



新精活实展平台 翱翔高飞圆梦想

高考领航

高效课堂学案

■ 主编 李成民

GKLT

化学
选修3

成绩怎么提高?



电子科技大学出版社

梦想 **倾情巨献** Mengxiang

高考领航 为梦想助推力量



希望从这里开始.....

HOPE TO START HERE

一书在手 全程无忧

在高中三年里，酸甜苦辣样样俱全，悲笑泣乐时时存在，语音袅袅，意犹未尽。高考领航愿用不断超越的执著信念，陪伴您走过这段非凡旅程，圆满您的大学梦想，成就您的人生辉煌！

品质是高考领航的座右铭，创新是高考领航的恒动力。专家名师编写，打造出扛鼎中国教辅书业的力作，为复习备考注入无穷动力。可编辑教学课件光盘；一课一练，活页课时作业；模拟考试应试体验，单元质量评估；解疑释惑，详解答案……一项项凝聚着高考领航殚精竭虑的智慧，见证了高考领航永无止境的突破，更为您的逐梦之旅带来无限精彩与感动。

图书在版编目 (CIP) 数据

高考领航. 化学. 3, 物质结构与性质 : 选修 / 李成民主编. -- 成都 : 电子科技大学出版社, 2012.6
ISBN 978-7-5647-1211-2

I. ①高… II. ①李… III. ①中学化学课—高中—升学参考资料 IV. ①G634

中国版本图书馆CIP数据核字(2012)第133385号

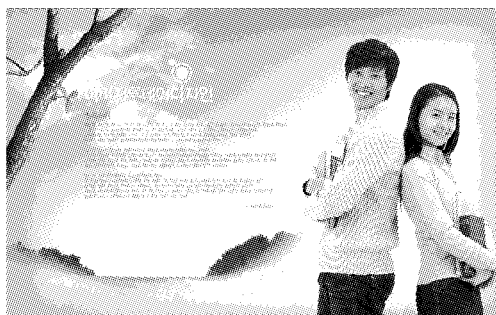
高考领航 化学 选修3

李成民主编

出 版 电子科技大学出版社(成都市一环路东一段159号电子信息产业大厦 邮编: 610051)
策划编辑 岳 慧
责任编辑 岳 慧
主 页 www.uestcp.com.cn
电子邮件 uestcp@uestcp.com.cn
发 行 新华书店经销
印 刷 山东梁山印刷有限公司
成品尺寸 210mm×297mm 印张 4 字数 163千字
版 次 2012年6月第一版
印 次 2012年6月第一次印刷
书 号 ISBN 978-7-5647-1211-2
定 价 24.50元

■ 版权所有 侵权必究 ■

◆ 本书如有破损、缺页、装订错误、请与我社联系。

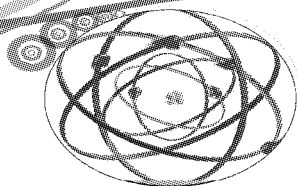


让学习与快乐相伴!
伴您轻松步入求知之旅……

CONTENTS 目录

第一章 原子结构与性质	(1)
第一节 原子结构	(1)
第二节 原子结构与元素的性质	(7)
第一课时 原子结构与元素周期表	(7)
第二课时 元素周期律	(8)
章末总结	(12)
单元测试卷	(见活页卷)
第二章 分子结构与性质	(15)
第一节 共价键	(15)
第二节 分子的立体构型	(21)
第一课时 价层电子对互斥理论	(21)
第二课时 杂化轨道理论简介 配合物理论简介	(23)
第三节 分子的性质	(28)
章末总结	(34)
单元测试卷	(见活页卷)
第三章 晶体结构与性质	(36)
第一节 晶体的常识	(36)
第二节 分子晶体与原子晶体	(40)
第三节 金属晶体	(45)
第四节 离子晶体	(50)
章末总结	(56)

第一章



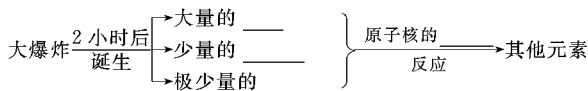
原子结构与性质

第一节 原子结构

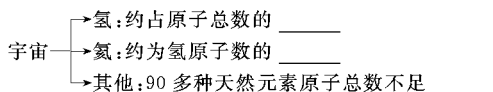
自主梳理

一、开天辟地——原子的诞生

1. 原子的诞生



2. 宇宙的组成及各元素的含量



二、能量与能级

1. 能层

(1) 分类依据

根据多电子原子核外电子的 , 将核外电子分成不同的能层。

(2) 能层的表示方法及各能层最多容纳的电子数

能层	一	二	三	四	五	六	七	……
符号								……
最多电子数	各能层最多容纳的电子数为 <u> </u>							

2. 能级

(1) 分类依据

根据多电子原子中同一能层电子 的不同, 将它们分成不同能级。

(2) 能级的表示方法及各能级最多容纳的电子数。

能层	K	L	M	N	……
能级					……
最多电子数	2				……

【思考讨论】

1. (1) 多电子原子中, 电子的运动区域与其能量的高低之间有何关系?

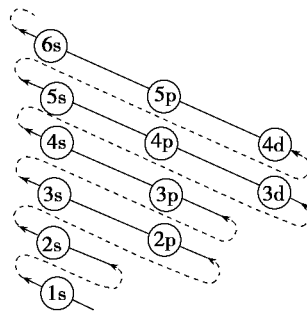
(2) 能级数与能层序数有何关系?

三、构造原理

1. 构造原理

随着原子 的递增, 绝大多数元素的原子核外电子的排布将遵循以下排布顺序: $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, \underline{\quad}, \underline{\quad}, 4p, 5s, \underline{\quad}, 5p, 6s, \underline{\quad}, \underline{\quad}, 6p, 7s, \dots$

如图:



2. 应用

可根据元素的 , 写出元素基态原子的核外 。

如 N、Al 的电子排布式分别为:

N

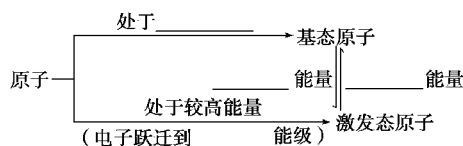
Al 或 $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$

【思考讨论】

2. 构造原理中的排布顺序, 其实质是什么?

四、基态与激发态、光谱

1. 基态原子与激发态原子

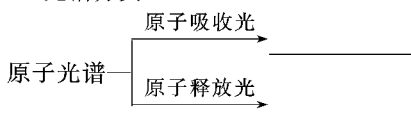


2. 光谱与光谱分析

(1) 光谱形成原因

不同元素的原子发生 时会吸收或释放不同的光。

(2) 光谱分类



(3) 光谱分析

在现代化学中,利用_____上的特征谱线来鉴定元素的分析方法。

五、电子云与原子轨道

1. 电子云

(1) 概念及使用

一定时间间隔内电子在原子核外出现_____的分布图。

电子云图不易绘制,使用时经常是绘制电子云轮廓图,以表示电子云轮廓的形状。

(2) 电子云轮廓图的形状及取向

s 电子云轮廓的形状是球形,p 电子云轮廓的形状是哑铃形,且每个 p 能级都有 3 个相互垂直的电子云。

2. 原子轨道

(1) 定义:电子在原子核外的一个空间运动状态称为一个原子轨道。

(2) 数目

ns 能级各有_____个轨道,np 能级各有_____个轨道,nd 能级各有_____个轨道,nf 能级各有_____个轨道。

3. 基态原子的核外电子排布规则

(1) 能量最低原理

原子核外电子的排布遵循构造原理,按轨道能量_____,依次排列,使整个原子处于_____的能量状态。

(2) 泡利原理

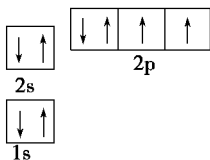
在一个原子轨道里最多只能容纳_____个电子,而且_____相反,用“_____”表示。

(3) 洪特规则

当电子排布在同一能级的不同轨道时,基态原子中的电子总是优先单独占据一个轨道,而且_____相同。

4. 用电子排布图表示原子核外电子排布

如:O 原子电子排布图



【思考讨论】

3. 电子云图中的小黑点密度的大小是否表示电子的多少?

