

搜狐教育频道推荐用书

名师设计与导学

高中同步探究学程

高一化学(下)

北京天利考试信息网 编

西藏人民出版社

丛书主编	王在勇	王 峰						
编 委	王耀堂	时寅敦	王文清	宋立泽	宋福龙	曹大梅	常华锋	
本册主编	王文清							
副 主 编	邱树林	高 明	代延军					
作 者	段来华	左登良	郝恩波	陈英志	商金林	张卫星	陈洪春	
	张同树	吕 强	孙凡涛	赵永坤	贾尊军			
审 读	任金柱	郑振华	王希华	李海水	刘 静	刘梅柱	赵传俊	
	王文清							

名师设计与导学

——高中同步探究学程(高一)

作 者	本书编写组
责任编辑	李海平
封面设计	天利/谭仲秋
出 版	西藏人民出版社
社 址	拉萨市林廓北路 20 号
	邮政编码 850000
	北京发行部 100027 北京 4717 信箱
	电话 010-64680026、84483652
印 刷	天津市凯旭印务有限公司
经 销	全国新华书店
开 本	16 开(787×1092 毫米)
印 张	45.5
版 次	2004 年 12 月第 4 版第 1 次印刷
标准书号	ISBN 7-223-01416-4/G·590
定 价	56.00 元

版权所有 侵权必究

前 言

当前,普通高中教育教学改革正处于重要的转折时期。我们是在认真学习和研究现行教学大纲、新课程标准和《考试说明》的基础上,根据2004年新修订的各科教材,编写了这套《高中同步探究学程》(一年级版)丛书。

该丛书的编写遵循高考改革“3+X”模式和研究性学习思路,体现了课程改革理念。力求达到:有助于教师更好地理解、把握教材,更科学地组织教学;有助于学生更好地掌握学习方法,增强学习兴趣,提高学习效率,进一步提高学生运用知识分析和解决问题的能力。

《高中同步探究学程》(一年级版)丛书包括地理、语文、数学、英语、物理、化学、政治、历史8科,供高中一年级学生同步学习使用。

该丛书主要有以下三个方面的特点:一是“同步”。各学科按单元(章、节、课)进行编写,与教学同步。“典例剖析”结合典型题目给出详尽的分析解答,或侧重于思路,或侧重于方法,或侧重于技巧;“巩固发展”则提供了一定量的紧扣教材内容的题目,通过训练,可以起到巩固新知、发展能力的目的。“单元检测”侧重阶段性测试,可操作性强。二是“导学”。丛书的整体框架突出了对学生学习的指导,如“学习目标”给出了大纲和教材所要求的知识点,给学生以明确的要求;“重点难点透析”旨在帮助学生进一步理解教材的知识结构和重点、难点,指导学生更有针对性地学习;“学法导引”帮助学生掌握具体的学习方法,引导学生探求未知领域。三是“创新”。各学科在注重基础知识、基本技能和基本方法的同时,还强调引导学生从教材中走出

来,逐步向外扩展,引导学生自主学习、合作探究。如“拓展创新”注重设置情景问题,拓宽知识背景,引导学生自己“悟”道理,培养学生灵活运用知识的创新意识和能力。

该丛书的作者是具有丰富教学实践经验和较高教学理论水平的特级教师、高级教师及一线中青年骨干教师。他们既熟悉大纲和教材,又了解学生和高考,使该套丛书的编写贴近学生学和教师教的实际,具有较强的科学性、实用性和权威性。

由于时间仓促和作者水平所限,丛中难免会有不足和疏漏之处,恳请广大读者批评指正,以便在修订时更正。

二〇〇四年十月

目 录



第五章 物质结构 元素周期律

第一节 原子结构 (1)

第二节 元素周期律 (3)

第三节 元素周期表 (6)

第四节 化学键 (12)

单元检测题 (18)

第六章 氧族元素 环境保护

第一节 氧族元素 (22)

第二节 二氧化硫 (25)

第三节 硫酸 (30)

第四节 环境保护 (36)

单元检测题 (41)

第七章 碳族元素 无机非金属材料

第一节 碳族元素 (44)

第二节 硅和二氧化硅 (46)

第三节 新型无机非金属材料
..... (48)

单元检测题 (56)

综合训练一 (60)

综合训练二 (64)

期末测试(一) (68)

期末测试(二) (72)

参考答案 (75)



