

丛书主编 陈东旭



2006

同步辅导用书

依据教育部最新《教学大纲》编写

# 学习的艺术

化学  
[高一下册]

吉林文史出版社

# 学习的艺术

## 化 学

江西金太阳教育研究所

主 编:王 骏

副主编:曹明洪 涂小兰

编 委:(按姓氏笔划排列)

王正兴 王迅强 王 骏 付 强

肖宝才 陈向红 周朝晖 易嵩祥

郝曾良 涂小兰 郭光银 曹明洪

谢绍华 蔡新德 潘新宇 魏晓三

吉林文史出版社

**图书在版编目(CIP)数据**

学习的艺术·高一化学·下册 / 陈东旭主编. —长春:吉林文史出版社,2005.10  
ISBN 7-80702-310-4

I.学... II.陈... 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 114924 号

书 名 学习的艺术(高一)  
丛书主编 陈东旭  
责任编辑 周海英  
出版发行 吉林文史出版社  
地 址 长春市人民大街 4646 号 130021  
印 刷 南昌市印刷十二厂有限公司印装  
规 格 787 mm × 1092 mm  
开 本 16 开本  
印 张 92 印张  
字 数 2668 千字  
版 次 2005 年 10 月第 1 版 2005 年 10 月第 1 次印刷  
书 号 ISBN 7-80702-310-4  
定 价 110.00 元

# 前 言

成功者说：“学而有道。”那么，何为学之“道”？“道”在何方？让我们一起来翻开金太阳教育研究所倾情打造的《学习的艺术》一书吧！书中的讲解深入浅出，翔实高效；练习新颖别致，难易适中，这就是问题的答案。

古人常说，授人以鱼，不如授人以渔。《学习的艺术》这套丛书，在经过长期、广泛、细致地调研的基础上，集合全国一大批教学一线的名师，将他们的教学心得、复习方法和应试技巧融于书中，让大家在学习中懂得更多的艺术，考试更轻松。

本丛书以课时为编写单元，与实际教学保持同步使用。

中学化学的学习主要包括三个方面：一是知识，二是能力，三是贯穿在过程中的科学素养、人文精神。因此我们在本书的内容安排上力求紧扣实质，去掉不必要的形式。具体设置的栏目主要有**课前导航**，通过和化学相关章节有关的科技生产生活知识的科普性趣味性介绍，拓展视野，激发学习兴趣，培养探究精神，孕育人文情怀。

**知识精析** 使学生全面掌握课时基础知识，整体把握教材内容，突破重点，剖析难点，解决知识障碍。

**规律技巧** 通过恰当的归纳，配以“典型例题+变式训练+小结”的形式使学生学会对知识的灵活运用，掌握各种解题技巧，积累能力素质。

**回忆总结** 通过每节课的关键词、句快速帮助学生回忆起整节课的知识，以点带面，有效地复习这节课的内容。

**同步达标** 精心挑选的习题，具有良好的针对性、代表性、典型性和新颖性。难、中、易比例恰当，题量合适，有效帮助学生巩固基础知识，训练能力。

**本章小结** (1)知识网络：将本章基础知识以网络形式表现，帮助考生建立知识框架，实现知识的系统化、清晰化；(2)友情提示：通过对易错、易混淆的知识点以习题的形式进行失误、正解对比分析，使学生进一步把握概念，增强解题技巧；(3)接触高考：指出高考本章的要求及分析未来高考题的趋势，使学生进一步把握学习目标，明晰重点掌握内容；(4)单元检测题：习题具有较好的新颖性，良好的覆盖面、区分度，对本章内容从知识到能力进行充分的综合性检阅。

一位名师能引领你走进科学的殿堂，一本好书能改变你一生的命运。认真研读这套丛书吧，拥有她，你会领略到学习的艺术，她会成为你的良师益友，会照亮你前进的道路。愿《学习的艺术》助你顺利走向高考。

编者

2005年10月

第五章 物质结构 元素周期律 ..... (1)

第1课时 原子结构(一) ..... (1)

第2课时 原子结构(二) ..... (3)

第3课时 元素周期律(一) ..... (5)

第4课时 元素周期律(二) ..... (8)

第5课时 元素周期表(一) ..... (11)

第6课时 元素周期表(二) ..... (14)

第7课时 化学键(一) ..... (17)

第8课时 化学键(二) ..... (19)

第9课时 实验六 同周期、同主族元素性质的  
递变 ..... (22)

第10课时 本章小结 ..... (24)

第六章 氧族元素 环境保护 ..... (27)

第11课时 氧族元素(一) ..... (27)

第12课时 氧族元素(二) ..... (30)



Contents



Contents

第13课时 二氧化硫 .....	(33)
第14课时 硫酸(一) .....	(36)
第15课时 硫酸(二) .....	(40)
第16课时 环境保护 .....	(44)
第17课时 浓硫酸的性质 硫酸根离子的 检验 .....	(47)
第18课时 本章小结 .....	(50)
<b>第七章 碳族元素 无机非金属材料 .....</b>	<b>(53)</b>
第19课时 碳族元素 .....	(53)
第20课时 硅和二氧化硅 .....	(56)
第21课时 无机非金属材料 .....	(60)
第22课时 实验习题 .....	(63)
第23课时 本章小结 .....	(66)
<b>参考答案 .....</b>	<b>(69)</b>
<b>附录:同步达标 .....</b>	<b>(共63页)</b>

# 第五章 物质结构 元素周期律

## 第1课时 原子结构(一)

### 课前号誌

英国化学家道尔顿于1803年提出了原子学说,其核心内容包括:①原子是最小的微粒;②原子是一个实心球体;③原子不可再分。1897年英国科学家汤姆生发现了电子,电子是一种小于原子的微粒,电子的发现是原子具有内部结构的有力证据。1911年英国物理学家卢瑟福用 $\alpha$ 粒子轰开了原子的大门,原子内部的微妙世界开始展现在人们面前。1919年卢瑟福又发现了他自己所假设的质子,“质子”这个名称的含义就是“第一个”、“最重要”的意思。1920年他又提出了中子的假说。1931年,法国科学家约里奥·居里夫妇发现了中子,就在他们将实验的结果公布之后,另一位英国物理学家查得威克(Chardwick),立即在剑桥重复了同样的实验,并且证明了这种粒子正是卢瑟福预言过的中子。至此,人们对原子结构有了较为全面的认识。随着现代科学技术的发展,人类对原子的认识还将会不断深入。

### 知识精

#### 1. 原子的结构

原子  $\left\{ \begin{array}{l} \text{原子核} \left\{ \begin{array}{l} \text{质子 } Z \text{ 个} \\ \text{中子 } (A-Z) \text{ 个} \end{array} \right. \\ \text{核外电子 } Z \text{ 个} \end{array} \right.$