精析精练

要点一 电子层与能层

玻尔根据核外电子距离原子核远近不同将电子分为不同的电子层;量子化学理论中,将核外电子按能量差异分为不同的能层,两者是相似的。因为电子距离原子核的远近不同也代表电子的能量高低不等,所以它们只是同一现象在不同理论体系中的不同说法。

例 1 某元素原子的核外有三个能层,最外能层有 4 个电子,该原子核内的质子数为 ()

- A. 14 B. 15
C. 16 D. 17

【思路点拨】 原子核外电子的能层排列依次为 K、L、M、N……且能层内能级数等于能层序数。

【解析】 原子核外共有三个电子层,最内层只有 1s 能级,可容纳 2 个电子,第二层有 2s、2p 两个能级,可容纳 $1 \times 2 + 3 \times 2 = 8$ 个电子,最外层有 4 个电子,所以该原子核外有 14 个电子,又因在原子中,核外电子数等于核内质子数,故选 A 项。

【答案】 A

【规律总结】 ① 每一个电子层所容纳的电子数最多为 $2n^2$ 。

② 最外层电子数最多不超过 8,若最外层为 K 层时,电子数最多不超过 2。

a. 若最外层已排满 8 电子(最外层为 K 层时排满 2 个电子),则该原子结构为稳定结构,形成的原子为稀有气体原子。

b. 若最外层电子数小于 4,一般易失去最外层的电子而使次外层暴露,达到 8 电子稳定结构,形成的单质大部分为金属单质,表现还原性。

c. 若最外层电子数大于 4,一般易得到电子或形成共用电子对来完成最外层 8 电子稳定结构,形成的单质一般为非金属单质,大部分表现氧化性。

③ 次外层电子数最多不超过 18。

【变式练习】

1. 下列各能层中不包含 d 能级的是 ()
A. M 能层 B. N 能层
C. L 能层 D. K 能层

要点二 能层与能级

在多电子原子中,同一能层的电子,能量也可能不同,因此可以把它们又分成能级,分别用 ns、np、nd、nf……表示(n 代表能层)。同一能层中不同能量的电子,其能量差别不是任意的,而是有着特定的差,这是能量量子化的表现。

任一能层的能级总是从 s 能级开始,而且能层内的能级数目是一定的,能级数等于该能层的序数,并不是任意的。

例 2 用“>”“<”表示下列各组能级的能量高低。

(1) 2s _____ 4s; (2) 2p _____ 4p; (3) 4s _____ 4d。

【思路点拨】 依据能级的能量高低规律解答。

【解析】 (1) 同一能层上能级的能量高低: $ns < np < nd < nf$ 。

(2) 不同能层相同能级的能量高低(如 s 能级): $1s < 2s < 3s < 4s$ 。

【答案】 (1) < (2) < (3) <

【变式练习】

2. 下列各组多电子原子的能级能量比较不正确的是 ()

- A. $2p = 3p$ B. $4s > 2s$
C. $4p > 4f$ D. $4d > 3d$

要点三 构造原理与核外电子排布式

构造原理图,即多电子原子的电子填充顺序图。按照各能层中不同能级的能量高低顺序依次填充电子,即可得到原子的电子排布式。

从构造原理图中可以看出能级的能量高低除了符合 $ns < np < nd < nf$ 和 $1s < 2s < 3s < 4s$ 等规律之外,还存在一些不同能层的能级的交错现象。例如, $E(3d) > E(4s)$ 、 $E(4d) > E(5s)$ 、 $E(5d) > E(6s)$ 、 $E(6d) > E(7s)$ 、 $E(4f) > E(5p)$ 、 $E(4f) > E(6s)$ 等。这就是钾的电子排布式为什么是 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ 的原因,

即钾的原子结构示意图为 $(+19) \begin{matrix} 2 \\ 8 \\ 8 \\ 1 \end{matrix}$, 而不是 $(+19) \begin{matrix} 2 \\ 8 \\ 9 \end{matrix}$ 。

例 3 根据构造原理写出下列原子或离子的核外电子排布式。

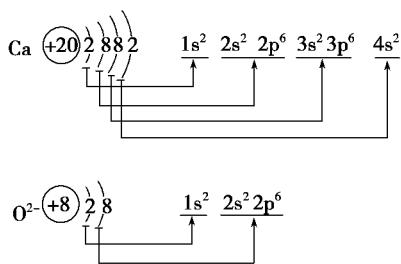
- (1) O _____; (2) Ca _____; (3) S^{2-} _____;
(4) Fe _____; (5) Al^{3+} _____。

思路点拨 原子的核外电子排布依据构造原理中能级能量高低顺序进行排布,对离子的电子排布可以先写出原子的电子排布式,再根据得失电子情况做调整。

解析 O 原子有 8 个电子,按 $1s, 2s, 2p$ 顺序填充电子: $1s^2 2s^2 2p^4$; Ca 原子有 20 个电子,由于 $4s < 3d$,出现能级交错,按 $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s$ 顺序填充为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; S 原子有 16 个电子,按 $1s, 2s, 2p, 3s, 3p$ 顺序填充为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, S^{2-} 为 S 原子得到 2 个电子后形成,故 $3p$ 能级上填充 6 个电子,即其核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Fe 原子有 26 个电子, $3d$ 与 $4s$ 能级产生交错,按 $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d$ 顺序填充为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, Al 原子有 13 个电子,按 $1s, 2s, 2p, 3s$ 顺序填充为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, Al 原子失去 3 个电子后变成 Al^{3+} ,故 Al^{3+} 的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6$ 。

- 答案** (1) $1s^2 2s^2 2p^4$ (2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
(3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
(5) $1s^2 2s^2 2p^6$

规律总结 刚接触此类题目直接书写电子排布式若有困难,可先写出原子的原子结构示意图,再据此写出电子排布式,如



【变式练习】

3. 下列各原子或离子的电子排布式错误的是 ()
A. $K^+ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
B. $F 1s^2 2s^2 2p^5$
C. $S^{2-} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
D. $Ar 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

例 4 根据要求完成填空:

(1) 写出具有下列电子排布的微粒的核电荷数、元素符号。

- ① A 原子 $1s^2 2s^2 2p^5$ _____、_____。
② $B^- 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ _____、_____。
③ C 原子 $[He] 2s^2 2p^3$ _____、_____。

(2) 外围电子排布为 $3d^5 4s^2$ 的原子,其原子结构示意图为 _____,其最高价为 _____。

思路点拨 了解构造原理及原子、离子中核电荷数与电子数之间的关系。

解析 (1) ① 对于原子,核电荷数=核外电子数,确定 A 元素为 F。

② 对于阴离子,核电荷数=核外电子数-电荷数= $18-1=17$,故 B^- 为 Cl^- 。

③ 将简化电子排布式还原为电子排布式,即 $1s^2 2s^2 2p^2$,判断 C 原子为 N。

(2) 由构造原理知该元素电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$,确定为 Mn 元素,最高化合价为 +7 价。

- 答案** (1) ① 9 F ② 17 Cl^- ③ 7 N

(2) $(+25) \begin{matrix} 2 \\ 8 \\ 13 \\ 2 \end{matrix}$ +7 价

【变式练习】

4. 根据要求,完成填空:

- (1) 原子序数为 15 的元素的原子核外电子排布式 _____。
(2) 钾的简化电子排布式 _____。
(3) 31 号元素的外围电子层排布式 _____。
(4) 原子结构示意图为 $(+16) \begin{matrix} 2 \\ 8 \\ 8 \end{matrix}$ 的微粒的核外电子

排布式 _____。

要点四 能级交错与原子最外层、次外层容纳电子数关系

1. 根据构造原理,当出现 d 能级时, $E_{nd} > E_{(n+1)s}$, 这样 $n \geq 3$, np 能级充满时(最多容纳 6 个电子),多余电子并不是填入 nd 能级,而是首先形成新电子层,填入 $(n+1)s$ 能级中,因此最外层电子数不可能超过 8。

2. 同理,若最外层是第 n 层,次外层就是第 $(n-1)$ 层。根据构造原理 $E_{(n-1)f} > E_{(n+1)s} > E_{np} > E_{(n-1)d}$, 在第 $(n+1)$ 层出现前,次外层只有 $(n-1)s$ 、 $(n-1)p$ 、 $(n-1)d$ 能级上有电子,最多可容纳 18 个电子。因此,次外层电子数不超过 18,如当原子最外层是第五层时,次外层就是第四层,由于 $E_{4f} > E_{6s} > E_{5p} > E_{4d}$, 在第六层出现前,次外层(第四层)只在 $4s$ 、 $4p$ 、 $4d$ 能级上有电子,最多可容纳 18 个电子。