第五章

物质结构 元素周期律

第一节 原子结构



学习目标

1. 掌握构成原子的粒子间的关系;质量数的含义; A_ZX 的含义。
2. 掌握核外电子排布规律。
3. 了解原子核外电子的运动特征。

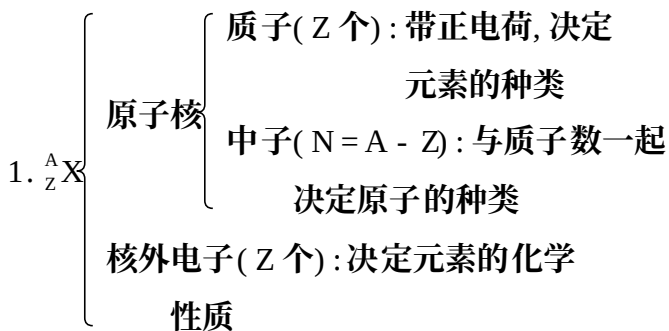


重难点透析

1. 正确理解质量数的含义。质量数(A) = 质子数(Z) + 中子数(N), 若知其中任两个值, 即可推算出另外一个数值。
2. 正确理解四角关系 ${}^AX_b^a$, A , Z , a , b 的含义各不相同。 Z 表示质子数、原子序数, A 表示质量数, a 表示离子所带的电荷数, b 表示构成一个分子所含的原子数。
3. 核外电子排布遵循“能量最低原理”。电子尽先排在离核较近能量较低的电子层里, 排满后才依次向外排。
4. 每层最多容纳的电子数为 $2n^2$ 个, 最外层不超过 8 个(K 为最外层时不超过 2 个), 次外层不超过 18 个, 倒数第三层不超过 32 个。



学法导引



2. 组成原子的各微粒间的关系:

①质量数(A) = 质子数(Z) + 中子数(N)

②质子数 = 核电荷数 = 原子序数 = 中性原子的核外电子数

3. 离子所带的电荷数 = 质子数 - 核外电子数



典例剖析

【例 1】 道尔顿的原子学说曾经起了很大的作用。他的学说中, 包含有下述三个论点: (1) 原子是不能再分的粒子; (2) 同种元素的原子的各种性质和质量都相同; (3) 原子是微小的实心球体。从现代的观点看, 你认为错误的是 ()

- A. 只有(1) B. 只有(2)
C. 只有(3) D. (1)(2)(3)

【分析】 现代科学实验表明: 原子通过化学方法是无法分割的, 但通过物理方法可知, 原子内部还有非常复杂的结构, 原子是可以再分的; 同种元素的原子质子数一定相同, 但中子数不一定相同, 那么质量就不一定相同; 原子是由比原子小得多的原子核和核外电子构成的, 相对而言, 原子内部仍有很大空间。

【答案】 D

【例 2】 α 射线是由 α 粒子组成的, α 粒子是一种没有核外电子的微粒, 它带有两个单位正电荷, 它的质量数等于 4, 由此可推断 α 粒子带有 _____ 个质子 _____ 个中子。

【分析】 根据“质子数 = 核电荷数, 中子数 = 质量数 - 质子数”可得, α 粒子带有两个质子, 2 个中子。本题起点高, 是同学们不了解的 α 粒子, 落点低, 考查的是原子结构中的粒子数量关系。

【答案】 2, 2

【例 3】 某元素原子的最外层电子数为次外层电子数的 3 倍。则该元素原子核内质子数为 ()

- A. 3 B. 7 C. 8 D. 10

【分析】 根据核外电子排布规律, 最外层电子数不超过 8 个(K 为最外层时不超过 2 个)。最外层电子数是次外层电子数的 3 倍, 可能为 3 也可能是 6。若是 3, 那么次外层电子数为 1, 不符合能量最低原理。故可推得最外层电子数为 6, 次外层电子数为 2, 又因为每层容纳电子数最多为 $2n^2$ 个, 故次外层就是第一层, 核外电子总数 = 核内质子数, 选 C

【答案】 C



巩固发展

1. 原计划实现全球卫星通讯需发射 77 颗卫星, 这与铱(Ir) 元素的原子核外电子数恰好相等, 因此称为“铱星计划”, 已知铱的一种原子的表示式为 $^{191}_{77}\text{Ir}$, 则其核内的中子数是 ()
A. 77 B. 114 C. 191 D. 268
2. $^{13}_6\text{C}$ —NMR(核磁共振) 可用于含碳化合物的结构分析。 $^{13}_6\text{C}$ 所表示的碳原子 ()
A. 核外有 13 个电子, 其中 6 个能参与成键
B. 核内有 6 个质子, 核外有 7 个电子
C. 质量数为 13, 原子核电荷数为 6, 核内有 7 个质子
D. 核内中子数为 7
3. 原子的 M 电子层和 L 电子层, 最多可容纳的电子数 ()
A. 前者大 B. 后者大
C. 相等 D. 不能确定
4. 下列各组微粒中, 核外电子总数相等的是 ()
A. K^+ 和 Na^+ B. CO_2 和 NO_2
C. CO 和 CO_2 D. N_2 和 CO
5. 与 OH^- 有相同质子数和电子数的微粒是 ()
A. Cl^- B. F^- C. NH_2^- D. NH_3
6. 正电子、反质子都属于反粒子, 它们跟普通电子、

