



荣德基 总主编

特高级教师

点读

学生用书

新课标

高中化学必修

2

配苏教版



不要看着远方 就忽略了脚下的路 再猛烈的冲刺你也要踏好最后一步

学苑出版社

特高级教师

点拨

高中化学 必修 2

(配苏教版)

总主编:荣德基

本册主编:靳绍努

副主编:张琛 宋天华 杜莹

此书按 50:1 配发导学案(教案免费)

教案特点:

1. 由新课标先行地区(山东)名师编写。

2. 配有生动形象、形式多样的插图。

3. 课堂教学设计体现

4. 课堂总结(体现课

含重点、难点、知识点讲解,易错易忽略
点总结等环节)。

5. 丰富的典型例题精讲(含大量新课标题型,
综合应用创新题型、历年的高考题)。

6. 课堂作业和课后教学效果检测题都替老
师做了细致的安排。

学苑出版社

图书在版编目(CIP)数据

特高级教师点拨新课标. 高中化学. 1, 2: 必修/荣德基主编. —4 版. —北京: 学苑出版社, 2006. 7

ISBN 7-5077-2540-5

I. 特... II. 荣... 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(2005)第 028253 号

你的差距牵动着我的心



责任编辑:王芳荣

封面设计:典点瑞泰

出版发行:学苑出版社

社 址:北京市丰台区南方庄2号院1号楼

邮政编码:100078

网 址:www.book001.com

电子信箱:xueyuan@public.bta.net.cn

印 刷:北京印刷厂印刷

开本尺寸:880×1230 1/16

印 张:28.25

字 数:856千字

版 次:2005年7月第1版 2006年7月第4版

印 次:2006年7月第1次印刷

定 价:38.00元(全3册)



目 录

CONTENTS



专题一 微观结构与物质的多样性

第一单元 核外电子排布与周期律 1

I. 课前准备 1

II. 基础知识必备 2

III. 综合应用创新能力培养 8

IV. 轻松一刻 10

V. 强化练习题 10

A 卷:教材跟踪练习题 10

B 卷:综合应用创新练习题 11

第二单元 微粒之间的相互作用力 12

I. 课前准备 12

II. 基础知识必备 12

III. 综合应用创新能力培养 15

IV. 轻松一刻 17

V. 强化练习题 17

A 卷:教材跟踪练习题 17

B 卷:综合应用创新练习题 17

第三单元 从微观结构看物质的多样性 18

I. 课前准备 18

II. 基础知识必备 19

III. 综合应用创新能力培养 21

IV. 轻松一刻 23

V. 强化练习题 23

A 卷:教材跟踪练习题 23

B 卷:综合应用创新练习题 24

本专题复习 25

专题一达标检测题 27

专题二 化学反应与能量转化

第一单元 化学反应速率与反应限度 29

I. 课前准备 29

II. 基础知识必备 29

III. 综合应用创新能力培养 32

IV. 轻松一刻 34

V. 强化练习题 34

A 卷:教材跟踪练习题 34

B 卷:综合应用创新练习题 35

第二单元 化学反应中的热量 36

I. 课前准备 36

II. 基础知识必备 36

III. 综合应用创新能力培养 38

IV. 轻松一刻 40

V. 强化练习题 40

A 卷:教材跟踪练习题 40

B 卷:综合应用创新练习题 41

第三单元 化学能与电能的转化 42

I. 课前准备 42

II. 基础知识必备 42

III. 综合应用创新能力培养 46

IV. 轻松一刻 47

V. 强化练习题 48

A 卷:教材跟踪练习题 48

B 卷:综合应用创新练习题 49

第四单元 太阳能、生物质能和氢能的利用

..... 50

I. 课前准备 50

II. 基础知识必备 50

III. 综合应用创新能力培养 52

IV. 轻松一刻 53

V. 强化练习题 53

A 卷:教材跟踪练习题 53

本专题复习 55

专题二达标检测题 56

必修2 第一阶段测验题 59

专题三 有机化合物的获得与应用

第一单元 化石燃料与有机化合物	61
I. 课前准备	61
II. 基础知识必备	62
III. 综合应用创新能力培养	70
IV. 轻松一刻	72
V. 强化练习题	72
A 卷:教材跟踪练习题	72
B 卷:综合应用创新练习题	73
第二单元 食品中的有机化合物	74
I. 课前准备	74
II. 基础知识必备	75
III. 综合应用创新能力培养	84
IV. 轻松一刻	86
V. 强化练习题	86
A 卷:教材跟踪练习题	86
B 卷:综合应用创新练习题	87
第三单元 人工合成有机化合物	88
I. 课前准备	88
II. 基础知识必备	89
III. 综合应用创新能力培养	94
IV. 轻松一刻	96
V. 强化练习题	96
A 卷:教材跟踪练习题	96
B 卷:综合应用创新练习题	97

本专题复习	100
专题三达标检测题	103

专题四 化学科学与人类文明

第一单元 化学是认识和创造物质的科学	106
I. 课前准备	106
II. 基础知识必备	107
III. 综合应用创新能力培养	109
IV. 轻松一刻	110
V. 强化练习题	110
A 卷:教材跟踪练习题	110
第二单元 化学是社会可持续发展的基础	112
I. 课前准备	112
II. 基础知识必备	113
III. 综合应用创新能力培养	116
IV. 轻松一刻	117
V. 强化练习题	117
A 卷:教材跟踪练习题	117
本专题复习	119
专题四达标检测题	120
必修2 第二阶段测验题	122
参考答案及点拨拓展	125



专题一 微观结构与物质的多样性

知识链接

1. 经验链接：大千世界无奇不有，众多的物质是由什么组成的？一代又一代的科学精英进行了探索、研究，经历了数千年最终形成了现代价键理论。化学键的提出是人类认识微观世界和物质世界的里程碑，由此也就打开了物质结构的奥秘。在初中化学中，同学们已经学习了离子键和离子化合物、共价键和共价化合物的基本知识，这只是探索物质结构知识的开始。

2. 趣味链接：物质世界纷繁复杂，组成物质的元素究竟有多少种？恐怕连化学家们也难以给出一个满意的答案，因为新元素还在不断地被发现。组成物质的元素有多少种，并不影响人类认识和利用它，因为人类早已发现在众多的元素中存在着一一定的规律性，最早发现这些规律并将它总结成元素周期律的是俄国化学家门捷列夫。门捷列夫在 1869 年发表了《原子的性质和原子量的关系》，并公布了他的元素周期表。其实，在这之前已经发现了 60 多种元素，科学家们对它们之

间的关系进行的研究也持续了很长时间。早在 1789 年拉瓦锡撰写《化学大纲》时，就提出了一个有 33 种元素的元素表，不过他把光、热及某些化合物都认为是元素。在这之后，又有很多化学家进行了细致的研究，比较著名的有 1829 年德国化学家德贝莱纳提出的“三元素组”学说、1864 年，德国化学家迈耶发表的《六元素表》和 1865 年英国化学家纽兰兹提出的“八音律”。

3. 问题链接：在同学们熟悉的每一册化学教材的最后，都附有一张元素周期表。在元素周期表中有已经发现的一百多种元素，包含着它们的原子序数、相对原子质量等多种数字信息，还用不同的颜色进行了分类。随着时间的推移，新的元素不断被发现，那么元素周期表还会发展、延伸。那我们不禁要问：

(1) 是谁把这么多的元素排列成表的？它有什么规律？

(2) 自己可否也排列一张表，让它容纳所有的元素？



第一单元 核外电子排布与周期律



课准备

一、关键概念和原理提示

关键概念：电子层、核外电子的排布。

原理提示：核外电子排布规律、元素周期律。

二、教材中的“？”解答

问题 1：钠、镁、铝的金属性强弱的顺序是_____。

解答： $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$ 。

问题 2：按硅、磷、硫、氯元素的顺序，从硅元素到氯元素，元素的核电荷数递增，气态氢化物的稳定性如何变化？硅、磷、硫、氯元素的非金属性如何变化？

解答：随着原子序数的递增，气态氢化物的稳定性逐渐增强。随着原子序数的递增，元素的非金属性逐渐增强。

问题 3：(1) 11~17 号元素最高价氧化物的水化物的酸碱性强弱的变化规律是_____；

11~17 号元素的金属性和非金属性强弱的变化规律是_____。

(2) 11~17 号元素的最高化合价和最低化合价的变化规律是_____；11~17 号元素的最高化合价和最低化合价的数值与原子核外最外层电子数的关系是_____。

解答：(1) 从 11 到 17 号元素，元素的最高价氧化物的水化物的酸性由弱到强，碱性由强到弱；从 11 到 17 号元素的金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强。

(2) 从 11 到 17 号元素最高化合价逐渐增大，最低化合价的绝对值逐渐增大；最高化合价等于最外层电子数，最低化合价与 8 的代数和等于最外层电子数。

问题 4：阅读表 1-1-1，从ⅦA 族元素气态氢化物的形成难易程度、热稳定性和非金属性强弱变化有什么规律？

表 1-1-1 ⅦA 族元素气态氢化物的形成和热稳定性

元素	F	Cl	Br	I
气态氢化物				
形成的难易程度	H_2 与 F_2 混合，在冷暗处剧烈化合并发生爆炸	H_2 与 Cl_2 混合，光照或点燃时发生爆炸	H_2 与 Br_2 混合，加热时发生化合	H_2 与 I_2 混合，加热时化合，同时又分解
组成	HF	HCl	HBr	HI
热稳定性	很稳定	稳定	较稳定	较不稳定

解答：根据 F_2 、 Cl_2 、 Br_2 、 I_2 与 H_2 反应的难易程度和生成的氢化物的稳定性，ⅦA 族元素的非金属性从 F 到 I 依次减弱。

问题 5：完成下列各题，利用图 1-1-1 表示元素周期表中元素金属性、非金属性的递变规律。

(1) 在图中 4 个箭头旁的空格中分别用简要的文字说明元素金属性和非金属性的递变规律。

(2) 在图中适当位置写出金属性最强的元素和非金属性最强的元素的符号。

(3) 指出图中虚线右上方、左下方区域的元素是金属元素还是非金属元素。

(4) 图中临近虚线两侧的元素既表现出一定的金属性，又表现出一定的非金属性。这给我们什么启示？

族	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
周期								
1								
2			B					
3			Al	Si				
4				Ge	As			
5					Sb	Te		
6						Po	At	
7								