3. 倒数第三层不超过 32;倒数第三层由 $(n-2)s$ 、 $(n-2)p$ 、 $(n-2)d$ 、 $(n-2)f$ 能级组成,电子数不大于 $2+6+10+14=32$ 。

例 5 核外电子排布中,能级会发生交错现象。以下表示的各能级能量大小关系,不符合客观事实的是

- ()
A. $3f > 3d > 3p > 3s$ B. $6s > 5p > 4d > 3d$
C. $5f > 4d > 3p > 2s$ D. $7d > 6d > 5d > 4d$

思路点拨 本题易错选 B、C 项,错选的原因主要是对能级的分布不理解,对能级交错现象不能从事实和根本上领会和掌握。

解析 核外不同能层的电子能量不相同,即使同一能层内的电子所具有的能量也不尽相同,甚至较低能层的

电子所具能量有时要比较高能层的电子能量还高——能级交错现象。在第三能层中没有 f 能级,故 A 项不符合客观事实。

【答案】 A

【变式练习】

5. 按能量由低到高的顺序排列,正确的一组是 ()

- A. 1s、2p、3d、4s B. 1s、2s、3s、2p
C. 2s、2p、3s、3p D. 4p、3d、4s、3p

要点五 原子核外电子排布

1. 泡利原理

每个轨道最多只能容纳 2 个电子,而且这两个电子的自旋方向必须相反。或者说,在同一个原子中,不可能有两个处于完全相同状态的电子。

2. 能量最低原理

原子核外电子的排布,在不违背泡利原理的前提下,应尽可能使原子体系的能量最低。核外电子排布时,总是尽可能排在能量低的轨道,这就决定了原子中的电子按原子轨道能级图中能级能量的高低顺序由低到高填充。

3. 洪特规则

当电子排布在同一能级的不同轨道时,总是优先单独占据一个轨道,而且自旋方向相同。

如 $3p^3$ 的轨道表示式为 $\uparrow \uparrow \uparrow$,不能表示为 $\uparrow \downarrow \uparrow$ 或 $\uparrow \downarrow \uparrow$ 。

4. 洪特规则的特例

当原子轨道为全空、半充满或全充满时,这些状态下总的电子云的分布是空间对称的,原子体系的能量低,原子的电子排布最稳定。

对基态原子的电子进行排布时,首先确定核外电子数目,再由构造原理从 1s 能级开始排布,每个轨道只能排布 2 个自旋方向相反的电子,当最后排布的能级中出现能量相同的轨道时,最后几个电子的排布要符合洪特规则,遇到 24 号、29 号等特殊情况的元素,要考虑半充满、全充满等因素,使整个原子体系的能量最低。

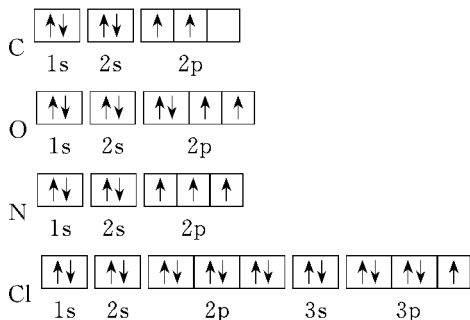
如 $_{24}\text{Cr}$,该原子核外共有 24 个电子,按构造原理,其轨道表示式应为 $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$
1s 2s 2p 3s 3p
 $\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$
3d 4s,但实际上铬原子的电子排布式为
 $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$
1s 2s 2p 3s 3p 3d
 \uparrow
4s,这是因为 $3d^5 4s^1$ 为两个半充满状态,从能量最低角度看 $3d^4 4s^2$ 对降低体系能量更有利。

【例 6】下列原子中未成对电子数最多的是 ()

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

【思路点拨】 分别画出四种原子的轨道表示式(综合应用能量最低原理、泡利原理、洪特规则)。

【解析】 各原子的轨道表示式为:



碳有 2 个未成对电子,氧有 2 个未成对电子,氮有 3 个未成对电子,氯有 1 个未成对电子。

【答案】 C

【规律总结】 1~36 号元素原子结构及核外电子排布的特殊性:

- ①原子核中无中子的原子: ^1_1H 。
- ②最外层有 1 个电子的元素:H、Li、Na、K、Cr、Cu;最外层有 2 个电子的元素:He、Be、Mg、Ca、(Sc、Ti、V、Mn、Fe、Co、Ni、Zn)。
- ③最外层电子数等于次外层电子数的元素:Be、Ar。
- ④最外层电子数是次外层电子数 2 倍的元素:C;
- ⑤最外层电子数是次外层电子数 3 倍的元素:O;
- ⑥最外层电子数是次外层电子数 4 倍的元素:Ne。
- ⑦电子层数与最外层电子数相等的元素:H、Be、Al。
- ⑧电子总数为最外层电子数 2 倍的元素:Be。
- ⑨次外层电子数是最外层电子数 2 倍的元素:Li、Si。
- ⑩内层总电子数是最外层电子数 2 倍的元素:Li、P。
- ⑪最外层只有 1 个未成对电子的元素:ⅠA 族(ns^1 :H、Li、Na、K),ⅢA 族($ns^2 np^1$:B、Al、Ga),ⅦA 族($ns^2 np^5$:F、Cl、Br)及 Cr($3d^5 4s^1$)、Cu($3d^{10} 4s^1$);最外层有 2 个未成对电子的元素:ⅣA 族($ns^2 np^2$:C、Si、Ge),ⅥA 族($ns^2 np^4$:N、P、As)。
- ⑫核外电子排布中,未成对电子数最多的元素是 Cr($3d^5 4s^1$),共有 6 个未成对电子。

【变式练习】

6. 在 11~17 号元素中,其基态原子中只有一个未成对电子的元素有 ()
- A. 5 种 B. 4 种
C. 3 种 D. 2 种

要点六 能层、能级、原子轨道数、可容纳电子数关系

能层	一	二	三	四	...	n
符号	K	L	M	N	...	
能级	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	...	
轨道数	1	1 3	1 3 5	1 3 5 7	...	
各轨道最多容纳电子数	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	...	
能层最多容纳电子数	2	8	18	32	...	$2n^2$

例 7 某元素 A 原子的 L 层要比 M 层少 6 个电子, 它有两种常见的阳离子 a 和 b (其中 a 的化合价大于 b 的化合价)。

(1) a 的 M 层比 N 层多 _____ 个电子; b 的 L 层比 M 层少 _____ 个电子。a 的稳定性 _____ b 的稳定性 (填“大于”或“小于”)。

(2) 写出 A 的电子排布式: _____。a 的最外层电子的轨道表示式为 _____。

【思路点拨】 依据第二能层已排满且容纳电子数为 8 并由构造原理推导。

【解析】 由于第一、二层电子排布不出现能级交错, 由题意知 A 元素的 L 层已填满, 共有 8 个电子, 可得 A 元素的 M 层上有 14 个电子, 则其第三层电子排布为 $3s^2 3p^6 3d^6$, 即可得 A 元素的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, 即 A 为铁元素, 其两种阳离子为 Fe^{3+} 和 Fe^{2+} , 阳离子 a 的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$, 阳离子 b 的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$, 再根据洪特规则, a 的 3d 轨道处于半充满状态, a 比 b 稳定。

【答案】 (1) 13 6 大于

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



【变式练习】

7. 下列各组粒子中, 各能层电子数均达到 $2n^2$ 的是 ()

- A. Ne、Ar B. F^- 、 Mg^{2+}
C. Al、 O^{2-} D. Cl^- 、Ar

课 堂 达 标

1. 下列说法错误的是 ()

- A. 氢是宇宙中最丰富的元素
B. 所有恒星, 包括太阳, 都在不断地合成元素
C. 思辨性推测就是科学假设
D. 不同的能层是根据电子的能量差异划分的

2. 三种元素的微粒 X^{m-} 、 Y^{n+} 、 Z^{p+} 具有相同的电子层结构, 已知 $n > p$, 则它们核内质子数 (依次用 A、B、C 表示) 的关系为 ()