质子的质量、电量均相等, 而电性相反。科学家设想在宇宙的某些区域可能存在完全由反粒子构成的物质——反物质。1998 年年初和年底, 欧洲和美国的科研机构先后宣布: 他们分别制造出 9 个和 7 个反氢原子, 这是人类探索反物质的一大进步, 你推测反氢原子是 ()

- A. 由一个带正电的质子和一个带负电的电子构成
B. 由一个带负电的质子和一个带正电的电子构成
C. 由一个不带电的中子和 1 个带负电荷的电子构成
D. 由一个带负电荷的质子和 1 个带负电荷的电子构成

7. 含有相同质子数和电子数的两种微粒之间的关系不正确的是 ()
A. 可能是不同的分子
B. 可能是不同的离子
C. 可能是一种分子和一种离子
D. 上述结论都正确
8. 有两种气体单质 A_x 和 B_y , 已知 2.4gA_x 和 2.1gB_y 含有相同的原子数, 而分子数之比为 2: 3, 又知 A 和 B 两种原子中质子数等于中子数, 且 A 原子中 L 层电子数是 K 层电子数的 3 倍, 试推断:
(1) A 和 B 各是何种元素?
(2) A_x 中的 x 值是多少?
9. $^{12}_6\text{C}$ 和某非金属元素 R 形成化合物 CR_x , 已知 CR_x 分子中各原子核外最外层电子数之和为 32, 核外电子总数为 74, 则 R 的符号为_____, x 值为_____, CR_x 的化学式是_____。



拓展创新

1. 同位素的发现。



同位素的发现是廿世纪的事情,在十九世纪人们已预言到了同位素的存在。1896 年德国科学家贝克勒发现了铀元素的放射性,许多科学家在研究放射性元素时发现了放射性不同的元素的化学性质却完全相同,为了解释这一现象,1910 年英国科学家索迪提出了同位素假说:存在有原子量和放射性不同,但物理、化学性质完全相同的化学元素的变种,这些变种应处在元素周期表中同一位置上,将其命名为同位素。1914 年英国化学家理查兹测定了不同来源的放射性矿中的铅的原子量,使同位素假说得到了证实。1912 年科学家证实了非放射性元素也有同位素。到 1978 年为止人们已经研究了地球上存在的各种同位素共 489 种,其中稳定同

位素 264 种,天然放射性同位素 225 种。另外还有人工放射性同位素 2000 多种。

【思考】 同位素的性质完全相同吗?

2. 在 1911 年前后,新西兰出生的物理学家卢瑟福把一束高速运动的 α 粒子(质量数为 4,带两个单位正电荷的粒子)射向一片极薄的金箔,他惊奇地发现,过去一直认为原子是“实心球”,而由这种“实心球”紧密排列而成的金箔,竟为大多数 α 粒子畅通无阻地通过,就象金箔不在那儿似的。但也有极少数 α 粒子发生偏转,或被笔直地弹回。根据以上实验现象可得出关于金箔中 Au 原子结构的一些结论,试写出其中的三点: ① _____, ② _____, ③ _____。

第二节 元素周期律



学习目标

1. 掌握元素周期律的概念、规律和实质。
2. 掌握元素性质(原子半径、化合价、元素的金属性和非金属性)的递变规律。
3. 了解元素的单质及主要化合物性质的变化规律。



重难点透析

1. 原子半径。
 - (1) 3—9 号, 11—17 号元素的原子随着原子序数的递增半径逐渐减小。原因是电子层数不变, 核电荷数越大, 对外层电子的引力越大, 电子运动空间越小, 半径越小。
 - (2) 同一族(碱金属、卤族)元素原子最外层电子数相同, 随着原子序数增大, 电子层数逐渐增多, 电子层数是影响半径的主要因素, 故半径逐渐增大。
2. 化合价。
 - (1) 随着原子序数的递增, 正化合价逐渐增大, 负化合价绝对值逐渐减小, 3—9 号, 11—17 号元素

的化合价呈周期性变化。

(2) 同一族(碱金属、卤族)最高正价和最低负价均相同。

3. 元素的金属性和非金属性。

(1) 3—9 号, 11—17 号元素, 随原子序数增大, 元素的金属性逐渐减弱, 非金属性逐渐增强。

(2) 同一族(碱金属、卤族)元素, 随着原子序数递增, 金属性逐渐增强, 非金属性逐渐减弱。

由此可得到结论: 电子层数相同时, 核电荷数越大, 对核外电子束缚能力越强, 半径越小, 越难失去电子; 最外层电子数相同时, 半径越大, 越易失去电子。

4. 判断元素金属性、非金属性强弱的方法。

- | | |
|------------|------------------------------|
| 金属性
强弱 | ①单质与水或非氧化性酸反应难易 |
| | ②单质的还原性(或离子的氧化性) |
| | ③ $M(OH)_m$ 的碱性 |
| | ④利用置换反应 |
| 非金属性
强弱 | ①与 H_2 反应生成气态氢化物难易及氢化物的稳定性 |
| | ②单质的氧化性(或离子还原性) |
| | ③ H_nRO_m 的酸性 |
| | ④利用置换反应 |