#### 2. 原子呈电中性的原因

原子中有两种带电微粒:质子和电子。它们数目相同,电性相反,电量相等。

核电荷数( $Z$ ) = 核内质子数 = 核外电子数

#### 3. 质量数

质量数( $A$ ) = 质子数( $Z$ ) + 中子数( $N$ )  $\approx$  该原子的相对原子质量

#### 4. 原子组成的表示方法

${}^A_ZX$ : 代表一个质量数为  $A$ , 质子数为  $Z$ , 电子数为  $Z$ , 中子数为  $(A-Z)$  的原子。

#### 5. 构成原子的粒子及其性质

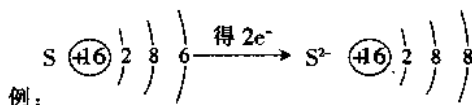
构成原子的微粒	电子	原子核	
		质子	中子
电性	负电荷	正电荷	不带电
电量	1个单位	1个单位	0
质量(kg)	$9.109 \times 10^{-31}$	$1.673 \times 10^{-27}$	$1.675 \times 10^{-27}$
相对质量(以一个 ${}^{12}\text{C}$ 原子质量的 $1/12$ 为标准)	$1/1836$ (常忽略不计)	1.007	1.008

#### 6. 阴、阳离子中核外电子数与质子数的关系

(1) 原子得到电子后可形成带负电荷的阴离子, 得

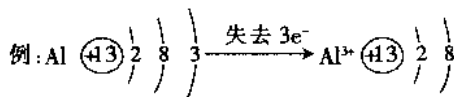
到几个电子就带几个单位的负电荷。

阴离子的核外电子数 = 质子数 + 阴离子所带电荷数



质子数	16	16
核外电子数	16	18

(2) 原子失去电子后可形成带正电荷的阳离子, 失去几个电子就带几个单位的正电荷, 阳离子的核外电子数 = 质子数 - 阳离子所带电荷数



质子数	13	13
核外电子数	13	10

### 规律技巧

#### 1. 原子是化学变化中的最小微粒

“最小”就是指“不可再分”, 但这种“不可再分”是有条件的, 即只在“化学变化”中不可再分。通过化学变化只能改变原子核外的电子数, 而无法改变原子核内的质子数、中子数。

2. 已知某单核微粒的质量数为  $A$ , 中子数为  $N$ , 如何确定其核外电子数, 对于这种问题要分3种情况进行讨论: ①该粒子为原子, 则核外电子数 =  $A - N$ ; ②该粒子为阳离子(设为  $X^{n+}$ ), 则核外电子数 =  $A - N - n$ ; ③该粒子为阴离子(设  $X^n-$ ), 则核外电子数 =  $A - N + n$ 。

#### 3. 质子数相同的微粒, 常见的有:

- ①同种元素的不同种原子, 如  ${}^1\text{H}$ ,  ${}^2\text{H}$ ,  ${}^3\text{H}$
- ②同种元素的原子和离子, 如:  $\text{Na}$  与  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}$  与  $\text{Cl}^-$
- ③不同种分子, 如:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{Ne}$
- ④不同的离子, 如:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$
- ⑤分子和原子, 如:  $\text{O}_2$  与  $\text{S}$ ,  $\text{HCl}$  与  $\text{Ar}$
- ⑥分子与离子, 如  $\text{O}_2$  与  $\text{S}^{2-}$



核外具有 10 电子的微粒有:

分子( $\text{CH}_4$ 、 $\text{NH}_3$ 、 $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{HF}$ 、 $\text{Ne}$ )、阴离子( $\text{NH}_2^-$ 、 $\text{F}^-$ 、 $\text{OH}^-$ )、阳离子( $\text{NH}_4^+$ 、 $\text{H}_3\text{O}^+$ 、 $\text{Na}^+$ 、 $\text{Mg}^{2+}$ 、 $\text{Al}^{3+}$ )

1. 当某原子或原子团通过得失电子变成离子后, 由于电子的质量可忽略不计, 因此其摩尔质量不发生改变。

典例 1 在化学反应中, 下列选项中可能会发生变化的 ( )

- A. 质子数            B. 中子数  
C. 电子数            D. 质量数

解析: 发生化学变化时, 只能改变原子(或离子)的核外电子数, 而不能改变其质子数(即元素种类不变), 也不能改变其中子数, 所以其质量数也不会发生变化。

答案: C

**变式训练 1** 在化学反应中, 核外电子数是否一定会发生改变? 请举例说明。

典例 2 某阳离子 $^A\text{R}^{n+}$ 的核外共有  $x$  个电子, 则该元素原子的原子核内质子数和中子数分别为 ( )

- A.  $(x+n)$  和  $(A-n+x)$   
B.  $(A-n)$  和  $(n-x-A)$   
C.  $(x+n)$  和  $(A-n-x)$   
D.  $(x-n)$  和  $(A-x+n)$

解析: 由离子符号 $^A\text{R}^{n+}$ 可知, 该离子是带  $n$  个单位正电荷的阳离子, 其质量数为  $A$ 。根据原子与离子的关系, 可推知该元素原子的电子数为  $(x+n)$ , 即质子数为  $(x+n)$ 。又根据质量数  $(A) =$  质子数  $(Z) +$  中子数  $(N)$ , 则中子数为  $(A-x-n)$ 。

答案: C

**变式训练 2** 某微粒用 $^Z\text{R}^{n+}$ 表示, 下列关于该微粒的叙述中正确的是 ( )

- A. 所含质子数  $= A-n$     B. 所含中子数  $= A-Z$   
C. 所含电子数  $= Z+n$     D. 所含质子数  $= A+Z$

典例 3 下列说法中不正确的是 ( )

① 质子数相同的微粒一定是同一元素    ② 质子数相同, 电子数相同的两种微粒不可能是一种分子, 一种离子  
③ 电子数相同的微粒不一定是同种元素    ④ 一种元素不可以形成不同单质  
⑤ 某元素的相对原子质量取整数值就是质量数

- A. ②④⑤            B. ①④⑤  
C. ②③④            D. ①②③④⑤

解析: 微粒包括分子、原子、离子、质子、中子等, 当

质子数相同、中子数不同时是同一元素。但质子数相同, 若一种是分子而另一种是原子时, 则不为同一元素, 如  $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{Ne}$ , 所以①错③正确。若②不正确, 因为分子的质子数一定等于电子数, 则离子的质子数也要等于电子数, 这是不可能的。若分子是由同种元素的原子形成则为单质, 在各单质中虽组成元素相同, 但每个分子含有的原子数不一定相同, 如金刚石、石墨等; 所以②正确④不正确。元素不存在质量数, 质量数只存在于原子、离子等微观粒子中, 所以⑤错。

答案: B

典例 4 已知阴离子 $\text{R}^{2-}$ 的原子内有  $x$  个中子,  $\text{R}$  原子的质量数为  $m$ , 则  $W$  g  $\text{R}$  原子完全转化为 $\text{R}^{2-}$ 后, 共含有的电子的物质的量为: ( )