图 1-1-1 元素周期表中元素金属性、非金属性的递变

解答：(1)、(2)、(3) 见图 1-1-2。

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

图 1-1-2

(4) 研究虚线两侧的元素或由这些元素组成的物质时, 要考虑元素或物质的两性; 在寻找具有两性的元素或物质时, 可以在虚线的两侧寻找等。

基础知识必备

一、必记知识背牢

序号	项目	必记知识	必记内容	巧记方法
1	基本概念	电子层	原子核外能量相近的电子运动的区域	是一个空间区域, 因电子的存在而存在
2	基本概念	原子序数	按核电荷数由小到大的顺序给元素的编号	原子序数 = 核电荷数
3	基本概念	核外电子排布	在多个电子的原子中, 核外电子因能量不同, 分别在离原子核远近不同的区域里运动, 叫电子的分层运动, 又叫核外电子的分层排布	因能而动
4	基本规律	核外电子排布规律	在多电子的原子中, ①核外电子总是先排在能量最低的电子层里, 然后由里向外依次排在能量逐渐升高的电子层里; ②每层最多容纳 $2n^2$ 个电子; ③最外层不超过 8 个 (K 层为最外层时, 不超过 2 个) 电子, 次外层不超过 18 个电子, 倒数第三层不超过 32 个电子	一低四不超
5	基本规律	元素周期律	元素的性质随着元素核电荷数的递增呈现周期性变化的规律	元素原子核外电子排布的周期性变化决定元素性质的周期性变化

二、精彩点拨教材知识

知识点 1. 原子结构 (这是重点)

详解: (1) 原子是由居于原子中心的带正电的原子核和核外带负电的电子构成, 原子核又由带一个单位正电荷的质子和不带电的中子构成。原子核中一定都有质子, 但不一定有中子, 如普通氢原子就只有一个质子而没有中子。原子核位于原子的中心, 体积只占原子体积的几千万分之一, 电子在原子核外很小的空间里做高速运动。

(2) 原子结构的表示: 原子结构很复杂, 但可以简单地用原子结构示意图来表示, 在原子结构示意图中

的每一部分都各表示不同的含义, 如图 1-1-3 所示, 以钠原子为例。



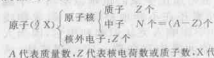
图 1-1-3



图 1-1-4

另外, 还可以用原子结构示意图来表示离子, 如图 1-1-4 就表示了 Na^+ 和 Cl^- 的结构示意图。

(3) 原子中各微粒之间的关系见图 1-1-5, 各微粒的属性列于表 1-1-2 中。



A 代表质量数, Z 代表核电荷数或质子数, X 代表元素符号或原子。

图 1-1-5 原子中各微粒之间的关系

表 1-1-2 原子中各微粒的属性

粒子种类	电性和电量	质量
质子	一个质子带一个单位的正电荷	$1.6726 \times 10^{-27} \text{ kg}$
中子	不带电 (或电中性)	$1.6748 \times 10^{-27} \text{ kg}$
电子	一个电子带一个单位的负电荷	$9.109 \times 10^{-31} \text{ kg}$

(4) 原子中的几种关系: ①质量数 = 质子数 + 中子数 = 相对原子质量 (近似值); ②核电荷数 = 质子数 = 核外电子数; ③微观粒子之间, 决定元素种类的是质子数, 决定原子质量的是中子数和质子数, 决定元素化学性质的是元素原子的最外层电子数, 决定原子种类的是质子数。

拓展: 电子云, 原子核外电子绕核高速运动是没有确定的轨道的, 就像一团“带负电荷的云雾”笼罩在原子核的周围, 这种“带负电荷的云雾”称为电子云。电子云是对电子运动状态的形象化的比喻, 并不是真实电子形成的“云雾”。电子是一种微观粒子, 在原子如此小的空间 (直径约 10^{-10} m) 内作高速运动, 核外电子的运动与宏观物体运动不同, 没有确定的方向和轨迹, 只能用电子云描述它在原子核外空间某处出现机会的大小。图 1-1-6 中的左图为氢原子核外电子的电子云, 用小黑点表示氢原子外一个电子在核外某空间单位体积内出现机会的多少, 离核越近, 黑点密度越大, 电子出现机会越多, 离核越远, 电子出现机会越少。图 1-1-6 中的右图为氢原子核外电子的电子云界面图, 电子出现机会的 90% 在界面内, 这就是我们常说的球形原子。电子云有不同的形状, 分别用符号 s、p、d、f 表示, s 电子云呈球形, 在半径相同的球面上, 电子出现的机会相同, p 电子云呈纺锤形 (或哑铃形), d 电子云是花瓣形, f 电子云更为复杂, 此处就不介绍了。



氢原子 1s 电子云



氢原子 1s 电子云界面图

图 1-1-6

【例 1】 1~18 号元素原子中, 核电荷数之差为 8 的两种原子 ()

A. 电子层数一定相差 1

- B. 最外层电子数一定相等
C. 都容易得(失)电子形成阴(阳)离子
D. 质子数相差 8, 中子数也可能相差 8

答案:A、D 点拨:多电子原子的核外电子是分层分布的,每层最多容纳 $2n^2$ 个电子, n 为电子层数,最外层最多容纳 8 个电子,且电子首先进入能量最低的电子层,1~18 号元素的电子由内层至外层排满后再进入外层。所以当两种原子的核电荷数相差 8 时,其电子层数也一定相差 1, A 是正确的答案。由于增加电子是内层排满后再排外层,因此,核电荷数相差 8 的两种原子最外层电子数不一定相等,如氧原子和氟原子的核电荷数相差 8,而它们的最外层电子数却分别是 1 和 7,并不相同。所以 B 不正确。由于核电荷数相差 8 的两种原子的中子数也可能相差 8。但是,由于存在着质子数相同而中子数不同的现象(如氦、氖、氩它们的质子数都是 1,而中子数分别是 0、1、2),其原子中质子数与中子数无绝对的因果关系,因此,质子数相差 8 的两种原子的中子数只是有可能相差 8, D 正确。

知识点 1 针对性练习:

1. 图 1-1~7 是几种原子结构示意图,其中正确的是()



图 1-1~7

知识点 2: 核外电子排布(各不同)

详解:核外电子的能量各不相同,能量低的电子在离核近的区域里运动,能量高的电子在离核远的区域里运动,这种电子运动的不同区域称为电子层。由里向外,分别定义为第一层(K 层)、第二层(L 层)、第三层(M 层)、第四层(N 层)……把核外电子的分层运动称为分层排布。

在含有多个电子的原子里,电子的能量各不相同,形成的电子层的能量也各不相同。电子的分层排布规律主要有:①能量最低原理:核外电子总是先排在能量最低的电子层里,然后由里向外,依次排在能量逐渐升高的电子层里。即先排 K 层, K 层排满后再排 L 层……②原子核外各电子层最多容纳 $2n^2$ 个电子;③原子最外层电子数目不能超过 8 个(K 层为最外层时不能超过 2 个电子);④次外层电子数目不能超过 18 个;倒数第三层电子数目不能超过 32 个。

警示:核外电子的排布规律有两种表示方法,①直接表述法,如氧原子的核外电子排布:第一层 2 个,第二层 6 个;②原子结构示意图表示法,如氧原子的核外电子排布: .

【例 2】对于第 n 电子层,当它作为原子的最外层时,容纳的电子数最多与第 $(n-1)$ 层相同;当它作为次外层时,其电子数最多,比 $n-1$ 层多 10 个。则对此电子层的判断正确的是()

- A. K B. L C. M D. 任意层

答案:C 点拨:根据核外电子排布规律,最外层不超过 8 个电子,次外层不超过 18 个电子,而 K 层可容纳 2 个电子, L 层可容纳 8 个电子, M 层可容纳 18 个电子。当 n 为最外层时,最多为 8 个电子,由题意知,第 $n-1$ 层可容纳 8 个电子,则 n 为 M 层;当 n 为次外层,其电子数比 $n-1$ 层多 10 个,则证明 n 层最多容纳

18 个电子,也应为 M 层。

知识点 2 针对性练习:

2. 原子核外电子排布规律已经成为解读原子结构的经典理论,并不断地在物质的发现和研究中发挥着重要作用。1999 年已发现了核电荷数为 118 的元素,按照原子核外电子层排布规律,它的核外电子的排布应是()

- A. 2, 8, 18, 32, 32, 18, 8 B. 2, 8, 18, 32, 50, 8
C. 2, 8, 18, 32, 18, 8 D. 2, 8, 18, 32, 50, 18, 8

知识点 3: 元素化合价、原子半径、核外电子排布三者之间的关系(这是重点)

详解:(1)原子序数:按照核电荷数由小到大的顺序给元素的编号。

(2)核外电子的周期性变化:随着原子序数的递增,元素原子的最外层电子数呈现周期性变化——从 1 到 8 重复出现。

(3)化合价与核外电子:化合价是不同元素在形成化合物时表现出来的一种性质,对于主族元素其最高正化合价等于原子的最外层电子数。由于核外电子排布的规律性,元素的化合价也必然存在着规律性:在同一周期由左向右,元素的最高正化合价逐渐升高,最低负化合价的绝对值逐渐降低。即随着原子序数的递增,元素化合价呈现周期性变化。

(4)原子半径与核外电子:原子半径的大小决定于两个因素,电子层数的多少和最外层电子数目的多少。原子半径随着电子层数的增加而增加,随着核电荷数的增大而减小。因此,原子半径随着原子序数的递增呈现周期性变化——在同一周期,由左向右原子半径逐渐减小,在同一主族从上到下原子半径逐渐增大。

