成条件	活泼金属与活泼非金属化合时形成离子键	同种或不同种非金属元素原子形成共价键(惰性元素除外)
表示方法 (示例)	电子式 ,如 $\text{Na}^+ [\text{ } \times \text{Cl} :]^-$;离子键的形成过程 : $\text{Na} \times + : \text{Cl} : \longrightarrow$ $\text{Na}^+ [\text{ } \times \text{Cl} :]^-$	① 结构式 ,如 $\text{H}-\text{Cl}$; ② 电子式 ,如 $\text{H} \times \text{Cl} :$ 的形成过程 : $\text{H} \times + : \text{Cl} : \longrightarrow \text{H} \times \text{Cl} :$
存在	离子化合物(绝大多数盐 ;强碱 ;活泼金属的氧化物)	绝大多数非金属单质、共价化合物、某些离子化合物

2. 如何判断共价型分子中 8 电子稳定结构 ?

剖析 其实在研究物质的性质、制备原理和方法等问题时 ,经常需要分析构成物质的微观粒子间的成键情况 ,而要解决该问题 ,最基本的方法是先从原子的最外层电子层结构特点和最外层电子的“饱和”趋势出发 ,来分析该原子成键时 ,要达到 8 电子稳定结构所需要的成键个数和方式等。

有些原子在不同的条件下 ,还可以达到非 8 电子的结构 ,如 H 的 2 电子、B 的 6 电子等 ,S 很多情况下是 8 电子 ,但有时也是 12 电子 ,如在 SF_6 中 ,等等 ,我们中学阶段接触的大都是 8 电子结构的物质。若有非 8 电子的情况 ,我们不要求直接掌握。

高考化学试题中曾多次出现判断分子结构中各原子的最外层电子是否满足 8 电子稳定结构的题目。下面介绍一种简捷的判断方法。

(1)分子中若含氢元素 ,则氢原子不能满足最外层 8 电子稳定结构 ,因为氢原子只有一个电子层 ,K 层若为最外层 ,若有 2 个电子则为稳定结构 ,即与 He 的核外电子排布情况相同。

(2)分子中若不含有氢元素 ,则按下述方法逐一进行