归纳上述规律的内在联系: 原子结构呈周期性变化, 造成原子半径、化合价、金属性、非金属性, 最高价氧化物对应水化物的酸碱性呈周期性变化。



学法导引

在学习中一定要抓住一条主线和两个规律, 即抓住原子结构这一主线, 明了因果关系; 抓住宏观上的规律, 包括元素的各项性质, 如与金属、非金属的反应, 与水、酸、碱的反应, 主要化合价, 氢化物、氧化物及对应水化物的性质等等; 抓住微观上的规律, 如元素的原子半径与最外层电子数变化规律。使宏观和微观相结合, 用于实际反应并能解释元素及其化合物的性质。

填写教材中的表格, 得出递变规律。注重实验, 加深对规律的记忆和理解。



典例剖析

【例 1】 下列性质递变正确的是 ()

- A. 原子半径: $C > Al > Na > K$
- B. 离子半径: $O^{2-} > F^- > Al^{3+} > Mg^{2+} > Na^+$
- C. 最高正价: $Na < Al < Si < Cl$
- D. 碱性: $NaOH > KOH > Mg(OH)_2 > Al(OH)_3$

【分析】 在 A 中, C 有两个电子层, Na、Al 有 3 层电子, K 有 4 层电子而 Na 最外层 1 个电子, Al 最外层有 3 个电子, 所以半径 $Na > Al$, 正确的顺序应为 $K > Na > Al > C$; 在 B 中, O^{2-} 、 F^- 、 Al^{3+} 、 Mg^{2+} 、 Na^+ 的核外电子层结构相同, 核电荷数越大, 对核外电子的引力越大, 半径越小, 故正确顺序应为 $O^{2-} > F^- > Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+}$; C 中最高正价与最外层电子数相同, 故 Na、Al、Si、Cl 的最高正价分别是 +1, +3, +4, +7, 故正确; D 中金属性越强, 金属对应碱的碱性越强, 金属性 $K > Na$, $Na > Mg > Al$, 故正确顺序应为 $KOH > NaOH > Mg(OH)_2 > Al(OH)_3$ 。

【答案】 C

【例 2】 A、B、C 三种元素的原子具有相同的电子层数, B 的原子序数比 A 大 2, C 的原子序数比 B 大 4, 1mol A 的单质跟酸反应, 能置换出 1g H_2 , 而

A 变为具有跟氖原子相同的电子层结构的离子。

(1) 可推知 A 是 _____, B 是 _____, C 是 _____ (写元素符号)。

(2) A、B、C 三种元素最高价氧化物的水化物化学式分别为 _____, _____, _____。

【分析】 审题应该抓住题目的关键。本题关键是 $1\text{mol A} \sim 1\text{g H}_2$, 说明 A 显 +1 价, 形成正一价阳离子。又离子电子层结构与氖原子相同, 故 A 为 Na, 由此可知 B 是 Al, C 是 Cl, 还应看清题目要求, 书写元素的名称还是书写元素符号。

【答案】 (1) Na Al Cl
(2) $NaOH$ $Al(OH)_3$ $HClO_4$



巩固发展

- 下列递变情况中不正确的是 ()
 - A. Na、Mg、Al 原子的最外层电子数依次增多
 - B. Si、P、S、Cl 元素的最高正价依次升高
 - C. C、N、O、F 的原子半径依次增大
 - D. Li、Na、K、Rb 的金属性依次增强
- 下列微粒半径的比较中, 正确的是 ()
 - A. $Na^+ > Na$ B. $Cl^- > Cl$
 - C. $Ca^{2+} > Cl^-$ D. $Cl^- > S^{2-}$
- 元素性质呈周期性变化的原因是 ()
 - A. 原子的相对原子质量逐渐增大
 - B. 元素的化合价呈周期性变化
 - C. 原子的原子半径呈周期性变化
 - D. 核外电子排布呈周期性变化
- 某元素原子 L 层电子数比 M 层电子数多 5 个, 该元素的最高正价是 ()
 - A. +3 B. +4 C. +5 D. +6
- 电子层数相同的三种元素 X、Y、Z, 已知最高价氧化物对应水化物的酸性 $HXO_4 > H_2YO_4 > H_3ZO_4$, 则下列判断错误的是 ()
 - A. 原子半径 $X > Y > Z$
 - B. 气态氢化物稳定性 $HX > H_2Y > ZH_3$
 - C. 非金属性 $X > Y > Z$
 - D. 和 H_2 反应按 X、Y、Z 顺序越来越难
- 下列化合物中阳离子半径与阴离子半径比值最小的