(5)微粒半径大小比较:①原子半径大小比较:a. 电子层数相同时(同周期元素的原子),随着原子序数递增,原子半径逐渐减小。如: $r(\text{Na}) > r(\text{Mg}) > r(\text{Al}) > r(\text{Si}) > r(\text{P}) > r(\text{S}) > r(\text{Cl})$; b. 最外层电子数相同时(同主族元素的原子),随着电子层数递增原子半径逐渐增大。如: $r(\text{Li}) < r(\text{Na}) < r(\text{K}) < r(\text{Rb}) < r(\text{Cs})$; ②离子半径的大小比较: a. 核外电子排布相同(即电子层结构相同)的离子,核电荷数越大半径越小。如: $r(\text{O}^{2-}) > r(\text{F}^-) > r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+}) > r(\text{Al}^{3+})$; b. 带相同电荷的离子,电子层越多,半径越大。如: $r(\text{Li}^+) < r(\text{Na}^+) < r(\text{K}^+) < r(\text{Rb}^+) < r(\text{Cs}^+)$, $r(\text{O}^{2-}) < r(\text{S}^{2-}) < r(\text{Se}^{2-}) < r(\text{Te}^{2-})$; c. 电荷、电子层均不同的离子可选取一种离子作参照进行比较。如:比较 Mg^{2+} 、 K^+ 三种离子的大小,就可以取 Na^+ 作为参照, $r(\text{K}^+) > r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+})$; ③原子与离子半径大小比较: a. 同种元素的原子半径与离子半径:阴离子大于原子,原子大于阳离子,低价阳离子大于高价阳离子。如: $r(\text{Cl}^-) > r(\text{Cl})$, $r(\text{Fe}) > r(\text{Fe}^{2+}) > r(\text{Fe}^{3+})$; b. 不同种元素的原子半径与离子半径的比较,可选取一种离子作参照。如比较 $r(\text{K})$ 与 $r(\text{Mg}^{2+})$ 的大小: $r(\text{K}) > r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+})$

【例 3】下列各组中,阴离子半径比最大的是()

- A. KCl B. NaCl C. NaF D. LiI

答案:D 点拨: Li^+ 、 Na^+ 、 K^+ 的电子层数逐渐增多,则 $r(\text{Li}^+) < r(\text{Na}^+) < r(\text{K}^+)$; F^- 、 Cl^- 、 I^- 的电子数也逐渐增多,故 $r(\text{F}^-) < r(\text{Cl}^-) < r(\text{I}^-)$ 。则半径比最大的应该是阴离子半径最大,阳离子半径最小的物质,符合这个条件的只有 LiI。

知识点 3 针对性练习:

3. 下列微粒半径依次减小的是()

A. Mg、Si、Cl、Cl⁻B. K、Na、Li、Li⁺C. Na⁺、Mg²⁺、Al³⁺、F⁻D. I、Br、Br⁻、Cl⁻

知识点4: 元素的金属性与非金属性的变化规律 (这是重点、难点)

详解: (1) 金属性: 元素的金属性是指元素的原子失去电子而表现出来的性质。①根据原子的核外电子排布可知, Na、Mg、Al 的最外层电子数都小于 4 个, 是易失去电子的原子。在电子层数相等时, 随着核电荷数的增加, 原子核对最外层的电子吸引力增大, 失去电子越来越难, 则金属性越来越弱 (即同周期元素的金属性由左向右逐渐减弱); ②对于碱金属元素的原子, 核外最外层电子数相等——都为 1, 随着电子层数的增加, 原子核对最外层电子的吸引力减弱, 失去电子越来越容易, 金属性增强, 所以碱金属从 Li 到 Cs 金属性是逐渐增强的 (即同主族元素的金属性从上到下逐渐增强); ③在实际应用中, 可以从以下几个方面来判断元素金属性的强弱: a. 在金属活动顺序中越靠前, 金属性越强; b. 单质与水或非氧化性酸反应越剧烈, 金属性越强; c. 单质还原性越强或离子氧化性越弱, 金属性越强; d. 最高价氧化物对应水化物的碱性越强, 金属性越强; e. 在金属与盐发生置换反应时, 被置换出来的金属, 其金属性较弱。例如, 根据反应 $X^{2+} + Y \rightarrow X + Y^{2+}$, 则可判断 Y 的金属性比 X 强。

(2) 非金属性: 元素的非金属性是指元素的原子得到电子而表现出来的性质。①根据原子的核外电子排布可知, P、S、Cl 的最外层电子数大于 4 个, 是不易失而得电子的原子。在电子层数相同, 随着核电荷数的增加, 原子核对最外层的电子吸引力增大, 得到电子越来越容易, 则非金属性越来越强 (即同周期元素的非金属性由左向右逐渐增强); ②对于卤族元素的原子, 核外最外层电子数相等——都为 7, 随着电子层数的增加, 原子核对最外层电子的吸引力减弱, 得电子越来越难, 失去电子越来越容易, 非金属性减弱, 所以卤族元素从 F 到 I 非金属性是逐渐减弱的 (即同主族元素的非金属性从上到下逐渐减弱); ③在实际应用中, 可以从以下几个方面来判断元素非金属性的强弱: a. 与 H₂ 化合越容易, 气态氢化物越稳定, 非金属性越强; b. 单质与水反应越剧烈, 非金属性越强; c. 单质氧化性越强或阴离子还原性越弱, 非金属性越强; d. 最高价氧化物对应水化物的酸性越强, 非金属性越强; e. 在非金属单质与盐发生置换反应时, 被置换出来的非金属单质, 其非金属性较弱。如, 有反应 $A^{2-} + B \rightarrow A + B^{2-}$, 则可判断 B 的非金属性比 A 强。

【例4】甲、乙两种非金属元素: ①甲比乙容易与 H₂ 化合; ②甲的单质能与乙的阴离子发生置换反应; ③甲的最高价氧化物对应水化物酸性比乙的强; ④与某金属反应时, 甲原子得电子数目比乙多; ⑤甲单质沸点比乙低。其中能说明甲比乙非金属性强的是 ()

A. ① B. ⑤ C. ①②③ D. ①②③④

答案: C 点拨: 利用排除法比较容易得到答案。首先看①, 得电子数目的多少不能绝对的证明元素的非金属性强弱, 如硫在与金属反应时得两个电子, 氯在与金属反应时得一个电子, 但氯的非金属性比硫的强, ①不正确, 那么 A 和 D 即不正确。甲比乙容易与 H₂ 化合, 则说明甲的非金属性比乙的强, ②正确。选 C。同理, 可以判断③④正确, ⑤不正确 (熔沸点是物质的物理性质, 它不能决定物质的化学性质——金属性和非金属性)。

知识点4 针对性练习:

4. X 和 Y 元素的原子, 在化学反应中都容易失去

电子形成与 Ne 相同的电子层结构, X 的原子半径小于 Y 的原子半径, 下列说法中正确的是 ()

A. X 的金属性强于 Y

B. 常温下, X 和 Y 都不能从水中置换出氢

C. Y 元素的氢氧化物碱性比 X 元素氢氧化物碱性强

D. X 元素的最高化合价比 Y 元素最高化合价高

知识点5: 元素周期表 (这是重点、难点)

详解: (1) 元素周期表的排布: ①排布规律: 按原子序数的递增顺序从左到右排成横行; 再把不同横行的最外层电子数相同的元素自上而下排成纵行; ②排列后的结果: 同一横行元素的电子层数相同; 同一纵行元素最外层电子数相同。a. 原子序数与构成原子的微粒的数量关系: 原子序数 = 核电荷数 = 质子数 = 核外电子数; b. 已经发现的 100 多种元素虽然原子结构和性质不同, 但在差异之外又有着明显的规律性。元素周期表是经过 100 多年的发展、变化、更新等才变成现在这个样子, 元素周期表的创立充分体现了人类认识世界的艰辛历程和寻找事物基本规律的能动性; c. 周期表中元素从左向右由金属元素逐渐过渡到非金属元素, 非金属元素种类较少 (22 种, 处于元素周期表的右上方), 绝大多数元素是金属元素 (处于元素周期表的左下方)。汉字的命名中带“金”字旁的是金属元素 (汞除外, 且除汞在常温下是液体外, 其他金属是固体), 带“石”字旁、“气”字头和“气”字头的是非金属元素, 同时也表明这种元素的单质在常温下的状态。周期表及其分布规律如表 1-1-3。

表 1-1-3

分 类	周期序数	电子层数	起止元素	元素种数
短周期	1	1	H~He	2
	2	2	Li~Ne	8
	3	3	Na~Ar	8
长周期	4	4	K~Kr	18
	5	5	Rb~Xe	18
	6	6	Cs~Rn	32
不完全周期	7	7	Fr~112	26

(2) 元素周期表的结构: ①周期: 每一个横行就是一个周期, 共 7 个周期。元素的分布情况见表 1-1-4。a. 同周期元素的原子电子层数相同, 且周期数 = 电子层数。b. 同一周期最外层电子数从左到右由 1 到 8 (主族元素, 副族元素较复杂)。c. 在元素周期表的 7 个周期中, 除了第 1 周期只有 H 和 He 两种元素, 第 7 周期尚未排满外, 每一个周期的元素都是从最外层电子数为 1 的碱金属开始, 逐渐过渡到最外层电子数为 7 的卤族元素, 最后以最外层电子数为 8 的稀有气体元素结束。d. 第 6 周期中的 57 号元素镧 (La) 到 71 号元素镥 (Lu), 共 15 种元素, 这些元素原子的电子层结构和性质非常相似, 以开头的元素镧命名为镧系元素; 从 89 号元素锕 (Ac) 到 103 号元素镎 (Lr), 共 15 种元素, 这些元素原子的电子层结构和性质非常相似, 以开头的元素镎命名为锕系元素。为了元素周期表的结构紧凑、更能体现元素的性质等周期性变化, 让它们分别占据一个元素位置格; 为明确起见, 在元素周期表的下面按元素原子序数递增的顺序, 把它们另列两行, 以达到周期表的完整性。另外, 在镧系元素 (La, 92 号) 后面的元素多是通过核反应人工合成的, 又叫超铀元素。e. 元素周期表中虽然只列出了 112 种元素, 但现在已经发现了 114 号、116 号等元素; ②族: 整个周期表中共 18 个纵行, 分为 16 个族。族分为主族、副族、Ⅷ族、0 族。主族: 由短周期和长周期共同组成的族。由左到