- A.  $\frac{m-x-2}{W \cdot m}$  mol    B.  $\frac{W(m-x)}{m}$  mol  
C.  $\frac{W(m-x-2)}{m}$  mol    D.  $\frac{W(m-x+2)}{m}$  mol

解析: 先通过  $A=Z+N$  求得  $\text{R}$  原子核内有  $(m-x)$  个质子, 再据原子的核内质子数=核外电子数, 可知  $\text{R}$  原子核外有  $(m-x)$  个电子, 每个  $\text{R}$  原子转化为 $\text{R}^{2-}$ 需得到 2 个电子, 每个 $\text{R}^{2-}$ 共有  $(m-x+2)$  个电子, 最后计算  $W$  g  $\text{R}$  原子的物质的量为  $\frac{W}{m}$  mol, 则  $W$  g  $\text{R}$  原子完全转化为 $\text{R}^{2-}$ 后, 共含有的电子为  $\frac{W}{m}(m-x+2)$  mol。

答案: D

**变式训练 3** 核内中子数为  $N$  的 $\text{R}^{2+}$ , 其质量数为  $A$ , 则  $n$  g 它的氧化物中所含电子的物质的量是 ( )

- A.  $\frac{n(A-N+8)}{A+16}$  mol    B.  $\frac{n(A-N+10)}{A+6}$  mol  
C.  $(A-N+2)$  mol    D.  $\frac{n(A-N+6)}{A}$  mol

[回忆总结]

原子的构成; 质量数与质子数、中子数之间的关系; 质子数与原子和阴、阳离子的核外电子数之间的关系; 核外具有 10 电子的微粒。



## 第2课时 原子结构(二)

 课前导航

X射线、放射性和电子的发现,说明了一个基本事实:原子是可分的,但是原子的内部结构怎样、组成如何,却是一个谜。为了揭开这个谜,当时许多物理学家相继提出了各种模型,其中比较有价值的是卢瑟福的原子结构模型。

卢瑟福模型提出后,玻尔立即认识到它的重大意义。他指出,这个模型可以把原子的化学性质和放射性截然分开:原子的化学性质取决于外围电子,而放射性则取决于原子核本身。

玻尔发现,卢瑟福的原子模型没有说明电子是怎样绕核运动的,也不能解释原子的稳定性(为何电子不会最终“掉进”原子核中?)和原子的线状光谱。为了解决卢瑟福模型的缺陷,玻尔大胆地把卢瑟福模型和普朗克的量子论结合起来,把原来只用于能量的量子概念推广到角动量,创立了量子化轨道原子结构理论,为以后各种物理量的量子化打开了大门。

 知识精讲

## 1. 核外电子运动的特征

## (1) 核外电子的运动与宏观物体运动的区分

宏观物体:质量大,运动空间大,可准确测定其位置、速率和运动轨迹。

核外电子:质量小,运动空间小,运动速率大,不能准确测定其位置、速率和运动轨迹。

## (2) 电子云——核外电子运动的描述方法

定义:电子在原子核外作高速运动,好像带负电荷的云雾笼罩在原子核周围,形象地称之为电子云。它是利用统计学的方法,描述电子在一定区域里出现的机会大小。

电子云实际是对原子核外电子在原子运动某一区域出现机会多少的形象化描述。小黑点的疏密表示电子在某单位空间出现的机会的大小。小黑点不表示电子数。

## 2. 原子核外电子的排布

(1) 电子层:电子按能量大小分别在离核不同远近的区域里运动,把距核外不同远近的区域称为电子层。

电子层( $n$ )	一	二	三	四	五	六	七
符号	K	L	M	N	O	P	Q

离核远近 由近——→远

能量高低 由低——→高

## (2) 核外电子排布规律

①核外电子总是最先排布在能量最低的电子层里,然后依次排布在能量较高的电子层里。

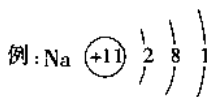
②各电子层最多容纳  $2n^2$  ( $n$  代表电子层) 个电子。

③最外层电子数不超过 8 个(K 层不超过 2 个)。

④次外层电子数不超过 18 个,倒数第三层不超过 32 个。

## (3) 表示方法——原子结构示意图

在原子结构示意图中,“圈”表示原子核及核内质子数,“弧”表示各电子层,弧线上的数字表示该电子层上的电子数。核内质子数与核外电子数相等。



在离子结构示意图中,核内质子数与核外电子数不相等。



即阳离子:核外电子数 < 核内质子数

阴离子:核外电子数 > 核内质子数

电子数和质子数的差值即代表所带的电荷数。

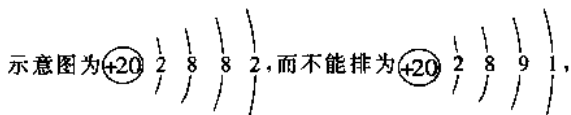
 规律技巧

## 1. 结构示意图

结构示意图包括原子和离子结构示意图,书写时一定要包括:①原子核(○);②核电荷数即质子数(并标出电性);③电子层(以弧线表示);④各层电子数(不标出其电性)。

## 2. 正确理解原子核外电子排布的规律

原子核外电子排布的规律不是孤立的而是相互制约的。例如 M 电子层,当其不处在最外层位置时,最多可容纳 18 个电子,当其处在最外层时最多容纳 8 个电子。另外,当一个原子有 4 个或 4 个以上电子层排有电子时,各层的能量会出现交错现象,如 Ca 的原子结构



这个在中学阶段暂时不讨论。

3. 核电荷数为 1~20 的原子其结构的特殊性

- (1) ①最外层电子数为 1 的原子有 H、Li、Na、K。
- ②最外层电子数为 2 的原子有 He、Be、Mg、Ca。
- ③最外层电子数跟次外层电子数相等的原子有 Be、Ar。
- ④最外层电子数是次外层电子数 2 倍的原子是 C。
- ⑤最外层电子数是次外层电子数 3 倍的原子是 O。
- ⑥最外层电子数是次外层电子数 4 倍的原子是 Ne。
- ⑦次外层电子数是最外层电子数 2 倍的原子有 Li、Si。
- ⑧内层电子总数是最外层电子数 2 倍的原子有 Li、P。
- ⑨电子层数跟最外层电子数相等的原子有 H、Be、Al。
- ⑩电子层数是最外层电子数 2 倍的原子是 Li、Ca。
- ⑪最外层电子数是电子层数 2 倍的原子有 He、C、S。
- ⑫最外层电子数是电子层数 3 倍的原子是 O。

(2) 1~18 号元素微粒结构归纳如下:

与稀有气体元素的原子电子层结构相同的阴、阳离子分别为:

- ①与 He 相同的有: H<sup>-</sup>、Li<sup>+</sup>、Be<sup>2+</sup>
- ②与 Ne 相同的有: F<sup>-</sup>、O<sup>2-</sup>、N<sup>3-</sup>、Na<sup>+</sup>、Mg<sup>2+</sup>、Al<sup>3+</sup>
- ③与 Ar 相同的有: Cl<sup>-</sup>、S<sup>2-</sup>、P<sup>3-</sup>、K<sup>+</sup>、Ca<sup>2+</sup>