- A. $A=B=C$ B. $B > C > A$
C. $A > C > B$ D. $C=B > A$

3. 下列各能层中不包含 p 能级的是 ()

- A. N B. M
C. L D. K

4. 某元素原子的 3d 能级上有 8 个电子, 它的 N 能层上电子数是 ()

- A. 0 B. 2
C. 5 D. 8

5. 能形成 XY_2 型共价化合物的元素 X、Y, 其原子外围电子排布式分别为 ()

- A. $1s^2$ 和 $3s^2 3p^5$ B. $3s^2$ 和 $3s^2 3p^5$
C. $2s^2 2p^2$ 和 $2s^2 2p^4$ D. $1s^1$ 和 $3s^2 3p^4$

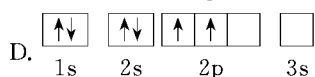
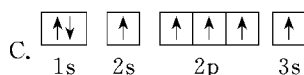
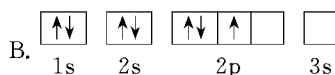
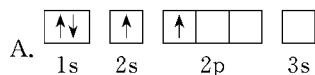
6. 39 号元素原子的电子排布式应是 ()

- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^3$
B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^5 5p^1$
C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5p^3$
D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^1 5s^2$

7. 下列叙述正确的是 ()

- A. 可能存在核外电子排布为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^1$ 的原子
B. 在氢原子的基态电子的概率分布图中, 小黑点的疏密程度表示电子在该区空间出现概率的多少
C. 当电子排布在同一能级的不同轨道时, 总是优先单独占据一个轨道, 而且自旋方向相反
D. 1 个原子轨道最多只能容纳 2 个电子, 且自旋方向相同

8. 下列轨道表示式所表示的原子中, 其能量处于最低状态的是 ()



9. 用“<”“>”表示出下列各能级能量的高低。

(1) $2s$ _____ $3p$; (2) $4s$ _____ $4d$; (3) $4p$ _____ $3s$;

(4) $1s$ _____ $6s$; (5) $5f$ _____ $2p$ 。

10. 第四能层包括的能级有① _____, 它们分别最多可容纳的电子数为② _____, 故该能层最多可容纳电子数是③ _____, 但当该层作最外层时, 最多可容纳电子数为④ _____。

11. 写出下列元素的外围电子排布式和轨道表示式。

F 原子的外围电子排布式: _____, 轨道表示式: _____;
S 原子的外围电子排布式: _____, 轨道表示式: _____;
Br 原子的外围电子排布式: _____, 轨道表示式: _____;
II A 族元素原子的外围电子排布式: _____, 轨道表示式: _____。

课 时 训 练

一、选择题 (本题包括 8 小题, 每小题 5 分, 共 40 分)

1. 含有 d 电子的原子, 其能层数至少是 ()

- A. 2 B. 3
C. 4 D. 5

2. 下列能级按能量由低到高排列正确的是 ()

- A. $3s$ $3p$ $3d$ $4s$ B. $4s$ $4p$ $3d$ $4d$
C. $4s$ $3d$ $4p$ $5s$ D. $1s$ $2s$ $3s$ $2p$

3. 电子在一个原子的下列能级的全空原子轨道中排布时, 最后排布的是 ()

- A. ns B. np
C. $(n-1)d$ D. $(n-2)f$

4. 下列叙述中, 正确的是 ()

- A. 在一个基态多电子原子中, 可以有两个运动状态完全相同的电子
B. 在一个基态多电子原子中, 不可能有两个能量完全相同的电子
C. 在一个基态多电子原子中, M 能层上的电子能量肯定比 L 能层上的电子能量高
D. 如果某一基态原子 3p 能级上仅有 2 个电子, 则它们的自旋方向必然相反

5. 下列各基态原子的核外电子排布式正确的是 ()
- A. 钠原子 $1s^2 2s^2 2p^7$
 B. 铜原子 $1s^2 s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$
 C. 铁原子 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$
 D. 氩原子 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
6. 在某元素的基态原子中, 其 d 轨道中电子排布成 $\begin{array}{|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$, 而不排布成 $\begin{array}{|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \downarrow & \uparrow & \downarrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$, 其最直接的根据是 ()
- A. 能量最低原理 B. 泡利原理
 C. 构造原理 D. 洪特规则
7. 基态磷原子的核外电子占有的轨道数是 ()
- A. 15 B. 7
 C. 8 D. 9
8. 下列关于能层与能级的说法中正确的是 ()
- A. 原子核外电子的每一个能层最多可容纳的电子数为 $2n^2$
 B. 任一能层的能级总是从 s 能级开始, 而且能级数少于该能层的能层序数
 C. 同是 s 能级, 在不同的能层中所能容纳的最多电子数是不相同的
 D. 一个基态原子中, 能层的数量一定小于能级的数量。

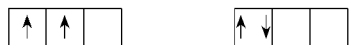
二、非选择题(本题包括 5 小题, 共 60 分)

9. (10 分) 下列原子的外围电子排布式(或外围轨道表示式)中, 哪一种状态的能量较低? 试说明理由。



- (1) 氮原子: $2s$ $2p$ $2s$ $2p$
- A. B.

- (2) 钠原子: $3s^1$ $3p^1$
- A. B.



- (3) 碳原子: $2p$ $2p$
- A. B.

10. (12 分) A、B、C、D、E 代表 5 种元素。请填写:
- (1) A 元素基态原子的最外层有 3 个未成对电子, 次外层有 2 个电子, 其元素符号为 _____。
- (2) B 元素的 -1 价离子和 C 元素的 +1 价离子的电子层结构都与氩相同, B 的元素符号为 _____, C 的元素符号为 _____。
- (3) D 元素的正三价离子的 3d 能级为半充满, D 的元素符号为 _____, 其基态原子的电子排布式为 _____。
- (4) E 元素基态原子的 M 层全充满, N 层没有成对电子, 只有一个未成对电子, E 的元素符号为 _____, 其基态原子的电子排布式为 _____。
11. (11 分) 有两种短周期元素 A、B, A 元素的原子最外层电子数为 a, 次外层电子数 b; B 元素的原子 M 层电子数为 (a-b), L 层为 (a+b)。
- (1) 推断元素名称和符号:
- A _____、_____;
 B _____、_____。

(2) 写出 A、B 元素基态原子的核外电子排布式:
 A _____; B _____。

12. (13 分) 有 A、B、C、D 四种元素, 其中 A 和 B 原子都有 1 个未成对电子, A^+ 比 B^- 少一个电子层。B 原子得一个电子填入 3p 轨道后, 3p 轨道已充满。C 原子的 p 轨道中有 3 个未成对电子, 其气态氢化物的水溶液的 pH 在同族氢化物中最大。D 的最高化合价和最低化合价的代数和为 4, 其最高价氧化物中含 D 40%, 且其核内质子数等于中子数。据此判断:

(1) A 是 _____, B 是 _____, C 是 _____, D 是 _____。(填元素名称)

(2) B^- 的电子排布式 _____, A^+ 的结构示意图 _____, D 原子的轨道表示式 _____。

(3) 在 A、B、D 三种元素的简单离子中, 半径最小的是 _____, 其离子还原性最强的是 _____。(填离子符号)

(4) 用电子式表示化合物 AB 的形成过程 _____。

13. (14 分) 已知 X、Y、Z、W 是四种短周期元素, 它们的原子序数依次增大, X 和 Y 能形成常见化合物 YX_4 , 一个 YX_4 分子中有 10 个电子, Z 单质在通常情况下为无色无味气体。W 原子的次外层只有一个能级, 最外层电子数占核外电子总数的 $\frac{3}{4}$ 。

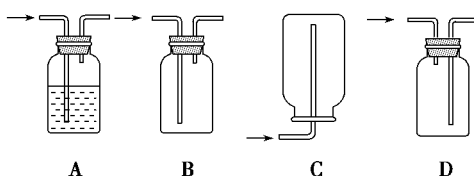
请完成下列问题:

(1) X 和 Z 单质在一定条件可生成化合物 E。

① 写出 E 和 YX_4 的电子式: _____、_____;

② 写出 W 元素原子的电子排布式 _____;