- 是 ()
- A. NaF B. MgI_2 C. BaI_2 D. KBr
7. X 元素的阳离子和 Y 元素的阴离子具有与氩原子相同的电子层结构, 下列叙述正确的是 ()
- A. X 的原子序数比 Y 的小
- B. X 原子的最外层电子数比 Y 大
- C. X 的原子半径比 Y 大
- D. X 元素的最高正价比 Y 的小
8. 在 11—18 号元素中, 除稀有气体外:
- (1) 原子半径最小的元素是_____。
- (2) 原子半径最大的元素是_____。
- (3) 非金属性最强的元素是_____。
- (4) 金属性最强的元素是_____。
- (5) 最高价氧化物对应水化物酸性最强的是_____, 碱性最强的是_____, 既能和酸反应又能和碱反应的是_____。
- (6) 氢化物最稳定的是_____, 最不稳定的是_____。
9. 已知 X^{n+} 、 $\text{Y}^{(n+1)+}$ 、 Z^{n-} 、 $\text{R}^{(n+1)-}$ 四种微粒具有相同的电子层结构, 则 X、Y、Z、R 的原子半径由大到小的顺序是 ()
- A. $\text{Z} > \text{R} > \text{X} > \text{Y}$ B. $\text{X} > \text{Y} > \text{R} > \text{Z}$
- C. $\text{R} > \text{Z} > \text{Y} > \text{X}$ D. $\text{X} > \text{Y} > \text{Z} > \text{R}$



拓展创新

19 世纪的化学巨匠——门捷列夫

19 世纪中叶, 世界上已经发现 60 多种元素。这些“元素”有的闪闪发光; 有的乌黑透亮; 有的点燃发出耀眼的光辉; 有的遇水猛烈爆炸……从表面上看彼此没有什么关联。然而门捷列夫对这些看来完全无关的元素, 进行了大量的研究工作, 按照元素原子量的大小依次排列, 找到了元素的物理和化学性质周期性变化的规律。定名为“化学元素周期律”。元素周期律的发现, 使他誉满全球, 赢得了 19 世纪世界上最伟大的化学家的称号。

门捷列夫 1834 年生于俄国的西伯利亚西部的一个小城镇——托波尔斯克, 他从小对事物有广泛的兴趣和惊人的探索精神。1849 年中学毕业后, 费尽周折才考取彼得堡师范学院的物理系。1855 年以优异的成

绩完成了学业, 次年获得“物理和化学硕士”学位。1859 年到德国海得尔堡深造, 受到德国的化学家罗伯特·本生和物理学家基尔霍夫的教导, 学到大量的化学和物理学知识。1865 年获得博士学位, 1867 年怀着报效祖国的意愿回到了彼得堡大学, 成为彼得堡大学最年轻的教授。在这里他一直工作到 1890 年辞职, 1907 年 1 月 20 日因心肌梗塞与世长辞。

门捷列夫从 1849 年中学毕业时, 开始收集元素资料。曾对拉瓦锡的第一张“元素表”, 德贝莱纳的“三素组”, 纽兰兹的“八音律”进行了深入的探讨和研究。1869 年, 他把发现的 63 种元素资料, 全部收集起来, 根据其名称、性质、原子量等一一制成卡片。为了探求它们之间的规律, 进行了无数次的排列组合, 曾一连几个昼夜工作。一天, 因过度疲劳, 他在办公桌前入睡, 梦中日思夜虑的元素周期表出现了, 醒后他立即记录下来。从此元素周期律的具体表现形式——元素周期表就诞生了。

门捷列夫之所以成功, 一方面是由于他善于积累和总结前人的经验, 有敏锐的分析能力和坚定的自信心; 另一方面他有献身科学的精神。最惊人的是, 他在给元素排队时, 对缺席元素留下了空位并作了明确的预言, 指导科学家在较短的时间内发现了较多的元素。例如他预言的类硼、类铝、类硅, 不久就被发现了, 分别为钪、镓、锗。他还根据元素在周期表中的位置, 改正了多种元素的原子量。此外, 门捷列夫提出了“溶液水化理论”, 发现了气体的临界温度。他不只精通化学, 而且对数学、物理、气象以及工业技术、社会科学和经济问题均有很深的造诣。他用自己创造的光辉业绩, 证实了“终身努力, 便成天才”的名言。

元素周期律的发现, 奠定了现代科学的基础。恩格斯说:“门捷列夫完成了科学上的一个勋业。”斯大林也给元素周期律以高度的评价, 他说:“门捷列夫的元素周期律清楚地表明, 由量变而发生到质变在自然发展史中有多么重大的意义。”

【思考】 1. “门捷列夫完成了科学上的一个勋业”, 他的成功给你哪些启发?