典例 1 氢原子的电子云图中,小黑点离原子核近的区域较密,它表示 ( )

- A. 该区域电子较多
- B. 该区域电子出现的几率较大
- C. 电子只在该区域运动
- D. 电子在该区域运动的速度快

解析:在电子云图中,小黑点的多少只表示电子在此处发现的机会的多少,并不表示电子的多少和运动速度的快慢,所以电子云密度大的地方,表明电子在核外该空间单位体积内出现的机会多。

答案: B

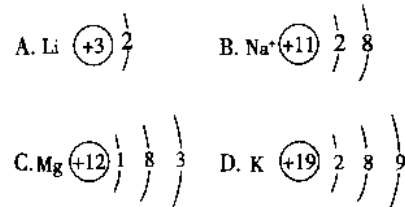
变式训练 1 下列有关氢原子电子云图像的说法中正确的是 ( )

- A. 黑点密度大,电子数目大
- B. 黑点密度大,单位体积内出现的电子多

C. 电子云图像是对电子无规律性运动的描述

D. 电子云图像描述了电子运动的客观规律

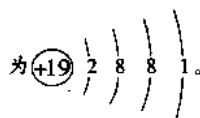
典例 2 下列微粒的结构示意图正确的是 ( )



解析: A 是 Li<sup>+</sup> 的结构示意图,选 C 答案时,只抓住了最外层不超过 8 个电子,而忽略了电子应该先排在能量最低的电子层里,即 K 层排满后才能排 L 层, L

层排满后才能排 M 层,所以 Li  $(+3) \begin{array}{c} 2 \\ 1 \end{array}$  ,

Mg  $(+12) \begin{array}{c} 2 \\ 8 \\ 2 \end{array}$  ; D 选项最外层不能超过 8 个电子,应



答案: B

变式训练 根据下列叙述,写出元素名称并画出原子结构示意图。

(1) A 元素原子核外 M 层电子数是 L 层电子数的 1/2 \_\_\_\_\_。

(2) B 元素原子的最外层电子数是次外层电子数的  $\frac{3}{2}$  倍 \_\_\_\_\_。

(3) C 元素的单质在常温下就能与水剧烈反应,产生的气体能使带火星的木条复燃 \_\_\_\_\_。

(4) D 元素原子的次外层电子数是最外层电子数的  $\frac{1}{4}$  \_\_\_\_\_。

典例 3 1~20 号元素中,某元素 R 原子最外层电子数是它的电子总数的 1/3,则该元素的氧化物可能是 ( )

- A. R<sub>2</sub>O      B. R<sub>2</sub>O<sub>2</sub>      C. RO<sub>2</sub>      D. R<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

解析:最外层电子数是电子总数的 1/3,则内层电子数为最外层电子数的 2 倍。可能情况有:

电子层	K	L	M	N
Li	2	1		
P	2	8	5	

故可形成的氧化物有: Li<sub>2</sub>O、P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>。(注意 Li 不是形成过氧化物)

答案: AD

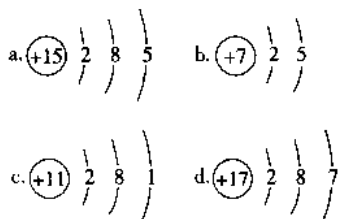


**变式训练** 某元素原子的核电荷数是电子层数的5倍,其质子数是最外层电子数的3倍,则该元素的原子结构示意图是\_\_\_\_\_。

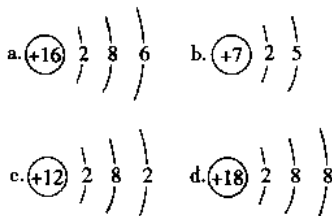
**典例4** 有a、b、c、d四种不同元素的原子,a、c、d具有相同的电子层数;a的M层比c的M层多4个电子,比d的M层少2个电子;b的L层比a的L层少3个电子。画出a、b、c、d的原子结构示意图。

**解析:**a、c、d具有相同的电子层数,电子层中电子数的差别表现在M层上,这说明a、c、d的核外均有3个电子层。由原子核外电子排布的规律知,a、c、d核外的K层、L层上均分别有2个、8个电子。题中表明a、c、d中的d的M层电子数最多,由原子核外电子排布的规律知,d的M层电子数等于或小于8。设a的M层电子数为x,则据a的M层比c的M层多4个电子,得 $x-4 \geq 1, x \geq 5$ ;据a的M层比d的M层少2个电子,得 $x+2 \leq 8, x \leq 6$ 。据此,可分两种情况确定a、b、c、d的原子结构示意图。

**答案:**若a的M层有5个电子,则a、b、c、d的原子结构示意图为:



若a的M层有6个电子,则a、b、c、d的原子结构示意图为:



**变式训练** 今有A、B两种原子,A原子的M层比B原子的M层少3个电子,B原子的L层电子数为A原子的L层电子数的2倍,则A和B分别是( )

- A. 硅原子和钠原子      B. 硼原子和氮原子  
C. 氯原子和碳原子      D. 碳原子和铝原子

[回忆总结]

- 核外电子运动的特征及电子云的涵义。
- 核外电子排布的规律。
- 原子结构示意图的意义及书写。

### 第3课时 元素周期律(一)

#### 课前导航

“元素周期律”揭示了一个非常重要而有趣的规律:元素的性质随着相对原子质量的增加而呈周期性的变化,但又不是简单的重复。门捷列夫根据这个道理,不但纠正了一些错误的相对原子质量,还先后预言了15种以上的未知元素的存在。其中,有三种元素在门捷列夫还在世的时候就被发现了。1875年,法国化学家布瓦博德兰发现了第一个待填补的元素,命名为镓。这个元素的一切性质都和门捷列夫预言的一样,只是比重不一致。门捷列夫为此写了一封信给巴黎科

学院,指出镓的密度应该是5.9左右,而不是4.7。当时镓还在布瓦博德兰那里,门捷列夫还没有见到过。这件事使布瓦博德兰大为惊讶,于是他设法提纯,重新测量镓的密度,结果证实了门捷列夫的预言,密度确实是5.94。这一结果大大提高了人们对元素周期律的认识,也说明很多科学理论被称为真理,不是在科学家创立这些理论的时候,而是在这一理论不断被实践所证实的时候。

到了19世纪末实践有了新的发展,放射性元素和电子被发现了,这本来是揭开原子内幕的极好机会。可是门捷列夫在实践面前却产生了困惑。一方面他害怕这些发现“会使事情复杂化”,动摇“整个世界观的基

础”；另一方面又感到这“将是十分有趣的事……周期性规律的原因也许会被揭示”。但门捷列夫本人就在将要揭开周期性规律本质的前夜，1907年，带着这种矛盾的思想逝世了。