右分别是ⅠA、ⅡA、ⅢA、ⅣA、ⅤA、ⅥA、ⅦA、副族；只由长周期组成的族。由左到右分别是ⅢB、ⅣB、ⅤB、ⅥB、ⅦB、ⅠB、ⅡB。第Ⅷ族，包括三个纵行，从左数第八、九、十列。0族：是最右边的一列，由已经发现的六种稀有气体元素组成。a. 主族元素的族序数=元素原子的最外层电子数；b. 第Ⅷ族不是副族，初学者易将Ⅶ后面上加B，这是易犯的错误。“0”的由来是：稀有气体元素的价格结构是稳定结构，很难与其他元素形成化合物，故将稀有气体元素定为0族。0族不是主族，由于0族元素的核外电子排布与主族相似，将它归为主族元素是错误的；c. 从左到右副族不是从ⅠB到ⅦB，而是从ⅢB到ⅡB，中间还排列着Ⅷ族，共10列。排列顺序是ⅢB、ⅣB、ⅤB、ⅥB、ⅦB、Ⅷ族、ⅠB、ⅡB，它们“地处”金属元素向非金属元素过渡位置，所以称它们为“过渡元素”。

(3) 相邻元素性质的相似性：①金属与非金属元素的分界线。在金属元素和非金属元素之间是一条阶梯状的分界线，在分界线的两边的元素具有一定的金属性，同时又具有一定的非金属性，即具有两性。利用这条分界线来寻找半导体材料以获得成功，并不断研究其具有的其他用途；②在元素周期表中，位置相近的元素性质相似，这是一个普遍规律。人们利用这一规律寻找新物质、合成新材料等，如根据已使用的催化剂大多是过渡元素，人们就在过渡元素中寻找优良的催化剂等。

【例5】原子序数为Z的元素R，在周期表中位于A、B、C、D四种元素中间，A、B、C、D四种元素的原子序数之和为下列数据，其中不可能的是()

- A. $4Z$ B. $4Z+10$ C. $4Z+5$ D. $4Z+14$

答案：C 点拨：由周期表的结构可知C与R或R与D的原子序数之差可能为8、18、32，即C、D原子序数之和存在三种情况： $2Z$ 、 $2Z+10$ 或 $2Z+14$ ，而A、B原子序数之和为 $2Z$ ，C是不可能的。另外，也可以用选项的矛盾性来选定C，因为R的上、下或左、右原子序数之和必为偶数，而 $4Z+5$ 为奇数，所以C是不可能的。

知识点5 针对性练习：

5. 甲、乙是周期表中同一主族的两种元素，若甲的原子序数为x，则乙的原子序数不可能是()

- A. $x+2$ B. $x+4$ C. $x+8$ D. $x+18$

知识点6：元素周期律(这是重点)

详解：(1) 元素周期律：元素的性质随着原子序数的递增呈现周期性变化。

(2) 从周期表中看元素周期律，元素性质的递变规律可总结为表1-1-4。

表1-1-4 元素性质的递变规律

原子结构	同周期元素(由左到右)		同主族元素(从上到下)	
	核电荷数	递增	原子半径	增大
元素的性质	电子层数	相同	原子半径	增多
	最外层电子数	1~8	原子半径	增多
	元素主要化合价	最高正化合价：+1~+7 负化合价：-4~-1	原子半径	增多
	最高价氧化物对应水化物的酸碱性	碱性减弱，酸性增强	原子半径	增多
	非金属元素的气态氧化物特性	形成由难到易 稳定性逐渐增强	原子半径	增多
	单质的氧化性和还原性	非金属单质的氧化性逐渐增强，金属单质的还原性逐渐减弱	原子半径	增多
	元素的金属性和非金属性	金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强	原子半径	增多
			原子半径	增多
			原子半径	增多
			原子半径	增多

解析：(1) 同主族元素性质递变规律：①金属性和非金属性：从上到下，原子半径越大，核对电子吸引力越弱，原子失去电子能力越强，得电子能力越弱，金属性越强，非金属性越弱；②原子半径：从上到下元素原子的电子层数逐渐增加，原子半径和离子半径也逐渐增大；③最高价氧化物对应水化物的酸碱性：从上到下原子的半径增大，非金属元素原子对相邻原子的最外层电子的吸引力减弱，使氢原子失去电子的倾向变弱，在水分子的作用下更难解成自由移动的 H^+ ，则最高价氧化物对应的水化物酸性减弱；金属元素的原子随着原子半径的增大，失电子的倾向增强，形成的阳离子的氧化性(得电子能力)减弱，与之结合的氢氧根离子就易电离，使金属元素最高价氧化物对应的水化物的碱性增强；④单质的物理性质：从上到下所组成的单质的密度逐渐增大；金属单质的熔沸点降低，非金属单质的熔沸点升高。

(2) 同周期元素性质递变规律：①金属性和非金属性：由左向右原子半径逐渐减小，核电荷数和核外电子数逐渐增大，原子核对外层电子的引力增强，得电子能力逐渐增强，失电子能力逐渐减弱，故元素的金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强；②原子半径：同周期元素的原子电子层数相同，核电荷数和核外电子数均不断增大，原子核对外层电子的吸引逐渐增强，导致原子半径逐渐减小，即同周期元素由左向右原子半径逐渐减小；③最高价氧化物对应水化物的酸碱性：同周期元素的原子由左向右半径逐渐减小，原子核对其他原子的最外层电子的引力增大，使得氢离子更易电离(氢氧根离子更难电离)，最高价氧化物对应水化物的酸性增强(碱性减弱)。

警示：对元素的性质的分析易发生混淆，常常将原因或结论弄反。在分析时最好将微粒的作用方向在纸上标出来，使分析的思路就更清晰。

【例6】下列各组气态氢化物的稳定性由强到弱的顺序排列的是()

- A. SiH_4 、 PH_3 、 H_2S 、 HCl B. HF 、 HCl 、 HBr 、 HI

- C. PH_3 、 H_2S 、 HCl 、 HF D. NH_3 、 PH_3 、 AsH_3 、 HF

答案：B 点拨：根据同周期元素性质的递变规律：从左到右，元素的金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强，气态氢化物的稳定性增强，则氢化物的稳定性： $SiH_4 < PH_3 < H_2S < HCl$ 。同主族元素由上到下，元素的金属性增强，非金属性减弱，则气态氢化物稳定性也减弱。F是非金属性最强的元素，所以HF是最稳定的氢化物，因此C、D中HF放在最后(最弱)，很明显是错误的。

知识点6 针对性练习：

6. 短周期元素X、Y、Z在周期表中的位置如图1-1-8，则下列说法中正确的是()

- A. Z一定是活泼金属

- B. X的最高价氧化物的水化物是一种强酸

- C. Z的最高价氧化物形成的水化物是强酸

是强酸

D. 1mol Y单质与足量的水反应时，会有2mol的电子转移

知识点7：性质、结构、位置之间的关系

详解：(1) 原子的结构决定元素的化学性质，元素的化学性质反映元素原子的结构。①当电子层数相同(即同周期)时，最外层电子数越少，原子核对最外层电

		X
	Y	
Z		

图1-1-8

子引力越小,原子半径越大;随着原子半径的增大,在参加化学反应时原子越容易失去最外层电子,金属性越强。最外层电子数越多,原子核对外层电子的引力越大,失去电子能力越小,得电子能力越大,元素的非金属性越强;②当最外层电子数相同时,电子层数越多原子半径越大,原子核对外层电子的引力越小,越容易失去电子,元素的金属性越强;电子层数越少,原子半径越小,核对外层电子的引力越大,得电子能力越强,元素的非金属性越强。

(2)元素周期表中原子的结构决定元素在周期表中的位置。元素在周期表中的位置反映了元素原子的结构。如钠(Na)是第三周期ⅠA族元素,其原子的最外层有一个电子,易失去,表现出较强的金属性(还原性);反之,当知道了钠Na原子的最外层有一个易失去的电子,有较强的金属性(还原性),则可断定Na在元素周期表的左边。图1-1-9比较清楚地表示了元素性质、原子结构、元素在周期表中的位置三者的关系。



图1-1-9

【例7】A、B、C、D都是短周期元素。A元素的原子核外有两个电子层,最外层已达到饱和。B元素位于A元素外的一周期,最外层的电子数是A元素最外层电子数的1/2。C元素的离子带有两个单位负电荷,它的核外电子排布与A元素原子相同。D元素与C元素属同一周期,D元素原子的最外层电子数比A的最外层电子数少1。根据上述事实回答下列问题:

(1)推断A、B、C、D各是什么元素:A _____; B _____; C _____; D _____。

(2)判断B元素最高价氧化物对于水化物的酸碱性强弱程度。

答案:(1)Ne; Si; O; N (2) H_2SiO_3 是一种弱酸

点拨:根据题给信息,A的第一层为2个电子,第二层为8个电子,应为Ne。B的核外电子排布为2,8,4;C原子的核外电子排布为2,6;可以判断B为Si,C为O。由C和D的电子排布情况可知D为N。因为磷酸是中强酸,硅酸是比磷酸还弱的酸,所以硅酸是弱酸;也可以用同主族来判断,碳酸是弱酸,硅酸比碳酸的酸性还弱,所以硅酸是弱酸。

知识点7 针对性练习:

7. 镭是元素周期表中第七周期的ⅡA族元素,下列关于镭的性质描述不正确的是()