2. 门捷列夫提出的“元素性质随原子的递增呈周期性变化”, 与“元素性质随着原子序数的递增呈周期性变化”相比, 哪种说法更合理? 为什么?

第三节 元素周期表



学习目标

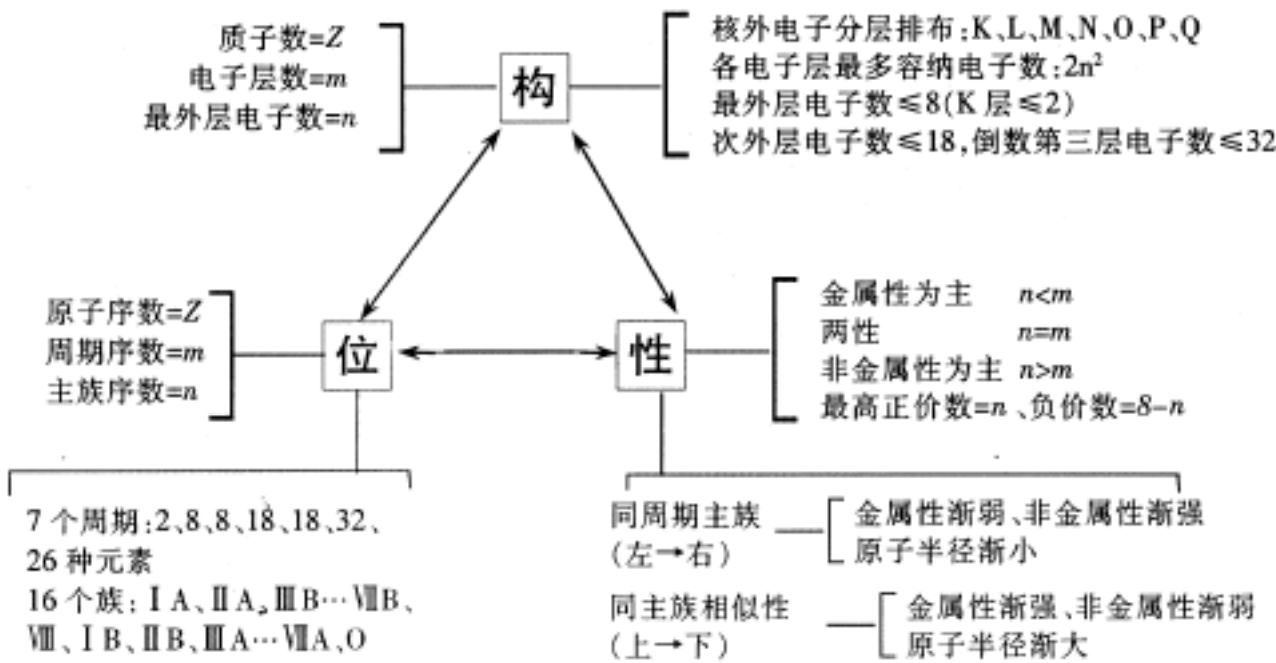
- 1. 了解元素周期表的结构、组成和编排原则。
- 2. 了解核素、同位素的概念。

- 3. 了解元素周期律和元素周期表的意义。
- 4. 掌握原子结构、元素性质和元素在周期表中的位置三者之间的关系。



重难点透析

- 1. 元素性质(性)与元素在周期表中的位置(位)、原子结构(构)的关系及有关规律。



- 2. 元素、核素、同位素比较。

	元 素	核 素	同 位 素
意义	原子核内质子数(或核电荷数、原子序数)相同的一类原子的总称。	具有一定数目的质子与一定数目中子的一种原子。	泛指质子数相同、质量数(质子数与中子数之和)不同的一组核素。
分析	同一种元素可以是游离态或化合态、可以是不同原子或离子、可以构成不同的单质。	核素有单一核元素(只有一种核素)与多种核元素。	是质子数相同而中子数不同,且在周期表中占相同位置的不同原子的互称。
表示法	如铁元素 Fe 氧元素 O	单核元素如 ²⁷ ₁₃ Al(27 表示质量数、13 表示质子数)	如氢同位素: ¹ ₁ H 氢 H ² ₁ H 重氢 D ³ ₁ H 超重氢 T



学法导引

1. 在认识了编排周期表原则的基础上, 归纳元素周期表中周期和族的结构特点和性质递变规律。如:

(1) 性质递变规律:

①同周期从左到右: a) 金属性减弱、非金属性增强 b) 元素最高价氧化物对应的水化物碱性减弱, 酸性增强 c) 非金属气态氢化物一般还原性减弱、稳定性增强。

②同主族元素的最高正价数相同, 最高价氧化物通式相同, 最高价氧化物对应水化物通式相同, 气态氢化物通式相同。从上到下: a) 金属性增强, 非金属性减弱 b) 最高价氧化物对应的水化物碱性增强, 酸性减弱 c) 非金属气态氢化物还原性增强, 稳定性减弱。