## 知识精析

### 1. 原子序数

原子序数是按元素的核电荷数由小到大编排的序号。原子序数由核内质子数决定。

原子序数=核电荷数=质子数=原子的核外电子数

### 2. 元素周期律

元素的性质随原子序数的递增而呈现周期性变化的规律称为元素周期律。

#### (1) 元素原子核外电子排布的周期性

随着原子序数的递增，每隔一定数目的元素，会重复出现原子最外层电子从1个递增到8个的情况(K层从1增至2)。

#### (2) 元素原子半径的周期性变化

电子层数相同的原子，随着原子序数的递增，原子半径逐渐减小，而呈现周期性变化。需要说明的是，稀有气体(惰性元素)元素原子半径跟邻近非金属元素相比显得特别大，这是由于它们测定的依据与其他元素不同。

#### (3) 元素主要化合价的周期性变化

电子层数相同的原子，随着原子序数的递增，元素的最高正价从+1递变到+7，中部元素开始有负价，并从-4递变到-1(注意：氧元素无最高正价，氟无正价)。

#### (4) 元素的金属性和非金属性的周期性变化

是指电子层数相同的原子，随着原子序数的递增，原子半径递减，核对核外电子的引力逐渐增强，失电子能力逐渐减弱，得电子能力逐渐增强，即元素的金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强。

### 3. 元素周期律的实质

元素性质随原子序数的递增呈现出周期性变化，是元素的原子核外电子排布周期性变化的必然结果。也就是说，由于原子结构上的周期性变化必然引起元素性质上的周期性变化，这体现了结构决定性质的规律。

原子结构的 周期性变化	— {	最外层电子数的周期性
		原子半径的周期性

决定 | 反映

元素性质的 周期性变化	— {	元素主要化合价的周期性
		元素的金属性、非金属性的周期性

## 规律技巧

### 1. 熟练记住1~20号元素的顺序

顺序号即是该元素的原子序数，由此即可知道原子的质子数、核电荷数、核外电子数，写出它的原子结构示意图，再由最外层电子数推测出它的大致化学特性。

### 2. 粒子半径大小比较的规律

#### (1) 同种元素的粒子半径比较

① 阳离子半径小于相应原子半径。

例如： $r(\text{Na}^+) < r(\text{Na})$

② 阴离子半径大于相应原子半径。

例如： $r(\text{Cl}^-) > r(\text{Cl})$

③ 同种元素不同价态的离子，价态越高，离子半径越小。

例如： $r(\text{Fe}^{2+}) > r(\text{Fe}^{3+})$

#### (2) 不同种元素的粒子半径比较

① 电子层数相同，最外层电子数不同的原子，最外层电子数越多，其相应的原子半径越小。

例如： $r(\text{Na}) > r(\text{Mg}) > r(\text{Al}) > r(\text{S}) > r(\text{Cl})$

注：稀有气体元素的原子半径的测定与其他元素的依据不同，数字不具有可比性，故在教材中未列出它们的原子半径的大小。

② 最外层电子数相同，电子层数不同的原子，电子层数越多，相应的原子半径越大。同价态的离子半径也满足这一规律。

例如： $r(\text{Na}) < r(\text{K}) < r(\text{Rb}) < r(\text{Cs})$

$r(\text{Na}^+) < r(\text{K}^+) < r(\text{Rb}^+) < r(\text{Cs}^+)$

$r(\text{F}) < r(\text{Cl}) < r(\text{Br}) < r(\text{I})$

$r(\text{F}^-) < r(\text{Cl}^-) < r(\text{Br}^-) < r(\text{I}^-)$

③ 具有相同电子层结构的离子，核电荷数越大，半径越小。

例如： $r(\text{O}^{2-}) > r(\text{F}^-) > r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+}) > r(\text{Al}^{3+})$

### 3. 元素化合价的变化规律

(1) 金属元素无负价。因为金属元素最外层电子数目少，易失去电子变为稳定结构，故金属无负价，除零价外，在反应中只显正价。

(2) 既有正价又有负价的元素一定是非金属元素。且最高正价+|最低负价|=8

(3) 1~20号元素的最高正价=最外层电子数

(4) 氟无正价，氧一般无正价。氟、氧得电子能力特别强，尤其是氟元素，只能夺取电子而成为稳定结

## 第五章 物质结构 元素周期律

构,除零价外,只显负价。氧只跟氟结合时,才显正价,如在  $\text{OF}_2$  中氧呈+2价。

**典例 1** 已知元素的原子序数,可以推断元素原子的 ( )

- ①质子数 ②中子数 ③质量数 ④核电荷数  
⑤核外电子数

- A. ①②③                      B. ①④⑤  
C. ②③④                      D. ③④⑤

**答案:**B

**变式训练 1** 下列各组指定原子序数的元素,不能形成  $\text{AB}_2$  型化合物的是 ( )

- A. 6 和 8                      B. 16 和 8  
C. 12 和 9                      D. 11 和 9

**典例 2** 下列化合物中阴离子半径和阳离子半径之比最大的是 ( )

- A.  $\text{LiI}$     B.  $\text{NaBr}$     C.  $\text{KCl}$     D.  $\text{CsF}$

**解析:**碱金属离子中, $\text{Li}^+$ 的半径是最小的;4种卤素负离子中, $\text{I}^-$ 的半径是最大的。显然,阴离子和阳离子半径之比最大的应是  $\text{LiI}$ 。

**答案:**A

**变式训练 2** 下列粒子半径之比大于1的是 ( )

- A.  $r(\text{K}^+)/r(\text{K})$                       B.  $r(\text{I})/r(\text{Br})$   
C.  $r(\text{P})/r(\text{S})$                       D.  $r(\text{Cl})/r(\text{Cl}^-)$

**典例 3** X 元素的阳离子与 Y 元素的阴离子具有相同的核外电子排布,则下列叙述中正确的是 ( )

- A. 原子序数  $X < Y$     B. 原子半径  $X < Y$   
C. 离子半径  $X > Y$     D. 原子最外层电子数  $X < Y$

**解析:**由题意可知,原子序数  $X > Y$ 。X 原子比 Y 原子多一个电子层,故原子半径  $X > Y$ 。核外电子排布相同时,离子半径与核电荷数成反比,故离子半径  $X < Y$ 。X 元素形成阳离子,故其原子最外层电子数较少;而 Y 元素形成阴离子,其原子最外层电子数较多。