- A. 在化合物中呈+2价
B. 单质与水反应放出氢气
C. 氢氧化物呈两性 D. 碳酸盐难溶于水

三、易错点和易忽略点导析

易错点:核外电子排布规律的理解

易错点导析:要想熟练掌握正确的书写原子结构示意图,必须熟练牢记核外电子排布规律且正确理解它。核外电子排布的四条规律之间只是相对独立,而不是绝对独立的,它们之间是相互联系的,大家在理解时易将它们各自孤立起来,导致运用时出现错误。

【例8】核外电子排布的规律之一是“倒数第三层电子数不超过32”,对此规律以下理解正确的是()

- ①K层为倒数第三层时,电子数不超过2个 ②L层为倒数第三层时,电子数不超过8个 ③M层为倒数第三层时,电子数不超过18个 ④N层为倒数第三层时,电子数不超过32个

A. 只有④ B. ①② C. ①④ D. ①②③④

错解:A或C 错解分析:对核外电子排布规律理解错误,不懂核外电子排布的四条规律是相互独立而又相互联系的。从核外电子的四条排布规律分析知,既要符合“每层最多容纳 $2n^2$ 个电子”,又要符合“倒数第三层不超过32个电子”的要求。故①~④均正确。

正确解法:D

针对性练习:

8. 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

易忽略点:“位、构、性”三者之间可相互推断

易忽略点导析:推断元素及其化合物的性质,其根本切入点是在周期表中的位置——原子结构——元素性质的相互关系,及同周期元素、同主族元素间性质的递变规律。学习过程中应善于理解、掌握并灵活运用这些规律及“位、构、性”三者关系,切不可片面、孤立的运用其一或其二来推断。

【例9】已知铍(Be)的原子序数为4。下列对铍及其化合物的叙述正确的是()

- A. 铍的原子半径大于硼的原子半径
B. 氯化铍分子中铍原子的最外层电子数是8
C. 氢氧化铍的碱性比氢氧化钙的弱
D. 单质铍跟冷水反应产生氢气

错解:B 错解分析:B项最易错选,主要是由思维定势引起的。铍原子的最外层电子层上只有两个电子,跟氯原子结合后形成 $BeCl_2$ 分子,其中铍原子最外层电子数为4。因此在应用元素周期律、周期表知识解题时,应注意到元素性质的相似性、递变性和某些特殊性。本题考查应用元素周期律和元素周期表推断元素的单质及其化合物性质的能力。首先应正确判断铍元素在周期表中的位置,再根据同周期元素原子序数变化规律,同主族元素单质和化合物性质递变规律判断出铍和铍的化合物的某些性质。正确解法:A、C

针对性练习:

9. 同周期的X、Y、Z三种元素,已知如下关系: XH_3 、 H_2Y 、 HZ 酸性逐渐增强,则下列判断正确的是()

- A. 原子半径 $Z > Y > X$ B. Z非金属性最强
C. 氢氧化物的还原性 $XH_3 > H_2Y > HZ$,稳定性 $XH_3 > H_2Y > HZ$
D. 最高价氧化物对应水化物 H_2XO_4 酸性最强

四、实验精讲

实验题目1:钠、镁与水的反应。

实验导析:钠与水的反应是中学阶段最重要的实验,但要注意在做实验准备时一是要将钠块切得大

大,二是不要盖烧杯(有些同学认为钠反应很剧烈,有可能发生液滴飞溅的现象,而将烧杯用玻璃片或表面皿盖住),否则会发生爆炸。另外,观察要细心,实验现象描述要准确,如Na与水反应产生气体的声音是“嘶嘶”声等,实验现象及解释见表1-1-5。镁与水反应比钠与水反应缓慢得多,比较时可以用热水反应,能观察到较快的反应速率。镁与水的反应见表1-1-6,注意和钠与水的反应现象做对比。

表1-1-5 钠与水反应的实验记录与分析

实验现象	解释
钠浮在水面上	密度比水小
熔成一个闪亮的小球	熔点低且反应是放热的
钠在水面上迅速游动最后消失并发出嘶嘶的声音	产生的气体发出响声,并使钠受力不均,来回运动
加有酚酞的水逐渐变成红色	生成了碱性物质——NaOH

实验结论:钠能和冷水剧烈反应,放出大量的热,并产生氢气。钠是一种活泼的金属。反应方程式: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$

表1-1-6 镁与水反应的实验记录与分析

实验现象	解释
水中缓慢产生气泡	镁与水反应产生气体——氢气
加有酚酞试液的水变成浅红色	生成了较少的碱性物质—— $\text{Mg}(\text{OH})_2$
加热试管,气泡产生的速率变快	升高温度反应加快
加有酚酞试液的水红色加深	生成了更多的碱性物质—— $\text{Mg}(\text{OH})_2$

实验结论:镁可以和水缓慢的反应,而与热水能迅速反应并产生氢气。说明镁是一种较活泼金属,但比钠的金属性弱。化学反应方程式: $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$

【例10】对四种元素G、L、M、R进行实验,实验现象见表1-1-7。

表1-1-7

实验	G	L	M	R
和冷水反应	无反应	缓慢反应	未实验	未实验
和 $2\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ HCl反应	溶解并放出气体	溶解并放出气体	无反应	无反应
和 R^{2+} 的水溶液反应	溶解并形成沉淀	未实验	溶解并形成沉淀	未实验

根据表1-1-8所给的实验结果,判断这四种金属活动性由强到弱的次序,下面所列次序正确的是()

- A. L、G、R、M B. G、L、R、M
C. L、G、M、R D. L、R、G、M

答案:C 点拨:因为和 $2\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ HCl反应,G、L有气体,M、R没有实验现象,可以判断R、L的金属性比M、R的金属性强,D不正确;和冷水反应时,只有L能反应,可以判断L的金属性比G强,则B错误;和 R^{2+} 的水溶液反应的实验现象,可以判断M、G的金属性比R强,则A、D错误。本题也可以用选项的矛盾性来排除,能收到事半功倍的效果——根据第三个实验可推知G、M的活动性比R强,但A、B、D的选项都不能满足,所以可选出C是正确的。

总结提示:活泼金属(如钠、钾等)与水反应有时很剧烈,实验时如遇到反应的溶液溅到皮肤或衣服上,请及时和老师取得联系,并采取急救措施。

实验题目2:镁、铝与盐酸的反应。

实验导析:在元素周期表中,镁位于钠和铝的中

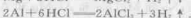
间,所以在学习钠、镁、铝的性质时常选取镁作为参照物。另外,用金属与酸反应的速率来判断金属的活动性,也是常用的方法之一。

实验现象及解释见表1-1-8。

表1-1-8 镁、铝与盐酸反应的现象及结论

实验现象	解释
镁与盐酸迅速反应,产生大量的气泡	镁易与盐酸反应产生气体——氢气
试管壁变热	反应是放热的
铝与盐酸缓慢地反应,产生少量的气泡	铝与盐酸反应不剧烈,生成气体——氢气
试管壁变热,比镁与盐酸的试管温度低	反应是放热的

实验结论:镁与盐酸反应比铝与盐酸反应剧烈,镁比铝的金属性强。化学反应方程式:



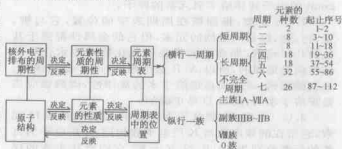
【例11】用三种方法分别证明Na、Mg、Cu的金属性强弱。

答案:(1)用三种金属分别与水的反应。剧烈反应的是Na,能反应但很缓慢的金属是Mg,不发生反应的(或没有实验现象)是Cu。结论: $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Cu}$ 。(2)将镁分别加入氯化钠溶液、硫酸铜溶液中,氯化钠溶液中没有现象,而硫酸铜的溶液中有红色物质被置换出来。结论: $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Cu}$ 。(3)将三种金属分别与盐酸反应。Na与盐酸剧烈反应,发生爆炸。而镁与盐酸比较剧烈地反应,铜与盐酸不反应。推知: $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Cu}$ 。

点拨:这是常见的判断金属活动性强弱的实验方法,可以推广与应用:①金属与水的反应;②金属与金属的盐溶液反应;③金属与酸反应。

总结提示:用金属与酸反应来判断金属的活动性是常用的方法,另外还可以用金属与盐的置换反应来判断金属的活动性。

五、构建知识网络



六、针对性练习答案

1. B 点拨:第一层为最外电子层时,最多容纳的电子数不超过2个,A不正确。原子结构示意图中核电荷数一定要与核外电子总数相等,C中的核内有12个质子,而核外有13个电子,C不正确。核外电子的排布除第一层外,其他各层为最外电子层时,最多容纳的电子数为8,而D的最外电子层为9个电子,D不正确,B符合电子排布规律,故选B。

2. A 点拨:在原子中,核电荷数=核外电子数,则核电荷数为118的元素,其核外电子数也应为118,而C、D中的电子总数分别为86和136,根据核外电子排布规律,次外层电子数不超过18,故只有A项的核外电子排布是正确的。

3. B 点拨:判断微粒半径大小的原则是:①先判断微粒是同周期还是同主族;②再判断微粒的带电情况;③如果是原子和离子混合比较,则找出一个参照微

粒,其他的微粒都与参照微粒进行比较,得出最终结果。根据以上原则可判断:A中Mg、Si、Cl是同周期,且原子序数逐渐增大,所以 $Mg > Si > Cl$;同一元素的阴离子半径大于原子半径,故 $Cl^- > Cl$ 。同理,B中的K、Na、Li是同周期的,且原子序数逐渐减小,则 $K > Na > Li$;同一元素的阳离子半径小于原子半径,故 $Li > Li^+$,故B正确。 Na^+ 、 Mg^{2+} 、 Al^{3+} 、 F^- 的核外电子排布相同,核电荷数大的微粒半径小,所以其大小关系为 $F^- > Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+}$,故不选C。D中各微粒的关系是 $I^- > Br^- > Br < Br^+$, $Br > Cl^-$,不符合题意。

4. C、D 点拨:“X的原子半径小于Y的原子半径”,说明Y的原子序数小于X。因为X的核电荷数大,X的金属性不如Y,A错误;因为X和Y失去电子后形成与Ne原子相同的电子层结构,所以Y和X可能是下列三组物质:Na和Mg、Na和Al、Mg和Al,而Na在常温下,易与水反应置换出氢气,B也错误。C、D是正确的。