(2) 对角线规律: 有些元素在周期表中属不同周期, 又属不同主族, 但其单质与同类化合物的化学性质却很相似, 如 Li 和 Mg, B 和 Si 等。这一规律称为对角线规律。位置如图所示:



2. 认识几个关系。

(1) 金属性、金属活动性与还原性的关系:

①金属性: 指气态原子失去电子能力大小的性质。

②金属活动性: 指金属原子在水溶液中失去电子能力大小的性质, 用金属活动性顺序表判断强弱。金属活动性与金属性大致相同, 个别金属也有反常: Na 的金属性强于 Ca, 但 Ca 的金属活动性强于 Na, Cu 的金属性强于 Zn, 但 Zn 的金属活动性强于 Cu 等。其反常原因在于测定的方法不同, 金属活动性是在水溶液中测定的, 水参与了反应, 由于水合能的影响, 所以不全与金属性相吻合。金属性、金属活动性均表现为还原性。

③还原性: 指含有易失电子元素的物质的性质。具有还原性的物质: 一是金属单质 (Au、Pt 等少数金属例外) 和少数非金属单质 (H_2 、Si 等); 二是变价元素中的低价态化合物 (如 HCl、 H_2S 、 NH_3 、

$FeCl_2$ 等)。具有还原性的物质不一定具有金属性。

(2) 非金属性、非金属单质的活动性与氧化性的关系。

①非金属性: 指元素的原子得电子能力的大小, 它主要与原子结构有关。

②非金属单质的活动性: 指非金属单质在参加化学反应 (一般为得电子过程) 时, 断裂为单个原子并参与反应的难易程度。如 N_2 分子非常稳定, 是因为其“键能大、键长短、双原子间连叁键”。非金属性与非金属单质的活动性不是一码事, 如氮的非金属性较强 (氮原子易得电子), 但氮气的活动性较弱 (N_2 不易参加化学反应)。

③氧化性: 指含有易得电子元素的物质的性质。具有氧化性的物质: 一是某些非金属单质 (F_2 、 Cl_2 、 O_2 等); 二是变价元素中的高价态化合物 (如 $KMnO_4$ 、 $KClO_3$ 、HClO、 $FeCl_3$ 、 MnO_2 等); 三是能电离出 H^+ 和不活泼金属阳离子的化合物 (如可溶性的酸、 $CuSO_4$ 、 $AgNO_3$ 等)。具有氧化性的物质不一定具有非金属性。



典例剖析

【例 1】下列说法中错误的是 ()

A. 原子及其离子的核外电子层数等于该元素所在周期数

B. 元素周期表中从 III B 族到 II B 族 10 个纵行的元素都是金属元素

C. 除氦外的稀有气体原子的最外层电子数都是 8

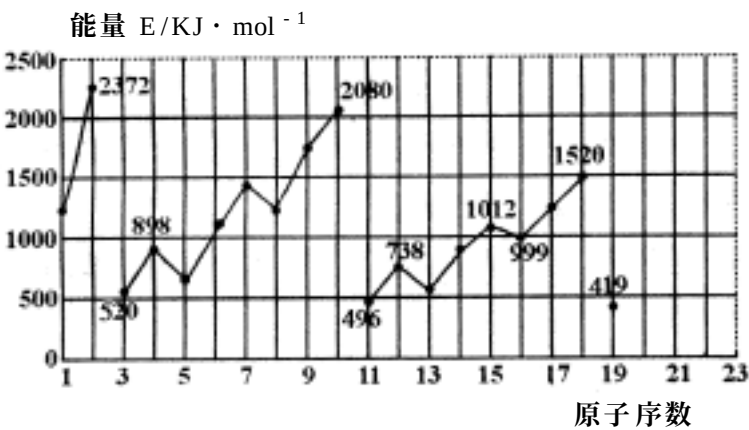
D. 同一元素的各种同位素的物理性质、化学性质均相同

【分析】A 中金属阳离子的核外电子层数不等于元素所在周期数, 如 Na^+ 有 2 个电子层, Na 元素在第三周期。D 中同位素物理性质有所不同, 且有些同位素有放射性, 而有些同位素没有放射性。

【答案】A、D

【例 2】不同元素的气态原子失去最外层一个电子所需要的能量 (设其为 E) 如下图所示。试根据元素在周期表中的位置, 分析图中曲线的变化特

点,并回答下列问题:



1 至 19 号元素气态原子失去最外层一个电子所需能量

(1) 同主族内不同元素的 E 值变化的特点是_____ , 这种变化特点体现了元素性质的_____变化规律。

(2) 同周期内, 随原子序数增大, E 值增大。但个别元素的 E 值出现反常现象。试预测下列关系式中正确的是_____ (填写编号)。

- ① $E(\text{砷}) > E(\text{硒})$ ② $E(\text{砷}) < E(\text{硒})$
③ $E(\text{溴}) > E(\text{硒})$ ④ $E(\text{溴}) < E(\text{硒})$