**答案:**D

**变式训练 3** X 元素的阳离子与 Y 元素的阴离子具有相同的电子层结构,Z 的阴离子半径大于带相同电荷数的 Y 的阴离子半径,则这三种元素的原子序数由大到小的排列顺序正确的是 ( )

- A.  $Y > X > Z$                       B.  $Z > X > Y$   
C.  $X > Z > Y$                       D.  $Z > Y > X$

**典例 4** 在水溶液中, $\text{YO}_3^-$  和  $\text{S}^{2-}$  发生反应的离子方程式如下:



(1)  $\text{YO}_3^-$  中 Y 元素的化合价是 \_\_\_\_\_。

(2) Y 元素原子的最外层电子数是 \_\_\_\_\_。

(3) 比较  $\text{S}^{2-}$  和  $\text{Y}^-$  的还原性 \_\_\_\_\_。

**解析:**根据离子方程式两边电荷守恒,求得  $n=1$ 。 $\text{YO}_3^-$  中 Y 元素的化合价为+5,Y 能形成+5、-1价,其最高正化合价为+7,即最外层电子数为7。由方程式可知, $\text{S}^{2-}$  为还原剂, $\text{Y}^-$  是还原产物,故还原性  $\text{S}^{2-} > \text{Y}^-$ 。

**答案:**(1)+5 (2)7 (3) $\text{S}^{2-} > \text{Y}^-$

**变式训练 4** 某非金属元素 X 的最高价氧化物为  $\text{X}_2\text{O}_n$ ,其对应的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 \_\_\_\_\_。

**典例 5** 1~20 号元素中,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.  $\text{A}(\text{OH})_n$  为强碱时, $\text{B}(\text{OH})_m$  也一定为强碱  
C.  $\text{H}_n\text{CO}_m$  为强酸时,E 的非金属性一定很强  
D.  $\text{H}_n\text{CO}_m$  为强酸时,E 的单质可能有强还原性

**解析:**E 元素的最高化合价为+7 价时,D 元素的最高化合价必为+6 价,则 D 元素的负化合价为-2 价。 $\text{A}(\text{OH})_n$  为强碱时, $\text{B}(\text{OH})_m$  可能为强碱,也可能为中强碱,还可能为弱碱。 $\text{H}_n\text{DO}_m$  为强酸,即 D 元素的非金属性很强,原子序数比 D 大 1 的 E,可能为非金属性比 D 强的非金属元素,也可能为稀有气体元素。元素 C 与元素 E 的关系可这样举例,如:C 是  $_{16}\text{S}$ ,E 是  $_{18}\text{Ar}$ ;若 C 是  $_{17}\text{Cl}$ ,则 E 是  $_{19}\text{K}$ 。

**答案:**AD

**[回忆总结]**

- 原子序数与其他微粒数的联系。
- 原子结构的周期性变化(核外电子排布、原子半径)。
- 元素性质的周期性变化(化合价、金属性与非金属性)。
- 微粒半径的递变规律。
- 化合价的有关特征。



## 第4课时 元素周期律(二)

### 课前导航

元素周期律对于化学和其他自然科学的发展起着重大的指导作用。人们可以根据它去了解和预测未知的物质世界,可以用于不断发现新的化学元素,门捷列夫就曾利用元素周期律预言当时尚未发现的6种元素(钫、镭、锕、镥、铪、钒)的存在和性质。元素周期律还指导了对元素和化合物性质的系统研究,成为发展现代物质结构理论对元素进行分类的基础。

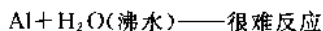
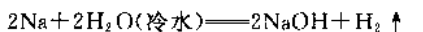
同时,元素周期律也具有重大的哲学意义,是唯物辩证法从量变到质变规律的一个有力证据,并且揭露了自然界物质的内在联系,反映了物质世界的统一性和规律性。恩格斯评价说“门捷列夫不自觉地应用黑格尔的量转化为质的规律,完成了科学上的一番勋业,这番勋业可与勒维烈计算尚未知道的行星——海王星的勋业居于同等地位”。

### 知识精析

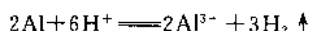
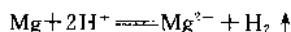
#### 1. 11号~17号元素性质递变的规律

##### (1) 钠、镁、铝的金属性比较

###### ① 单质与水反应



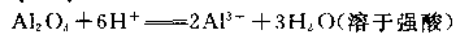
###### ② 单质与酸反应



↓  
反应  
速率  
减慢

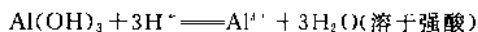
###### ③ 氧化物的性质

$\text{Na}_2\text{O}$ 、 $\text{MgO}$ 只能跟酸反应生成盐和水,属碱性氧化物。 $\text{Al}_2\text{O}_3$ 既能与酸反应生成盐和水,又能与碱反应生成盐和水,这样的氧化物称为两性氧化物。



###### ④ 最高价氧化物的水化物

$\text{NaOH}$ 为强碱, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 为中强碱。像 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 这样既能跟酸起反应,又能跟碱起反应生成盐和水的氢氧化物,叫做两性氢氧化物。



结论:①金属性强弱: $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$

②铝是金属,但已表现出一定的非金属性

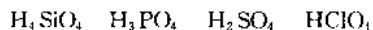
(2) 硅、磷、硫、氯的性质比较

##### ① 气态氢化物生成的难易及稳定性

	Si	P	S	Cl
氧化物	$\text{SiH}_4$	$\text{PH}_3$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HCl}$
生成条件	高温	磷蒸气 与 $\text{H}_2$ 反应	加热	光照或 点燃
稳定性	空气中 自燃	极不 稳定	加热 分解	很稳定

↑  
气态氢化物稳定性增强

##### ② 最高价氧化物的水化物的酸性



弱酸    中强酸    强酸    最强酸

↑  
最高价含氧酸的酸性增强

结论:非金属性  $\text{Si} < \text{P} < \text{S} < \text{Cl}$

#### 2. 元素的金属性和非金属性、单质的氧化性和还原性的关系

金属性和非金属性讨论的对象是元素,它是一个广义的概念;氧化性和还原性讨论的对象是具体物质或某物质中的特定微粒,它是一个狭义的概念。物质的氧化性和还原性具体表现在该物质中某元素得失电子的能力。

一般情况下,元素的金属性强,元素的原子失电子能力强,单质的还原性强;元素的非金属性强,元素的原子得电子能力强,单质的氧化性强;反之亦然,但对于元素的化合物则无此规律。

### 规律技巧

#### 1. 金属性与还原性、非金属性与氧化性的区别

金属性和非金属性是对元素而言的,而氧化性和还原性是针对元素的原子、离子、单质而言的,两者不能混为一谈。当然,元素非金属性强的,其单质的氧化性一般也较强;元素金属性强的,其单质的还原性也强。但需注意的是金属性不等于还原性,非金属性不等于氧化性,例如  $\text{S}^{2-}$  有还原性,但不能说它有金属性,同样  $\text{MnO}_4^-$  有强氧化性,但不能说它有非金属性。