5. B 点拨:周期表中周期有三种:短周期、长周期、不完全周期,其中短周期的第一周期有两种元素,第二、三周期有8种元素,如果甲、乙是第IA族的1、2周期元素,则乙的原子序数为 $x+2$ 。同理,如果甲、乙是0族的1、2周期元素或第二、三周期元素,则乙的原子序数为 $x+8$ 。如果甲、乙是4、5周期元素,则乙的原子序数为 $x+18$ 。综上所述,只有B是不可能的。

6. C、D 点拨:准确判断X元素是解决本题的关键,因为X、Y、Z都是短周期元素,可以推出X位于第一周期;由于Y、Z都在X的左下方,所以X必为He。由X是He,可推知Y是F,Z是S。S不是金属,A错;He不存在最高价氧化物的水化物,B错;S的最高价氧化物的水化物是 H_2SO_4 ,是强酸,C正确;F与水反应的化学方程式是: $2F_2 + 2H_2O \rightarrow 4HF + O_2$ 由此反应方程式可知,1mol F₂与H₂O在与水反应时,把2mol的电子转移给了氧元素的原子。

7. C 点拨:根据排在周期表中的位置,它与铍、镁、钙、锶是同主族的元素,但它的金属性都强于其他的几种元素,那么它的最高价氧化物对应水化物的碱性应是最强的,所以A、B是正确的,而C是错误的。根据碳酸钙、碳酸钡是难溶于水的规律性,碳酸锶应该是难溶于水的,所以D是正确的。

8. C 点拨:K层电子数为奇数的元素只能是H元素,它所在的族序数与K层电子数相同,L层电子数为奇数的元素分别为Li、B、N、F元素,它们所在主族的序数与该元素原子的L层电子数分别相等;L层电子数为偶数的所有主族元素有可能为第二周期元素或其他周期元素,如果是第二周期元素,其族序数与L层电子数相等,但如果不是第二周期元素,其族序数不一定与L层电子数相等,例如:Mg的族序数为2,而其L层电子数为8;M层电子数为奇数的所有主族元素,其最外层就是M层,而主族元素的族序数与该元素的最外层电子数相等,即与M层电子数相等。

9. B 点拨:抓住性质推断结构关系、位置关系,从不同侧面对其规律性进行判断类推,对其相互意义进行交换延伸。同周期从氢化物分子式看,所在的位置关系X、Y、Z,半径从左至右减小,非金属性增强,B项正确,A项错误。氢化物还原性 $XH_4 > HY > HZ$,还原性越强稳定性越强。按位置关系可得最高价氧化物对应水化物 HZO_4 最强,D项不正确,故正确选项为B。



综合应用创新能力培养

一、学科综合思维专题点拨

学科综合思维导析:本节知识容易与已学物质的化学性质及有关计算相联系,因此在学习时要不断地回顾元素化合物的知识,同时又要将元素周期律应用到元素化合物的知识学习。

【例1】 写出含有10个电子的原子、分子、离子,用元素符号表示。

答案: (1)含有10个电子的原子:Ne。(2)含有10个电子的分子: HF 、 H_2O 、 NH_3 、 CH_4 。(3)含有10个电子的离子: Na^+ 、 Mg^{2+} 、 Al^{3+} 、 F^- 、 O^{2-} 、 N^{3-} (不常见,但已发现)。

点拨:首先界定Ne原子,然后根据得失电子的特点,即可找到符合条件的阳离子、阴离子;失去一个电子还有10个电子的微粒是 Na^+ ,失去两个电子还有10个电子的微粒是 Mg^{2+} ,失去三个电子还有10个电子的微粒是 Al^{3+} 。同理可找到得到电子的微粒: F^- 、 O^{2-} 。在找含有10个电子的分子(电中性)时,应明确含有10个电子,也应该含有10个质子,所以首先考虑到氢原子H。根据质子的数目为10,可以找到质子数为6、7、8、9的原子与H相结合,得到: HF 、 H_2O 、 NH_3 、 CH_4 。

二、实际应用思维专题点拨

实际应用思维导析:本节的实际应用的内容主要涉及对新元素的发现和寻找新物质、新材料,在考查时通常在元素化合物方面与实际生活、高新材料知识相联系,但所用的规律为元素周期律等基本知识。

【例2】 制冷剂是一种易被压缩、液化的气体,液化后在管内循环,蒸发时吸收热量,使环境温度降低,达到制冷目的。人们曾采用过乙醚($C_2H_5-O-C_2H_5$)、一氯甲烷(CH_3Cl)等作制冷剂,但它们不是有毒,就是易燃。于是科学家根据元素性质的递变规律来开发新的制冷剂。据现有知识,某些元素化合物的易燃性、毒性变化趋势如下:

(1)氢化物的易燃性:第二周期 $\rightarrow$ $\rightarrow$
 $H_2O > HF$; 第三周期 $SiH_4 > PH_3 > \rightarrow$ 。

(2)化合物的毒性: $PH_3 > NH_3$; $H_2S > H_2O$; CS_2
 (填“>”或“<”) CO_2 ; $CCl_4 > CF_4$ 。于是科学家们开始将注意力集中在含F、Cl的化合物上。

(3)已知 CCl_4 的沸点为76.8°C, CF_4 的沸点为-128°C。新制冷剂的沸点范围介于其间。经过较长时间的反复试验,一种新的制冷剂氟利昂(CF_2Cl_2)终于诞生了。然而,这种制冷剂造成了当今的某一环境问题。所以,在开发制冷剂时首先要考虑的是。

答案: (1) $CH_4 > NH_3$; $H_2S > HCl$ (2)> (3)破坏臭氧层;制冷剂的毒性、沸点、可燃性等

点拨:本题通过给出的信息,涉及了物质的物理性质、化学性质、熔沸点、性质的变化规律以及与环境与环保等内容。在解答本题时,最明显能看出的规律性是(1)(2)中让同学们利用趋势去判断,判断时要结合元素周期性及周期表的知识,如(2)中的判断是同主族的元素,下面的元素形成的化合物的毒性比上面的元素形成的化合物大,于是可轻易地得到答案。

三、创新思维专题点拨

创新思维导析:创新思维的培养在于对信息的处理、从信息中找到与已有知识的联系,能于把新旧知识融合得到更先进或更高级的事物,那么在平时就要对生产、生活等知识多与自己的知识进行联系、迁移、应用

等,经过这样的训练,就能将不断出现的新问题经过变化实质相同的内容准确判断,顺利解答。

【例3】(信息迁移题)水(H_2O)和重水(D_2O)分别跟金属钾反应,若两反应中电子转移总数相等时,下列物质的物理量相等的是()

- ①消耗水和重水的质量 ②同温同压下生成气体的体积
③生成气体的质量 ④参加反应的钾的质量
A. ①③ B. ②④ C. ①④ D. ②③

答案:B 点拨:在化学的学习过程中,同学们已掌握水与活泼金属反应的知识,现只要将原子结构的知识(如构成原子微粒的质量)迁移到新物质(或者认为是没有见过的物质)上,就可以解答本题了。解答时不要受对“重水”不熟悉的影响。水和重水的差别是氢原子的质量数发生了变化,其化学性质是相同的,所以涉及水、氢的质量的都要发生改变,①③是不相等的。

【例4】(巧题妙解)在水溶液中, YO_3^- 和 S^{2-} 发生反应的离子方程式如下: $\text{YO}_3^- + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}^+ \rightarrow \text{Y} + 3\text{S} \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ 。

(1) YO_3^- 中Y的化合价是_____。

(2)Y元素原子的最外层电子数是_____。

答案: +5; 7 点拨:根据电荷守恒得 $n=1$,则Y的化合价为+5。Y形成的Y是稳定的离子,说明Y最外层有7个电子。本题在得到(1)的答案后,容易认为Y是第5周期的元素,而认为Y元素的最外层电子数为5是错误的。

四、研究性学习思维专题点拨

(一)科学探究思维专题点拨

科学探究思维专题:本节内容涉及到探究方案的主要内容是元素周期律的推导、利用元素周期表发现和预测新物质、根据需要具有某性质去寻找新物质等,这就要求同学们在学习时还要与生产、生活的实际相联系,探究活动才能是有源之水,有本之木。特别值得注意的是,在同学们学习的知识内容中就存在着值得探究的规律性,这也是比较容易做到的,它同样对培养探究思维有积极的作用。

【例5】著名化学家鲍林提出了一个经验规律:设含氧酸的化学式为 H_mRO_n ,其中 $(m-n)$ 为非羟基氧原子数,含氧酸的强弱与 $(m-n)$ 值的关系见表1-1-9。

表1-1-9

$m-n$	0	1	2	3
含氧酸强度	弱酸	中强	强	很强
举 例	HClO	H_2PO_4	HNO_3	HClO_4

通过对含氧酸性质的探究,请回答下列问题:

(1)按此规则判断 H_2AsO_4 、 H_2CrO_4 、 H_2MnO_4 的酸性由强到弱的顺序是_____。

(2)按此规则, H_2CO_3 属于_____酸,与正常认为的 H_2CO_3 的强度是否一致?_____其可能的原因是_____。

答案:(1) $\text{H}_2\text{MnO}_4 > \text{H}_2\text{CrO}_4 > \text{H}_2\text{AsO}_4$ (2)中强酸;不一致;二氧化碳在水中的溶解度、溶解的部分只有少量的电离 点拨:对元素化合物知识规律的探究,主要归纳总结其性质、结构等方面的内容,所以在归纳时既要研究科学事实,又要探索存在的可能。

(1)的解答比较容易,只要将三种物质中各元素原子的个数代入规律,就可求出。(2)的解答要围绕着碳酸溶液的组成,影响碳酸呈酸性的原因分析,于是可得二氧化碳的溶解度较小,溶解的部分电离的较少等原因。