③ 实验室制 E 的化学方程式为 _____, 收集 E 可选用下图中的 _____。



(2) 由 X、Y、Z、W 四种元素可以形成多种常见化合物, 写出其中既能与盐酸反应, 又能与烧碱反应的盐是 _____。

(3) 将 9 g Y 单质在足量 W 单质中燃烧, 所得气体通入 1 L $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 的苛性钠溶液中, 完全反应后, 计算所得溶液中溶质的质量。

第二节 原子结构与元素的性质

第一课时 原子结构与元素周期表

自主梳理

一、元素周期系

1. 碱金属元素基态原子的核外电子排布

碱金属	原子序数	周期	基态原子的电子排布
锂	3	二	
钠	11	三	
钾	19		
铷	37	五	
铯	55	六	

2. 元素周期系的形成

(1) 周期系的形成

随着元素原子的核电荷数的递增,每到出现_____,就开始建立一个新的电子层,随后最外层上的电子逐渐增多,最后达到8个电子,出现_____;形成一个周期,循环往复形成周期系。

(2) 原因

_____的周期性变化。

二、元素周期表

1. 元素周期表的结构

2. 周期

(1) 定义: _____的元素按照_____排列成的一个横行。

(2) 同周期元素的排布规律

每周期— 元素 → _____族 → _____族
 最外层电子 → _____ → $ns^2 np^6$
 (第一周期从 $1s^1 \rightarrow 1s^2$)

3. 族

(1) 周期表中,有_____个纵列,除_____三个纵列叫第Ⅷ族外,其余15个纵列每一个纵列标作一族。

(2) 纵列与族的关系

纵列序数	1	2	3	4	5	6	7	8~10
族								
纵列序数	11	12	13	14	15	16	17	18
族								

【思考讨论】

最外层电子排布为 ns^1 或 ns^2 的元素是否一定为金属元素?

精析精练

要点 元素外围电子排布与元素在周期表中的位置

元素的外围电子,又称价电子,这是因为这些电子的数目会由于参与化学反应而发生变化。

如 Fe,其外围电子排布为 $3d^6 4s^2$,当在化学反应中 Fe 由 Fe 原子变成 Fe^{2+} 时,失去2个4s电子;当变成 Fe^{3+} 时,失去2个4s电子和一个3d电子。所以这些能参与化学反应的外围电子,统称为价电子。

若已知元素的外围电子排布,可直接判断该元素在周期表中的位置。如某元素的外围电子排布为 $4s^2 4p^4$,首先根据含有p能级确定元素位于p区,由外围电子位于第四能层,确定元素位于第四周期,由其价电子数为6,确定元素位于ⅥA族。如某元素外围电子排布为 $3d^3 4s^2$,首先根据d能级未充满,确定元素位于d区,由外围电子位于第四能层确定元素在第四周期,由外围电子总数为5,确定元素位于ⅤB族。

例1 指出下列元素是主族元素还是副族元素?位于周期表中第几周期?第几族?

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

【解析】 (1) 最后一个电子填充在p轨道,属于p区,族序数等于 $ns+np$,即 $2+5=7$,是第三周期ⅦA族。

(2) 同理, $2+2=4$,是第五周期ⅣA族。

(3) 最后一个电子填充在d能级,且小于10,属于d区,族序数等于 $(n-1)d+ns$,即 $3+2=5$,是第四周期ⅤB族。

(4) 最后一个电子填充在d能级,且d能级上电子数为10,属于ds区,族序数等于ns能级电子数,是第四周期ⅠB族。

(5) 最后一个电子填充在s能级,属于s区,族序数等于ns能级上的电子数,是第四周期ⅠA族。

【答案】 (1) 主族,第三周期ⅦA族

(2) 主族,第五周期ⅣA族

(3) 副族,第四周期ⅤB族

(4) 副族,第四周期ⅠB族

(5) 主族,第四周期ⅠA族

【变式练习】

1. 根据下列元素在周期表中的位置, 给出相应元素原子的外围电子排布式。

- (1) 第四周期 V B 族;
- (2) 第五周期 I B 族;
- (3) 第五周期 IV A 族;
- (4) 第六周期 II A 族;
- (5) 第四周期 VII A 族。

例 2 元素 X、Y、Z 在周期表中的相对位置如图

所示

		X
	Y	
Z		

。已知 Y 元素原子的外围电子排布为 $ns^{n-1}np^{n+1}$, 则下列说法不正确的是 ()

- A. Y 元素原子的外围电子排布为 $4s^2 4p^4$
- B. Y 元素在周期表的第三周期 VI A 族

C. X 元素所在周期中所含非金属元素最多

D. Z 元素原子的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$

【思路点拨】 先确定 Y 元素原子的价电子层结构, 再依据周期表推出 X、Z 元素并作答。

【解析】 因为 Y 元素原子的外围电子排布中出现了 np 能级, 故其 ns 能级已经排满且只能为 2 个电子, 则 $n-1=2, n=3$, 即 Y 元素原子的外围电子排布为 $3s^2 3p^4$, 故 A 项错误, B 项正确。Y 为 S 元素, X 为 F 元素, 第二周期所含非金属元素最多, 故 C 项正确。Z 为 As 元素, 核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 2s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$, D 项正确。

【答案】 A

【变式练习】

2. 若 A^{2+} 与 B^{n-} 的电子层结构相同, 且 2 个 A 原子与 3 个 B 原子的电子总数相等, 则下列说法正确的是 ()

- A. B 为 S 元素
- B. B 元素原子的外围电子排布为 $2s^2 2p^4$
- C. A 元素原子的核外电子排布式为 $[Ne]3s^2$
- D. A、B 都是元素周期表中 p 区的元素

第二课时 元素周期律

自主梳理

一、元素周期律和原子半径

1. 元素周期律

元素的性质随 _____ 的递增发生周期性递变的规律。

2. 原子半径

(1) 决定原子半径大小的因素

① 电子的能层数

电子的能层越多, 电子之间的负电排斥将使原子半径 _____。

② 核电荷数

核电荷数越大, 原子核对电子的引力也就 _____, 将使原子半径 _____。

(2) 原子半径的变化规律

原子的能层数和核电荷数的综合结果使各种原子的半径发生 _____ 递变。

① 同周期主族元素

从左到右, 电子能层数 _____, 但随核电荷数的逐渐增大核对电子的引力 _____, 从而使原子半径 _____。

② 同主族元素

从上到下, _____ 逐渐增多, 虽然核电荷数增大, 但电子能层数的影响成为主要因素, 所以从上到下原子半径 _____。

【思考讨论】

1. 是否电子的能层数多的元素的原子半径一定大于电子的能层数小的元素的原子半径?

二、电离能

1. 概念

_____ 原子失去一个电子转化为气态基态正离子所需要的 _____ 叫做第一电离能。

2. 元素第一电离能的意义

衡量元素的原子失去一个电子的难易程度。第一电离能数值 _____, 原子越容易失去一个电子。

3. 元素第一电离能的变化规律

(1) 同周期元素随着原子序数的递增, 元素的第一电离能呈现 _____ 的趋势。

(2) 同族元素从上到下第一电离能逐渐 _____。

【思考讨论】

2. $M(g) \xrightarrow{-2e^-} M^{2+}$ 所需的能量是否是其第一电离能的 2 倍?