## 第五章 物质结构 元素周期律

### 2. 非金属单质的氧化性与其元素的非金属性不完全一致

非金属单质的氧化性决定于元素的非金属性和分子结构的稳定性两个方面。如,元素非金属性: $N > S$ ,而常温下单质的氧化性: $S > N_2$ 。

### 3. 元素金属性、非金属性的强弱判断依据

#### (1) 金属性强弱的判断依据

① 元素的单质与水或酸反应置换出氢气的反应越容易进行,则金属性越强。

② 元素最高价氧化物对应的水化物的碱性越强,则金属性越强。

③ 金属元素的单质在水溶液中进行置换反应,若A置换出B,则A的金属性强于B。

④ 在金属活动性顺序表中,前者的金属性强于后者。

⑤ 金属阳离子的氧化性越强,则其单质的还原性越弱,元素的金属性越弱。

#### (2) 非金属性强弱的判断依据

① 非金属单质与氢气化合生成气态氢化物的反应越容易进行,非金属性越强。

② 元素最高价氧化物对应的水化物的酸性越强,则非金属性越强。

③ 非金属元素的单质在水溶液中进行置换反应,若A置换出B,并且A体现氧化性,则A的非金属性强于B。

④ 非金属阴离子的还原性越强,则其单质的氧化性越弱,元素的非金属性越弱。

### 4. 判断元素金属性和非金属性强弱的经验规律

若最外层电子数为  $m$ ,电子层数为  $n$ ,则元素的性质可由  $\frac{m}{n}$  值的大小来决定:

(1) 若  $\frac{m}{n} > 1$ ,为非金属元素,且  $\frac{m}{n}$  值越大,元素的非金属性越强。

(2) 若  $\frac{m}{n} < 1$ ,通常为金属元素,且  $\frac{m}{n}$  值越小,元素的金属性越强。

(3) 若  $\frac{m}{n} = 1$ ,通常为氢或两性(金属性和非金属性)元素,如 Be、Al、Ge 等。

### 5. 最高价氧化物及其水化物的化学式、非金属气态氢化物的化学式的通式

总结如下(R表示元素符号)

最高价氧化物	$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$	$RO_3$	$R_2O_7$
最高价氧化物的水化物	$ROH$	$R(OH)_2$	$H_3RO_3$ $R(OH)_3$	$H_2RO_3$ $H_2RO_4$	$HRO_3$ $H_3RO_4$	$H_2RO_4$	$HRO_4$
气态氢化物	/	/	/	$RH_4$	$RH_4$	$H_2R$	$HR$

典例 1 下列叙述中肯定能说明金属A的活泼性比金属B的活泼性强的是 ( )

- A. A原子的最外层电子数比B原子的最外层电子数少
- B. A原子的电子层数比B原子的电子层数多
- C. 1 mol A从酸中置换出  $H^+$  生成的  $H_2$  比 1 mol B从酸中置换出的  $H_2$  多
- D. 常温时,A能从酸中置换出氢,而B不能

解析:A错,例Li最外层只有1个电子,Ca最外层有2个电子,但金属性  $Li < Ca$ 。

B不正确,例Na原子电子层数为3,Fe原子电子层数为4,但金属性  $Na > Fe$ 。

选项C说明了等物质的量的A、B金属与酸反应生成  $H_2$  的多少,未说明与酸反应的快慢。同等条件下,与酸反应越剧烈,生成  $H_2$  的速率越快,则金属越活泼,与生成  $H_2$  的多少无关。如 1 mol Al 比 1 mol Na 与足量的酸反应生成的  $H_2$  多,但Al的活泼性比Na差。

选项D正确。因为只有很活泼的金属(如K、Ca、Na)才能在常温下与水反应放出  $H_2$ ,而较不活泼的金属在常温下与水不反应。

答案:D

变式训练 下列事实不能用于判断金属性强弱的是 ( )

- A. 金属间发生的置换反应
- B. 1 mol 金属单质在反应中失去电子的多少
- C. 金属元素的最高价氧化物对应水化物的碱性强弱
- D. 金属元素的单质与水或酸置换出氢气的难易

典例 2 甲、乙两非金属元素原子的电子层数相同,若原子半径甲  $>$  乙,则下列叙述中正确的是 ( )

- A. 最高价氧化物的水化物的酸性甲比乙强
- B. 与  $H_2$  化合生成的气态氢化物的稳定性甲比乙强
- C. 阴离子的还原性乙比甲强
- D. 非金属性乙  $>$  甲

解析:甲、乙两元素的电子层数相同且原子半径甲  $>$  乙,说明两元素的非金属性:乙  $>$  甲;因此,最高氧化



物的水化物的酸性乙比甲强;与  $H_2$  化合生成的气态氢化物的稳定性乙比甲强;阴离子的还原性甲比乙强。

答案:D

**变式训练** 以下比较中能说明 Cl 的非金属性比 S 强的是\_\_\_\_\_。(填序号)

- A. 盐酸的酸性比氢硫酸(同物质的量浓度)强
- B.  $H_2SO_3$  的酸性比  $HClO$  强
- C.  $HCl$  比  $H_2S$  稳定
- D. 将  $Cl_2$  通入氢硫酸中有 S 沉淀
- E. Cl 的还原性比  $S^{2-}$  弱
- F.  $HClO_4$  的酸性比  $H_2SO_4$  强
- G.  $Cl_2$  比 S 在水中溶解度大
- H.  $Cl_2$  与  $H_2$  反应比 S 与  $H_2$  反应容易进行

**典例 3** a、b、c、d、e 是具有相同电子层数的五种元素, a 和 b 的最高价氧化物对应的水化物呈碱性, 且碱性  $b > a$ ; c 和 d 的气态氢化物的还原性  $d > c$ ; 五种元素的原子, 得失电子后所形成的简单离子中 e 的离子半径最小, 则它们的原子序数由小到大的顺序是 ( )

- A. b、a、d、c、e
- B. e、b、a、d、c
- C. b、a、e、d、c
- D. c、d、e、a、b

**解析:** a 和 b 的最高价氧化物对应的水化物呈碱性, 则 a、b 为金属, 且金属性  $b > a$  (碱性  $b > a$ ); c 和 d 的气态氢化物的还原性  $d > c$ , 即 c、d 为非金属, 且非金属性  $d < c$ 。根据元素核电荷数的增多, 从左到右金属性减弱, 非金属性增强, 将 a、b、c、d 四种元素大致排序为:  $\dots b \dots a \dots d \dots c \dots$  最后因为五种元素的原子得失电子后所形成的简单离子中 e 的离子半径最小, 则 e 应为靠中间的金属元素, 且原子序数  $b < a < e$  (如: Na、Mg、Al)。

答案:C

**变式训练** 有三种金属元素 a、b、c, 在相同条件下, b 的最高价氧化物的水化物的碱性比 a 的最高价氧化物的水化物的碱性强; a 可以从 c 的盐溶液中置换出 c。则这三种金属元素的金属性由强到弱的顺序是 ( )

- A.  $a > b > c$
- B.  $b > a > c$
- C.  $b > c > a$
- D.  $c > b > a$

**典例 4** 已知元素的电负性和原子半径一样, 也是元素的一种基本性质。下面给出 14 种元素的电负性。

元素	Al	B	Be	C	Cl	F	Li	Mg	N	Na	O	P	S	Si
电负性	1.5	2.0	1.5	2.5	2.8	4.0	1.0	1.2	3.0	0.9	3.5	2.1	2.5	1.7