(二)开放性思维专题点拨

开放性思维专题:由于元素周期表的内容丰富、知识的辐射程度较大,有利于培养同学们的开放性思维。另外,关于原子结构、元素周期律等知识都在不断地地变化,开放性思维的训练更有助于同学们创新思维的发展,从个体的发展看也是非常有益的。如对原子结构、核外电子的运动规律及微观粒子的得失等方面都是具有挑战性的领域,有待于同学们去开拓。

【例6】如果给核外电子足够的能量,这些电子便会摆脱原子核的束缚而离去。核外电子离开该原子或离子所需能量主要受两大因素影响:(1)原子核对核外电子的引力。(2)形成稳定结构的倾向。

表1-1-10是一些气态原子失去核外不同电子所需能量(kJ/mol)。

表1-1-10失去电子与能量的关系

	锂	X	Y
失去第一个电子	519	502	580
失去第二个电子	7296	4570	1820
失去第三个电子	11799	6290	2750
失去第四个电子		9550	11600

(1)通过联络信息和表1-1-11提供的数据分析锂原子失去核外第一个电子与失去其他电子所需要的能量有什么差异?根据原子结构的知识分析可能的原因。

(2)利用所总结出的规律讨论,讨论在 H_2 、 C 、 N_2 、 O 、 F 、 Na 、 Mg 和X、Y中,哪种元素的原子失去核外第一个电子需要的能量最多。

答案:(1)失去第一个电子比失去第二个电子需要较少的能量,这是由于原子核对最外层电子的引力相对较弱的结果。(2)在所给的元素中Na失去第一个电子需要的能量最低,F失去第一个电子需要的能量最高。

点拨:解题的关键是推导出失去电子与所需能量关系的规律,从表1-1-11中可以观察到各种元素的原子在失去第一个电子所需要的能量明显低于失去第二个电子所需的能量。根据原子结构的知识,锂原子的最外层只有一个电子易失去,所需要的能量较低;而当失去第二个电子时就必须破坏处于稳定结构的第一电子层,所以失去第二个电子需要更多的能量了,同理失去第三个电子需要更多的能量,这和表1-1-11中所给的数据信息是一致的。所以可以得到如下的规律:(1)原子在失去第一个核外最外层电子时,需要的能量最低;(2)失去稳定的内层电子需要几倍甚至几十倍的能量,即不易失去内层电子;(3)这也就是核外最外层电子与元素化学性质有密切关系的原因。

拓展:在化学科学中,失去核外最外层电子所需的能量叫原子的第一电离能。金属元素的第一电离能较小,非金属元素的原子第一电离能相对较大,即金属原子易失去最外层电子而非金属原子难于失去电子,表现出得电子的倾向。

五、高考思维专题点拨

高考思维专题:核外电子排布及元素周期律是中学化学最重要的基础理论知识。在历年的高考中都有考查,应特别引起同学们的重视。在解答本单元的高考题时,要抓住原子结构、物质的性质和元素在周期表中的位置的关系,遵循元素周期律去分析、解答。

【例7】(2005,全国I,6分)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

答案:A 点拨:非金属元素呈现的最低化合价,其绝对值等于8与该元素原子的最外层电子数的差值。氢原子最外层有两个电子,它是稀有气体。第V A族的铟和铊的最外层都是5个电子,它们是金属原子。

【例8】(2006,四川,6分)已知1~18号元素的离子 aW^{3+} 、 bX^{2+} 、 cY^{2-} 、 dZ^{-} 都具有相同的电子层结构,下列关系正确的是()

A. 质子数 $c > b$

B. 离子的还原性 $Y^{2-} > Z^{-}$

C. 氢化物的稳定性 $H_2Y > HZ$

D. 原子半径 $X < W$

答案:B 点拨:由四种离子具有相同的电子层结构可知:原子序数: $W > X > Z > Y$, W、X和Y、Z分别属于同周期,由此可知:质子数 $b > c$, 原子半径 $X > W$, 氢化物稳定性 $HZ > H_2Y$, 离子的还原性 $Y^{2-} > Z^{-}$, 故选B。

IV 轻松一刻

卢瑟福与原子结构

卢瑟福1871年生于新西兰,毕业于新西兰大学和剑桥大学。1908年因对放射化学的研究荣获诺贝尔化学奖。1919年任剑桥大学教授,并任卡文迪许实验室主任。

在19世纪末,物理学上的“三大发现”,1895年,德国物理学家伦琴发现了X射线;同年,法国物理学家贝克勒尔发现了天然放射性元素;1897年,英国物理学家汤姆生发现了电子激励着卢瑟福。1899年,卢瑟福用强磁场作用于镭发出的射线,他发现并将分成三个组成部分的射线命名为 α 射线、 β 射线、 γ 射线。卢瑟福进一步对 α 射线的穿透力进行研究,他发现大部分 α 粒子都如“无人之境”地穿透薄的金属箔。有少数 α 粒子的轨迹发生了一定角度的偏转,个别粒子被反弹回来(这个实验被称为 α 粒子散射实验)。1911年,卢瑟福受“大宇宙与小宇宙相似”的启发,把太阳系和原子结构进行类比,提出了一个原子模型。他认为,原子像一个太阳系,每个原子都有一个极小的核,它几乎集中了原子的全部质量,它带有几个单位的正电荷,核外就有几个电子绕核旋转,并确定了原子显中性。并进一步用粒子散射实验发现了质子、核反应等。

V 强化练习题

A卷:教材跟踪练习 (100分 45分钟) (125)

一、选择题(每题4分,共28分)

1.(测试知识点1)不久前,我国科学家在世界上首次合成3种新核素,其中一种新核素的名称是铕。关于铕(${}^{164}\text{Eu}$)的说法正确的是()

A. 是一种新元素 B. 原子核内有185个质子

C. 原子核内有185个中子

D. 是铕(${}^{164}\text{Eu}$)的一种新的同位素

2.(测试知识点2、5)某元素原子最外层电子层上只有2个电子,该元素是()

A. 一定是金属元素 B. 一定是II A族元素

C. 一定是非金属元素

D. 可能是金属元素,也可能是非金属元素

3.(测试知识点5)主族元素,在周期表中的位置,取决

于元素原子的()

A. 相对原子质量和核电荷数

B. 电子层数和质子数

C. 电子层数和最外层电子数

D. 金属性和非金属性的强弱

4.(测试知识点5)甲、乙是周期表中同主族的两种元素,若甲的原子序数为 x ,则乙的原子序数不可能的是()

A. $x+2$ B. $x+4$ C. $x+8$ D. $x+18$

5.(测试知识点6)元素R可形成化学式为 Na_2RO_3 的一种盐,则R是()

A. F

B. N

C. S

D. Cl

6.(测试知识点4)下列不能用于比较非金属性的非金属性强弱的是()

A. 单质间的置换反应 B. 气态氢化物的稳定性

C. 单质在水中溶解度的大小

D. 最高价氧化物对应水化物的酸性强弱

7.(测试知识点3、7)下列排列顺序有错误的是()

A. 离子半径: $\text{S}^{2-} > \text{Cl}^- > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$

B. 热稳定性: $\text{HI} < \text{HBr} < \text{HCl} < \text{HF}$

C. 最高正化合价: $\text{C} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$

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

二、填空题(每空2分,共24分)

8.(测试知识点2)某元素的原子核外有三个电子层,最外层电子数是核外电子总数的 $\frac{2}{7}$,该元素的元素符号是_____。

9.(测试知识点1、3)用A. 质子数, B. 中子数, C. 核外电子数, D. 最外层电子数, E. 电子层数。填写下列各空格。

(1)原子种类由_____决定;(2)元素种类由_____决定;(3)元素有无同位素由_____决定;(4)同位素相对原子质量由_____决定;(5)元素的原子半径由_____决定;(6)元素的化合价由_____决定;(7)元素的化学性质主要由_____决定。

10.(测试知识点2)A、B、C三种元素原子的质子数之和为55,且质子数依次增大,已知C的核电荷数为A的4倍,B原子的最外层电子层是M层,且有5个电子。试回答:A的元素符号是_____,A原子的原子结构示意图为_____,B元素符号是_____,C元素的名称是_____。

三、实验题(8分)

11.(测试知识点4)实验方案设计:比较Cl元素和S元素的非金属性强弱。

四、高考题(40分)

12.(测试知识点5、2003,全国理综,12分)X、Y、Z是短周期元素的三种常见氧化物,X跟水反应后可生成一种具有还原性的不稳定的二元酸,该酸的化学式是_____。Y和X的组成元素相同,Y的化学式是_____;1mol Z在加热时跟水反应的产物需用6mol的NaOH才能完全中和,在一定条件下,Y可以跟非金属单质A反应生成X和Z,单质A是_____。

13.(测试知识点3、6、2006,全国II,15分)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_____。

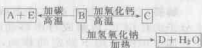
(2)由Y和Z组成,且Y和Z的质量比为7:20的化

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_____。

14. (测试知识点 7, 2005, 全国理综 I, 13 分) A、B、C、D、E 代表单质

或化合物,它们之间的相互转换关系如图



1-1-10 所示。

图 1-1-10

A 为地壳中含量仅次于氧的非金属元素单质,其晶体结构与金刚石相似。请填写:

- (1)形成单质 A 的原子结构示意图_____,它的最高正化合价为_____。
- (2)B 的化学式(分子式)为_____,B 的晶体类型为_____,B 和碳反应生成 A 和 E 的化学方程式为_____。
- (3)C 的化学式(分子式)为_____,D 的化学式(分子式)为_____。

【B】卷: 综合应用创新练习题 (80 分 45 分钟) (125)

一、学科内综合题 (24 分)