三、电负性

1. 键合电子和电负性的含义

(1) 键合电子

元素相互化合时, 原子中用于形成 _____ 的电子。

(2) 电负性

用来描述不同元素的原子对 _____ 吸引力的大小。电负性越大的原子, 对 _____ 的吸引力 _____。

2. 标准

以氟的电负性为 _____ 和锂的电负性为 _____ 作为相对标准, 得出各元素的电负性。

3. 变化规律

(1) 同周期, 自左到右, 元素原子的电负性逐渐 _____。

(2) 同主族, 自上到下, 元素原子的电负性逐渐 _____。

4. 应用

判断金属性和非金属性强弱

(1) 金属的电负性一般_____，电负性越小，金属性_____；

(2) 非金属的电负性一般_____，电负性越大，非金属性_____；

(3) 位于非金属区边界的元素的电负性则在_____左右，它们既有_____，又有_____。

四、对角线规则

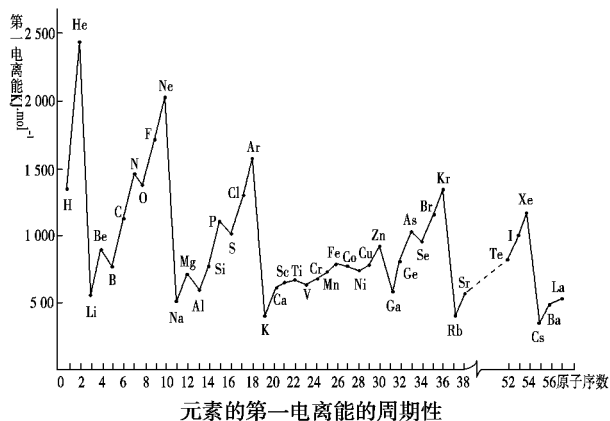
在元素周期表中，某些主族元素与_____的主族元素的电负性接近，性质相似，被称为“对角线规则”。

如：

Li	Be	B	
	Mg	Al	Si

精析精练

要点一 电离能及其应用



1. 观察上图可以看出，同周期主族元素从左到右，元素的第一电离能呈增大趋势，但ⅡA族的Be、Mg、Ca的第一电离能较同周期ⅢA族的B、Al、Ga的第一电离能要大；ⅤA族的N、P、As的第一电离能较同周期ⅥA族的O、S、Se的第一电离能要大。这是由于ⅡA族元素的最外层电子排布为 ns^2 ，为全充满较稳定状态，而ⅤA族元素的最外层电子排布为 np^3 ，为半充满状态，较ⅥA族的 np^4 状态稳定。

2. 电离能的应用

(1) 判断元素原子核外电子的分层排布，这是由于层与层之间电离能相差很大，电离能数值在层与层电子之间呈突跃性变化，而同层内电离能数值差别相对较小，如Na的第一到第七级电离能分别为(单位 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)：496、4 562、6 912、9 543、13 353、16 610、20 114。从中明显看出在第一、第二电离能之间有突跃，故可判断Na最外层只有1个电子。

(2) 判断金属原子在气态时失去电子的难易。

(3) 判断主族元素在元素周期表中的族序数、价电子数，进而确定其最高化合价。

例3 电离能是指由气态电中性基态原子失去一个电子转化为气态基态正离子所需的最低能量。从中性原子中移去第一个电子所需要的能量为第一电离能(I_1)，再移去第二个电子所需要的能量为第二电离能(I_2)，依次类推，

现有5种元素A、B、C、D、E，其中有三种金属元素，一种稀有气体元素，其 $I_1\sim I_3$ 分别如下表：

元素	I_1/eV	I_2/eV	I_3/eV
A	13.0	23.9	40.0
B	4.3	31.9	47.8
C	5.7	47.4	71.8
D	7.7	15.1	80.3
E	21.6	41.1	65.2

根据表中数据判断：

(1) 其中金属元素有_____；稀有气体元素是_____；最活泼的金属是_____，显+2价的金属是_____。

(2) 元素的各级电离能变化规律是_____。其原因为_____。

【思路点拨】 比较第一电离能的相对大小，找出每一种元素电离能数据中的突跃点。

【解析】 (1) 比较五种元素的第一电离能，得E元素的第一电离能异常的大，故应为惰性元素，在A、B、C、D中第一电离能较小的三种则为金属元素，其中最小的B肯定是最活泼的金属元素；而D元素的电离能数据突跃发生在第二与第三电离能之间，说明其原子失去前两个电子较易，故易显+2价。

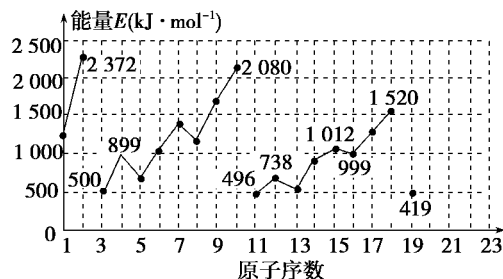
(2) 由表中数据可知，元素的电离能逐级增大，这是因为随着电子的逐个失去，阳离子所带的正电荷越来越多，再失去一个电子需要克服的电性引力也越来越大，消耗的能量越来越多。

【答案】 (1) BCD E B D

(2) 越来越大 随着失去电子数的增多，阳离子所带正电荷数增大，而半径减小，再失去电子需克服更大的电性引力

【变式练习】

3. 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)如图所示。试根据元素在周期表中的位置，分析图中曲线的变化特点，并回答下列问题。



(1) 同主族元素的 E 值的变化特点是_____。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，随原子序数的增大， 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_____ (填字母)

- A. $E(\text{砷}) > E(\text{硒})$ B. $E(\text{砷}) < E(\text{硒})$
C. $E(\text{溴}) > E(\text{硒})$ D. $E(\text{溴}) < E(\text{硒})$

(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_____。

要点二 元素的电负性及应用

1. 判断元素的金属性和非金属性的强弱

以电负性大小的相对标准划分,金属的电负性一般小于 1.8,非金属的电负性一般大于 1.8,电负性数值越大,元素的非金属性越强,金属性越弱;电负性数值越小,元素的非金属性越弱,金属性越强。电负性最大的为氟元素,电负性最小的为铯元素,而位于非金属三角区边界的“类金属”的电负性则在 1.8 左右,它们既有金属性,又有非金属性。

2. 判断化合物的类型

一般认为:如果两成键元素间的电负性差值大于 1.7,它们之间通常形成离子键,相应的化合物为离子化合物;如果两成键元素间的电负性差值小于 1.7,它们之间通常形成共价键,相应的化合物为共价化合物,如 H:2.1,Cl:3.0,3.0-2.1=0.9<1.7,故 HCl 为共价化合物。

3. 判断化合物中各元素化合价的正负

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

4. 元素“对角线”规则

Li	Be	B	
	Mg	Al	Si

在元素周期表中,某些主族元素与其右下方的主族元素(如右图)的有些性质是相似的(如硼和硅的含氧酸盐都能形成玻璃且互熔),被称为“对角线规则”。Li、Mg 的电负性分别为 1.0、1.2;Be、Al 的电负性分别为 1.5、1.5;B 和 Si 的电负性分别为 2.0、1.8。它们的电负性接近,说明它们对键合电子的吸引力相当。表现出它们的性质相似,如 Li、Mg 在空气中燃烧的产物分别为 Li₂O 和 MgO;Be(OH)₂、Al(OH)₃ 均属于难溶的两性氢氧化物;B 和 Si 的含氧酸都是弱酸等。

例 4 已知元素的电负性和元素的化合价等一样,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

已知:一般两成键元素间电负性差值大于 1.7 时,形成离子键,两成键元素间电负性差值小于 1.7 时,形成共价键。

(1)根据表中给出的数据,可推知元素的电负性具有的变化规律是_____。

(2)判断下列物质是离子化合物还是共价化合物?

Mg₃N₂ BeCl₂ AlCl₃ SiC

【思路点拨】 所给元素为第二周期和第三周期元素,可据元素原子序数的变化来分析电负性的变化。判断化合物类型,可从两元素电负性数值之差来考虑。

【解析】 元素的电负性是元素的重要性质,且随原子序数的递增呈周期性变化。据已知条件及表中数值:Mg₃N₂ 电负性差值为 1.8,大于 1.7,形成离子键,为离子化合物;BeCl₂、AlCl₃、SiC 电负性差值分别为 1.3、1.3、0.8,均小于 1.7,形成共价键,为共价化合物。

【答案】 (1)随着原子序数的递增,元素的电负性呈周期性变化 (2)Mg₃N₂ 为离子化合物;BeCl₂、AlCl₃、SiC 均为共价化合物

【特别提醒】 根据电负性差值判断化合物类型只是一般规律,并不是所有电负性差大于 1.7 的都形成离子化合物,如 H 电负性为 2.1,F 电负性为 4.0,电负性差为 1.9,而 HF 为共价化合物。

【变式练习】

4. (2009 年山东理综,改编)C 和 Si 元素在化学中占有极其重要的地位。写出 Si 的基态原子核外电子排布式_____。从电负性角度分析,C、Si 和 O 元素的非金属活泼性由强至弱的顺序为_____。