试结合元素周期律的知识完成下列问题:

根据上表给出的数据, 可推知元素的电负性的变化规律是: \_\_\_\_\_。

**解析:** 根据表中的数据, 再根据题干电负性也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。这样我们可以把表中给出的 14 种元素的电负性依原子序数由小到大的顺序整理如下:

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

经过上述处理后可以看出来: 从 3~9 号元素, 元素的电负性由小到大; 从 11~17 号元素, 元素的电负性也是由小到大。所以元素的电负性同原子半径一样随原子序数的递增而呈周期性的变化。

**答案:** 随着原子序数的递增, 元素的电负性与原子半径一样呈周期性的变化

**变式训练** 电离能是指 1 mol 气态原子(或阳离子)失去 1 mol 电子形成 1 mol 气态阳离子(或更高价态阳离子)所吸收的能量。现有核电荷数小于 20 的元素 A, 其电离能数据如下表所示 ( $I_1$  表示原子失去第 1 个电子的电离能,  $I_n$  表示原子失去第 n 个电子的电离能, 单位:  $kJ \cdot mol^{-1}$ )。

序号	$I_1$	$I_2$	$I_3$	$I_4$	$I_5$	$I_6$
电离能 ( $kJ \cdot mol^{-1}$ )	7.644	15.03	80.12	109.3	141.2	186.5
序号	$I_7$	$I_8$	$I_9$	$I_{10}$	$I_{11}$	.....
电离能 ( $kJ \cdot mol^{-1}$ )	224.9	266.0	327.9	367.4	1761	.....

根据以上信息试回答:

(1) 外层电子离核越远, 能量越高, 电离能越 \_\_\_\_\_ (填“大”或“小”); 阳离子电荷数越高, 再失去电子时, 电离能越 \_\_\_\_\_ (填“大”或“小”)。

(2) 上述 11 个电子分属几个电子层? \_\_\_\_\_ (相邻两电离能相差倍数较大将划分为不同的电子层)。

(3) 去掉 11 个电子后, 该元素还有 \_\_\_\_\_ 个电子。

(4) 该元素最高价氧化物对应水化物的化学式是 \_\_\_\_\_。

**[回忆总结]**

- 1. 11 号~17 号元素性质递变规律。
- 2. 元素金属性、非金属性强弱的比较方法, 元素非金属性强弱比较的方法。



## 第 5 课时 元素周期表(一)

### 课前导航

元素种类是否有极限? 周期表是否有终点? 这是科学家们, 也是诸位读者所关心的问题。

20 世纪 30~40 年代, 人们发现了 92 号元素, 就有人提出 92 号是否是周期表中的最后一种元素。然而从 1937 年起, 人们用人工合成法在近 50 年时间里又合成近 20 种元素, 元素周期尾巴越来越长了。这时又有人预言, 105 号元素该是周期表的尽头了, 原因是核电荷数越来越大, 核内质子数越来越大, 质子间的排斥力将远远超过核子间作用力, 导致它发生蜕变; 然而不久, 又陆续合成了 106~109 号元素。但是, 这些元素存在的时间很短, 如 107 号元素半衰期只有  $2 \mu\text{s}$ , 依此看来周期表是否到了尽头?

1969 年, 理论物理学家开始从理论上探索“超重元素”存在的可能性, 他们认为具有 2, 8, 14, 28, 50, 82, 114, 126, 184 等这些“幻数”的质子和中子, 其原子核比较稳定, 这就是说, 随着原子序数的递增, 其原子核不一定不稳定。因此在 109 号元素之后还能合成一大批元素, 这样一来, 第七周期 32 种元素将可能被填满, 第八周期也将可能被填满。

### 知识精析

#### 1. 元素周期表的编排

(1) 依据: 元素周期律。

(2) 原则

① 把电子层数相同的一系列元素按原子序数递增的顺序从左到右排列成一横行。

② 把最外层电子数相同的一系列元素按原子序数递增的顺序从上到下排列成一纵行。

#### 2. 元素周期表与元素周期律的关系

元素周期表是元素周期律的具体表现形式, 它反映了元素之间相互联系的规律。

注意: ① 在周期表中, 同一横行所有元素的电子层数均相同; ② 但同一纵行各元素的最外层电子数不一定都相同。

#### 3. 元素周期表的结构

(1) 周期

① 具有相同的电子层数而又按原子序数递增的顺序排列的一个横行叫周期。

② 元素周期表共 7 个周期

周期	短周期(3 个)	第一周期(2 种元素)
		第二周期(8 种元素)
		第三周期(8 种元素)
	长周期(3 个)	第四周期(18 种元素)
		第五周期(18 种元素)
		第六周期(32 种元素)
		不完全周期(1 个): 第七周期(尚未排满)

注: ① 周期数 = 元素原子核外电子层数

② 镧系元素和锕系元素分别位于第六周期和第七周期。

(2) 族

① 周期表有 18 个纵行。除第 8、9、10 三个纵行叫做第 VIII 族元素外, 其余 15 个纵行, 每个纵行称做一族。

② 主族: 由短周期和长周期元素共同构成的族, 符号是 A。

副族: 完全由长周期元素构成的族, 符号是 B。

③ 族 (18 个纵行)

族	}	7 个主族(I A 族~VII A 族): 分别为第 1、2、13、14、15、16、17 列
		7 个副族(I B 族~VII B 族): 分别为第 3、4、5、6、7、11、12 列
		第 VIII 族(第 8、9、10 列)
		0 族(稀有气体元素): 第 18 列

注: ① 主族族序数 = 最外层电子数

② 镧系元素和锕系元素均在 III B 族(第 3 列), 故该族元素种类最多。

③ 从 III B 族到 II B 族(第 3~12 列, 共 10 个纵行) 的元素统称为过渡元素, 过渡元素均为金属元素, 又称过渡金属。

#### 4. 原子结构、元素周期表与元素性质的关系

周期表中位置		同周期(左→右)	同主族(上→下)
原子结构	核电荷数	依次增大	逐渐增大
	电子层数	相同	依次增多
	最外层电子数	依次增多	相同
	原子半径	依次减小(稀有气体除外)	依次增大

周期表中位置		同周期(左→右)	同主族(上→下)
性质	主要化合价	最高正价由 +1 → +7 负价 -4 → -1	最高正价、负价数相同 最高正价 = 主族族序数
	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	金属性逐渐增强 非金属性逐渐减弱
	单质的氧化性, 还原性	还原性减弱 氧化性增强(非金属)	还原性增强 氧化性减弱
	最高价氧化物对应的水化物的酸碱性	碱性减弱 酸性增强	碱性增强 酸性减弱
	气态氢化物稳定性	逐渐增强	逐渐减弱

注: 副族和第 VIII 族元素性质的变化规律比较复杂, 在中学化学不进行学习。