1. (测试知识点 4, 6 分) 甲、乙、丙三种溶液各含有一种 X^- (X^- 为 Cl^- 、 Br^- 或 I^-) 离子, 向甲中加淀粉溶液和氯水, 则溶液变为橙色, 再加丙溶液, 颜色无明显变化。则甲、乙、丙依次含有 ()
- A. Br^- 、 Cl^- 、 I^- B. Br^- 、 I^- 、 Cl^-
C. I^- 、 Br^- 、 Cl^- D. Cl^- 、 I^- 、 Br^-
2. (测试知识点 2, 5, 6 分) 周期表中相邻的 A、B、C 三种元素。A、B 同周期, A、C 同主族。已知三种元素的原子最外层电子数之和为 19, 三种元素的原子核中质子数之和为 41, 则这三种元素是 A _____, B _____, C _____。
3. (测试知识点 2, 4, 5, 理论应用题, 12 分) A、B、C、D、E、F 为原子序数依次增大的短周期主族元素。已知 A、C、F 三种原子的最外层电子共有 11 个电子, 且这三种元素的最高价氧化物的水化物之间两两皆能反应, 均生成盐和水; D 元素原子最外层电子数比次外层电子数少 4 个, E 元素原子次外层电子数比最外层电子数多 3 个。
- (1) 写出下列元素符号: A _____, D _____, E _____。
- (2) B 单质在 F 的单质中燃烧的现象是_____, 化学方程式是_____。
- (3) A、C 两种元素最高价氧化物的水化物反应的离子方程式是_____。

二、实际应用题 (17 分)

4. (测试知识点 3, 8 分) 某微粒的结构示意图可表示为



- (1) x 表示_____, y 表示_____。
- (2) 当 $y=8$ 时, 若该微粒为中性原子, 则 $x=_____$ 。
- (3) 当 $y=8$ 时, 若该微粒带有两个单位负电荷, 则该微粒的符号为_____。
5. (测试知识点 7, 9 分) 根据周期律对角线规则, 金属 Be 与 Al 单质及化合物的性质相似。试回答下列问题:
- (1) 写出 Be 与 NaOH 溶液反应的离子方程式 (生成

Na_2BeO_2)

- (2) $Be(OH)_2$ 与 $Mg(OH)_2$ 可用试剂_____鉴别, 其离子方程式为_____。

三、创新题 (20 分)

6. (测试知识点 5, 多选题, 6 分) 在元素

周期表中前四周期五种元素的位置关系如图 1-1-11 所示, 若 B 元素的核电荷数为 Z, 则五种元素的核电荷数之和可能为 ()



图 1-1-11

- A. $5Z$ B. $5Z+18$
C. $5Z+10$ D. $5Z+8$
- (1) 一类: 已知 A 为第 II A 族元素, B 为第 III A 族元素, 它们原子序数分别为 m 和 n, 且 A、B 为同一周期元素, 则下列关系错误的是 ()
- A. $m+1=n$ B. $m+11=n$
C. $m+25=n$ D. $m+10=n$
7. (测试知识点 3, 5, 巧题妙解, 5 分) X、Y 是短周期元素, 两者组成的化合物为 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. $n+5$
8. (测试知识点 2, 3, 巧题妙解, 5 分) X、Y、Z 为三种不同元素的原子, 它们的最外层电子数分别为 1, 3, 6, 且知 Y、Z 原子的电子层数分别是三和二, 但不知道 X 的电子层数, 则这三种元素组成的化合物的化学式可能是 ()
- A. XYZ_2 B. XYZ_3 C. X_2YZ_3 D. X_3YZ_2
9. (测试知识点 5, 信息迁移题, 4 分) 氯化碘 (ICl_3) 的化学性质跟 Cl_2 相似, 预计它跟水反应的最初生成物是 ()
- A. HI 和 HClO B. HCl 和 HIO
C. $HClO_3$ 和 HIO D. HClO 和 HIO

四、研究性学习练习题 (10 分)

10. (测试知识点 1, 4, 5, 开放题) 把 ag 某主族元素 R 的最高价氧化物 R_2O 溶于 bg 水中, 欲计算 R 的相对原子质量。
- (1) 还缺少的条件是_____ (选项中答案可能有多种, 只要选出其中只含一个选项的即可)。
- A. 溶液的体积 B. 溶质的溶解度 $Sg/100g$ 水
C. 溶质的质量分数 ω D. 溶液的物质的量浓度 $c \text{ mol} \cdot L^{-1}$
- (2) $A(R)=_____$ (与同学讨论、交流后, 列出你认为可行的表达式)。

五、实验方案设计题 (5 分)

11. (测试知识点 4, 方案评价) 表 1-1-11 是某课外小组的一个实验方案, 请你结合实际判断实验不能达到预期目的是 ()。你也可以自己设计一个实验方案, 来完善它。

表 1-1-11

序号	实验操作	实验目的
A	Cl_2 、 Br_2 分别与 H_2 反应	比较氯、溴的非金属性强弱
B	$MgCl_2$ 、 $AlCl_3$ 溶液中分别通入 NH_3	比较 Mg、Al 的金属性强弱
C	测定 Na_2CO_3 、 Na_2SO_4 两溶液 pH	比较 C、S 的非金属性强弱
D	用同一电路测定等浓度的盐酸、醋酸两溶液的导电性	比较盐酸、醋酸的酸性强弱

六、讨论题(4分)

12. (测试知识点3、4) 金属元素A的最高正价为 n , A的最高价氯化物的相对分子质量为 M , 其相同价态氧化物的相对分子质量为 N , 下面是某同学列出的四种关系, 请你根据 n 、 N 、 M 的内在联系选择正确

的关系表达式()

$$A. n = \frac{2M-N}{55}$$

$$B. n = \frac{2(M-N)}{55}$$

$$C. n = \frac{M-2N}{55}$$

$$D. n = \frac{M-N}{55}$$

第二单元 微粒之间的相互作用力

I 课前准备

一、关键概念和原理提示

关键概念: 化学键、离子键、共价键、分子间作用力、氢键、离子化合物、共价化合物。

原理提示: 化学键理论。

二、教材中的“?”解答

问题1: 我们已经学过氯化钠和氧化镁的形成过程。氯和钠、氧和镁化合时, 钠、镁原子失去电子, 氯、氧原子得到电子, 它们通过电子转移分别形成阳离子和阴离子而彼此结合。哪类元素的原子能以这种方式相结合? 这种结合方式与它们的原子结构有什么关系? 在氯化钠、氧化镁这样的化合物中, 阴、阳离子间存在怎样的相互作用?

解答: 活泼的金属元素(如IA、IIA族元素)与活泼的非金属元素(如VIA、VIIA族元素)之间能以这种方式相结合。这种结合方式是由最外层易失电子的原子与最外层较易得电子的原子之间形成, 原子结构的特点决定了这种化合物的形成。原子核外最外层电子少于4个易失去电子形成阳离子, 原子核外最外层电子多于4个易得到电子形成阴离子, 阴、阳离子相互之间存在着相互吸引的静电作用。

问题2: 当氯原子和氢原子结合成氯化氢分子、氧原子和氢原子结合成水分子时, 各原子最外层的电子排布发生了什么变化?

解答: 在形成化合物之前, 氯原子、氧原子和氢原子最外层电子分别为7、6和1; 当它们形成化合物后, 氯原子、氧原子和氢原子最外层电子分别变为8、8和2, 但电子层数不变。

问题3: 我们知道, 分子内相邻原子之间存在着强烈的相互作用。那么, 分子之间是否也有相互作用呢? 干冰升华、硫晶体熔化、液氨汽化都要吸收能量, 物质从固态转变为液体或气态, 从液态转变为气态为什么需要吸收能量? 在降低温度、增加压强时, Cl_2 、 CO_2 等气体能够由气态凝结成液态或固态。这些现象给我们什么启示?

解答: 分子之间存在着分子间作用力, 又叫范德华力。

物质发生三态(固、液、气)变化都需要克服分子间作用力, 克服分子间作用力所需的能量就是物质发生三态(固、液、气)变化所吸收的能量。在降低温度、增加压强时, 气态物质凝结成液态或固态都是分子间作用力的结果。

问题4: 物质中微粒间的作用力的类型与物质性质有密切关系。请与同学讨论下列问题, 加深对物质结构与性质关系的认识。

(1) 氯化钠在熔化状态或水溶液中具有导电性, 而液态氯化氢却不具有导电性。这是为什么?

(2) 干冰受热汽化转化为二氧化碳气体, 而二氧化碳气体在加热条件下却不易被分解。这是为什么?

解答: (1) 氯化钠在熔化状态或水溶液中能在热或水分子的作用下, 解离成自由移动的钠离子和氯离子, 在外加电压的作用下做定向移动, 可以形成电流而导电。氯化氢在液态时是以氯化氢分子状态存在的, 没有自由移动的带电离子, 所以不导电。(2) 干冰受热汽化转化为二氧化碳气体是物理变化, 克服的是分子间的作用力, 二氧化碳分子并没有发生改变; 二氧化碳受热分解是化学变化, 克服的是能量很高的共价键, 是分子发生变化, 所以不易被分解。

II 基础知识必备

一、必记知识背牢

序号	项目	必记知识	必记内容
1	基本概念	化学键	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
2	基本概念	离子键	使带相反电荷的阴、阳离子结合的相互作用
3	基本概念	共价键	原子间通过共用电子对所形成的强烈的相互作用
4	基本概念	分子间作用力	分子间存在的将分子聚集在一起的作用力
5	基本概念	离子化合物	阴阳离子通过静电作用形成的化合物
6	基本概念	共价化合物	相邻原子间通过共价键结合成分子的化合物
7	基本概念	离子晶体	由阴阳离子按一定的方式有规则的排列形成的晶体

二、精彩点拨教材知识

知识点1: 电子式(这是难点)

详解: (1) 概念: 在元素符号周围用“·”或“×”来表示原子最外层电子的式子。

(2) 电子式的应用: 可以用电子式表示原子、分子、离子, 甚至是物质的形成过程。

① 原子的表示方法见图1-2-1所示。



图1-2-1 原子的电子式

② 离子的表示方法见图1-2-2、图1-2-3所示。



图1-2-2 单原子离子的电子式



1-2-3 多原子离子的电子式

③ 物质的表示方法见图1-2-4所示。

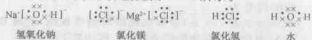


图1-2-4 离子化合物和共价化合物的电子式