课堂达标

- 下列各组原子中,其相应单质的化学性质一定相似的是 ()
 - 核外电子排布式为 1s² 的 X 原子与核外电子排布式为 1s²2s² 的 Y 原子
 - 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
 - 2p 轨道上只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
 - 最外层都只有一个电子的 X、Y 原子
- 下列各组元素属于 p 区的是
 - 原子序数为 1、2、7 的元素
 - O、S、P
 - Fe、Ar、Cl
 - Na、Li、Mg
- 第 32 号元素在周期表中的位置是
 - 第四周期、s 区
 - 第四周期、p 区
 - 第五周期 IV A 族
 - 第四周期 IV A 族
- 下列微粒半径的比较中,正确的是
 - Na⁺ > Na
 - Cl⁻ > Cl
 - Ca²⁺ > Cl⁻
 - Mg > Na
- 下列说法中正确的是
 - 第一电离能是原子失去核外第一个电子需要的能量
 - 在元素周期表中,同周期元素原子的第一电离能从左到右逐渐增大
 - 可通过各级电离能的数值,判断元素可能的化合价
 - 第一电离能越大的原子,其相应元素的电负性一定越大
- 下列说法中正确的是
 - 主族元素的电负性越大,元素原子的第一电离能一定越大
 - 在元素周期表中,元素的电负性从左到右逐渐增大
 - 金属元素的电负性一定小于非金属元素电负性
 - 在形成化合物时,电负性越小的元素越容易显正价
- 某元素的各级电离能(kJ·mol⁻¹)分别为 740、1 500、7 700、10 500、13 600、18 000、21 700,当它与氯气反应时最可能形成的阳离子是
 - X⁺
 - X²⁺
 - X³⁺
 - X⁴⁺
- 某元素 M²⁺ 的 3d 轨道上有 5 个电子,则
 - M 原子的核外电子排布式为_____。
 - M 元素在元素周期表中的位置_____。

9. 在下列空格中, 填上适当的元素符号
- (1) 在第三周期中, 第一电离能最小的元素是 _____, 第一电离能最大的元素是 _____。
- (2) 在元素周期表中, 电负性最大的元素是 _____, 电负性最小的元素是 _____。
10. 已知几种元素原子的核外电子情况, 分别判断其元素符号、原子序数并指出其在周期表中的位置。

元素		元素符号	原子序数	区	周期	族
A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$					
B	$(+x) \begin{array}{c} 2 \\ 8 \\ 11 \\ 2 \end{array}$					
C	$4d^{10} 5s^2$					
D	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$					
E	$\begin{array}{c} \uparrow \uparrow \uparrow \\ \uparrow \downarrow \\ \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \\ \uparrow \downarrow \\ \uparrow \downarrow \end{array}$					

课时训练

- 一、选择题(本题包括 8 小题, 每小题 5 分, 共 40 分)
- 元素的性质呈现周期性变化的根本原因是 ()
 - 原子半径呈周期性变化
 - 元素的化合价呈周期性变化
 - 第一电离能呈周期性变化
 - 元素原子的核外电子排布呈周期性变化
 - 下列原子的最外层电子排布中, 电负性最小的是 ()
 - $3s^2$
 - $3s^2 3p^3$
 - $3s^2 3p^4$
 - $3s^2 3p^5$
 - 具有下列电子排布式的原子中, 半径最大的是 ()
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^3$
 - $1s^2 2s^2 2p^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 - 下列叙述中正确的是 ()
 - 同周期元素中, VIIA 族元素的原子半径最大
 - VA 族元素的原子, 其半径越大, 越容易得到电子
 - 室温时, 0 族元素的单质不一定是气体
 - 同一周期中, 碱金属元素的第一电离能最小
 - 第 114 号元素是化学家和物理学家很感兴趣的元素, 推测此元素在周期表中的位置为 ()
 - 第八周期 IIIA 族
 - 第六周期 VA 族
 - 第七周期 IVB 族
 - 第七周期 IVA 族
 - 下列说法不正确的是 ()
 - 第一电离能的周期性递变规律是电子排布周期性变化的结果
 - 通常元素的第一电离能要比第二电离能小
 - 电负性是相对的, 所以没有单位
 - 分析元素电负性数值可以看出, 金属元素的电负性较大, 非金属元素的电负性较小

7. 已知某元素 +3 价离子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$, 该元素在周期表中的位置是 ()
- 第三周期 VIII 族
 - 第三周期 VB 族
 - 第四周期 VIII 族
 - 第四周期 VIIB 族
8. 根据下表信息, 判断以下叙述正确的是 ()

部分短周期元素的原子半径及主要化合价					
元素代号	L	M	Q	R	T
原子半径/nm	0.160	0.143	0.112	0.104	0.066
主要化合价	+2	+3	+2	+6、-2	-2

- 氢化物的沸点为 $\text{H}_2\text{T} < \text{H}_2\text{R}$
 - 单质与稀盐酸反应的速率为 $\text{L} < \text{Q}$
 - M 与 T 形成的化合物具有两性
 - L^{2+} 与 R^{2-} 的核外电子数相等
- 二、非选择题(本题包括 5 小题, 共 60 分)
9. (10 分) 有 A、B、C、D、E 五种短周期元素, 它们的核外四个电子的电离能数据如下:

元素	I_1/eV	I_2/eV	I_3/eV	I_4/eV
A	5.1	47.3	71.7	98.9
B	5.7	18.8	28.4	119.9
C	9.3	18.2	153.9	217.7
D	7.6	15.0	80.1	190.3
E	5.9	75.6	122.4	无

- 由表中数据可知, 元素符号依次为 A _____, B _____, C _____, D _____, E _____。
10. (12 分) 下表列出了核电荷数在 21~25 的元素的最高正化合价, 回答下列问题:

元素名称	钪	钛	钒	铬	锰
元素符号	Sc	Ti	V	Cr	Mn
核电荷数	21	22	23	24	25
最高正化合价	+3	+4	+5	+6	+7

- (1) 写出下列元素原子的核外电子排布式:
- Sc _____;
- Ti _____;
- V _____;
- Mn _____。
- (2) 对比上述五种元素原子的核外电子排布与元素的最高正化合价, 你发现的规律是 _____, 出现这一现象的原因是 _____。
11. (14 分)(探究题, 2011 年山东青岛模拟) 现有部分短周期元素的性质或原子结构如下表:

元素编号	元素性质或原子结构
T	单质能与水剧烈反应, 所得溶液呈弱酸性
X	L 层 p 电子数比 s 电子数多 2 个
Y	第三周期元素的简单离子中半径最小
Z	L 层有三个未成对电子

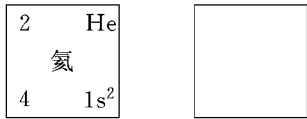
- (1) 写出元素 X 的离子结构示意图 _____。写出元素 Z 的气态氯化物的电子式 _____ (用元素符号表示)。
- (2) 写出 Y 元素最高价氧化物水化物的电离方程式 _____。

(3)元素 T 与氯元素相比,非金属性较强的是_____
(用元素符号表示),下列表述中能证明这一事实的是_____。

- a. 常温下氯气的颜色比 T 单质的颜色深
 - b. T 的单质通入氯化钠水溶液不能置换出氯气
 - c. 氯与 T 形成的化合物中氯元素呈正价态
- (4)探寻物质性质的差异性学习的重要方法之一。
T、X、Y、Z 四种元素的单质中化学性质明显不同于其他三种单质的是_____,理由_____。

12. (12分) (1)下表中的实线是元素周期表的部分边界,请在表中用实线补全元素周期表边界。

(2)元素甲是第三周期ⅣA族元素,请在下边方框中按氮元素的式样,写出元素甲的原子序数、元素符号、元素名称、相对原子质量和最外电子排布。



(3)元素乙的 3p 能级中只有 1 个电子,则乙原子半径与甲原子半径比较: _____ > _____, 甲、乙的最高价氧化物水化物的酸性强弱为 _____ > _____ (用化学式表示)。

(4)元素周期表体现了元素周期律,元素周期律的本质是原子核外电子排布的_____,请写出元素在元素周期表中的位置与元素原子结构的关系:_____。

13. (12分)不同元素的原子在分子内吸引电子的能力大小可用一定的数值 X 来表示。若 X 值越大,其原子吸引电子的能力越强,在分子中形成带负电荷的一方。

下面是某些短周期元素的 X 值:

符号	Li	Be	B	C	O	F	Na	Al	Si	P	S	Cl
X 值	0.98	1.57	2.04	2.55	3.44	3.98	0.93	1.61	1.90	2.19	2.55	3.16

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

(2)推测 X 值与原子半径的关系为_____;
短周期元素 X 值的变化特点,体现了元素性质的_____变化规律。

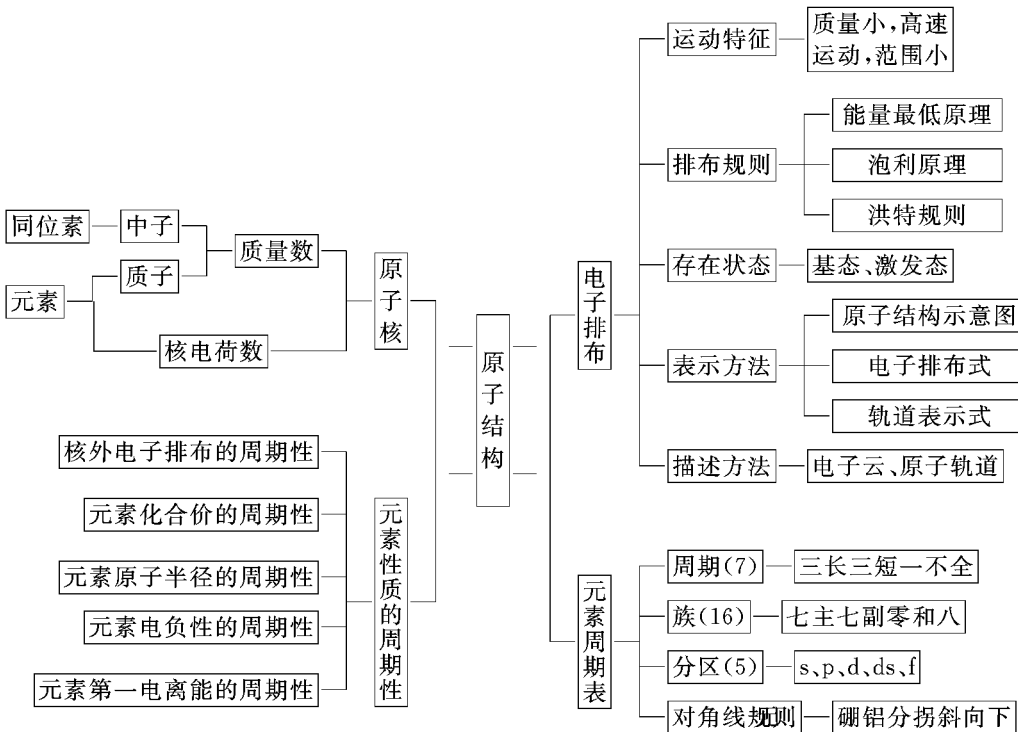
(3)某有机化合物的结构式为 C6H5-C(=O)-NH2, 其中 C-N 键中,你认为共用电子对偏向哪一方? _____ (写元素符号)。

(4)经验规律告诉我们,当成键的两原子的 X 差值即 $\Delta X > 1.7$ 时,一般为离子键;当 $X < 1.7$ 时,一般为共价键。试推断 AlBr₃ 中化学键的类型为_____。

(5)预测元素周期表中 X 值最小的元素是_____ (放射性元素除外)。

章末总结

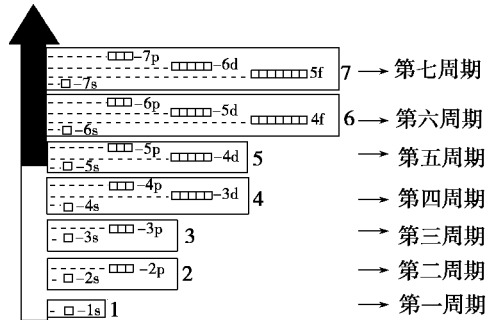
体系构建



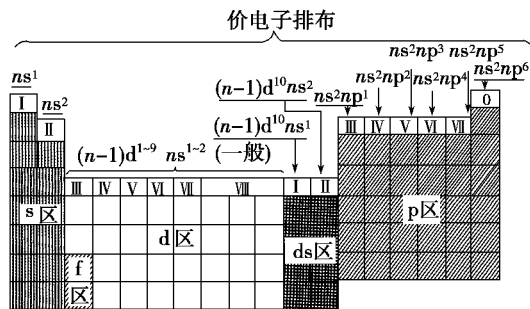
专题讲评

专题一 原子结构与元素周期表

1. 核外电子排布与周期的划分



2. 核外电子排布与族的划分



3. 核外电子排布与分区

- (1) s 区: I A、II A 族 — $ns^{1\sim 2}$
- p 区: III A ~ VII A 族、0 族 — $ns^2np^{1\sim 6}$ (He 除外)
- d 区: III B ~ VII B 族、VIII 族 — $(n-1)d^{1\sim 9}ns^2$ (一般)
- ds 区: I B、II B 族 — $(n-1)d^{10}ns^{1\sim 2}$
- f 区: 镧系、锕系 — $(n-2)f^{0\sim 14}(n-1)d^{0\sim 2}ns^2$ (不要掌握)

例 1 下表中的实线表示元素周期表的部分边界。

①~⑤ 分别表示在元素周期表中对应位置的元素。

①	②																
														③	④	⑤	

- (1) 请在上表中用实线补全元素周期表的边界。
 - (2) 元素 ⑤ 的原子核外 p 电子比 s 电子多 _____ 个。元素 ③ 的氢化物的电子式为 _____。
 - (3) 元素 ④ 一般在化合物中显 _____ 价, 但与 _____ 形成化合物时, 显示的价态为 _____ 价。
 - (4) 在元素 ① 的单质、元素 ② 的单质和元素 ① ② 形成的合金这三种物质中, 熔点最低的是 _____。
- A. 元素 ① 的单质
B. 元素 ② 的单质
C. 元素 ① ② 形成的合金
D. 无法判断

【思路点拨】 根据元素周期表的结构与原子的核外电子排布作答。

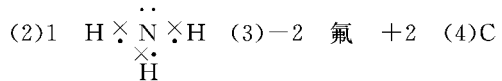
【解析】 (1) 据元素周期表的结构确定 ①~④ 元素分别是 Na、K、N、O。元素 ⑤ 为 F, 其电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^5$, 故核外 p 电子比 s 电子多 1 个; 元素 ③ 为 N, 其氢化物为 NH_3 。

(3) 元素 ④ 为氧, 一般在化合物中显 -2 价, 但与电负性最大的氟形成化合物(如 OF_2)时, 则显 +2 价。

(4) 合金的熔点一般比成分金属要低。

【答案】 (1)

												③	④	⑤		
①																
②																



【变式练习】

1. 已知 X、Y、Z 三种主族元素在周期表中的相对位置如图所示, 且 X 的原子序数为 a, 下列说法不正确的是 ()

		Y
	X	
Z		

- A. Y、Z 的原子序数之和可能为 $2a$
- B. Y 的原子序数可能是 $a-17$
- C. Z 的原子序数可能是 $a+31$
- D. X、Y、Z 可能都是短周期元素

专题二 电子排布与元素推断

对电子排布式的书写以及元素推断的考查是高考的热点和重点, 实际上是对能层、能级、构造原理、能量最低原理和元素周期表中元素位置和结构的考查。正确理解概念, 掌握多电子的核外电子排布规律是解此类题的关键。利用元素周期表的结构, 判断出元素在周期表中的位置或结构特点是解此类题常用的方法。

例 2 有 A、B、C、D 四种元素, 其原子序数依次增大, 且质子数均小于 18。A 元素原子的最外层只有 1 个电子, 该元素阳离子与 N^{3-} 核外电子排布相同; B 元素原子核外各轨道上均无成单电子; C 元素原子的价电子排布为 $ns^2 np^1$; D^- 的核外电子构型与 Ar 相同。

- (1) 写出 A、C、D 的元素符号: A _____, C _____, D _____。
- (2) 写出 B 元素原子的电子排布式 _____。D 元素原子的轨道排布式 _____。
- (3) A、B、C、D 第一电离能由小到大的顺序为 (填元素符号) _____, 电负性由小到大的顺序为 (填元素符号) _____。