(3) 估计 1mol 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_____。

【分析】 (1) 第一组(左)曲线所对应的元素是第一周期的 ${}_1\text{H}$ 和 ${}_2\text{He}$, 第二组曲线所对应的元素是第二周期的 ${}_3\text{Li}$ — ${}_{10}\text{Ne}$, 第三组曲线所对应的元素是第三周期的 ${}_{11}\text{Na}$ — ${}_{18}\text{Ar}$, 最后的“一点”对应的是第四周期的 ${}_{19}\text{K}$ 元素。分析曲线诸“点”看出: $E(\text{Li}) > E(\text{Na}) > E(\text{K})$, $E(\text{Be}) > E(\text{Mg}) \cdots \cdots E(\text{Ne}) > E(\text{Ar})$, 即同主族元素, 随着原子序数的增大, 相应 E 值变小。纵观两组曲线的变化特点, 也充分体现了元素性质的周期性变化规律。

(2) 一般规律中寓有特殊性, 这是自然辨证法的要点之一, 分析两种曲线的两次“曲折”可以看出, 有 $E(\text{IIA}) > E(\text{IIIA})$ 和 $E(\text{VA}) > E(\text{VIA})$ 的特殊性。由此可知 $E({}_{23}\text{As}) > E({}_{34}\text{Se})$, 而 $E({}_{35}\text{Br}) > E({}_{34}\text{Se})$ 。

(3) 依据“三线一点”的 E 值变化规律, 显然有 $E(\text{K}) < E(\text{Ca}) < E(\text{Mg})$ 。

(4) 稀有气体稳定的电子层结构是其相应 E 值

较大的主要原因。

【答案】 (1) 随着原子序数增大, E 值变小周期性。

(2) ①③(3) 419 738 [填 $E(\text{钾})$, $E(\text{镁})$] (4) 10 号元素是氖, 该元素原子的最外层电子排布已达到 8 电子稳定结构。

【例 3】 A 、 B 为元素周期表中短周期元素, 二者能形成 AB_2 , 已知 A 的原子序数为 n , 则 B 的原子序数为 ()

- ① $n+1$ ② $n+2$ ③ $n+5$ ④ $n+10$ ⑤ $n+13$
⑥ $n-3$ ⑦ $n-6$ ⑧ $n-8$

- A. ①②⑤不可能 B. ④、⑥不可能
C. ⑤、⑥ 不可能 D. 都可能

【分析】 解法一 本题要将抽象信息处理成具体信息。

$\text{AB}_2 \xrightarrow{\text{处理}} \text{IIA 元素与 VIIA 元素或 IVA 元素与 VIA 元素所形成的化合物}$, 具体为 BeF_2 、 BeCl_2 、 MgF_2 、 MgCl_2 、 CO_2 、 CS_2 、 SiO_2 ; 还要注意特例 SO_2 、 NO_2 ; 再把具体物质的原子序数与选项逐个对照, 可得正确选项。

解法二 根据奇偶数规律确定。即原子序数为奇(或偶)数时, 则其在周期表中所处的主族序数及最高正价数必为奇(或偶)数。

由化合价可知 A 为偶数族(n 为偶数), B 为偶数族或奇数族, 则 B 的原子序数为偶数或奇数, 故均可能。

【答案】 D

【例 4】 下列元素中一定为主族元素的是()

- ①最高正价为 +6 价, 并且不能与氢形成气态氢化物
②最外层电子数为 1, 并且有 +1、+2 两种化合价
③除最外层外, 其余各电子层都达到了饱和
④最外层电子数是次外层电子数的 3 倍
⑤最外层电子数为 3 的一种元素
⑥能形成气态氢化物的一种元素
⑦最高价氧化物对应的水化物是酸的一种元素

- A. ①③⑤⑥⑦ B. ②④⑥⑦
C. ④⑤⑥ D. ①③④⑤⑥⑦



【分析】 VIB 族的元素的最高正价一般也为 +6 价, 且不能形成气态氢化物; 最外层电子数为 1, 但能形成 +2 价, 说明次外层也能失电子, 该元素只能为过渡元素; Zn、Cu 等元素次外层也达到了饱和状态; 锰元素也存在次外层也达到了饱和状态; 锰元素也存在最高价的酸 HMnO_4 。

【答案】 C



巩固发展

1. X 和 Y 均为短周期元素, 已知 ${}_a\text{X}^{n-}$ 比 ${}_b\text{Y}^{m+}$ 多两个电子层, 则下列说法正确的是 ()
 A. $b < 5$
 B. X 只能位于第三周期
 C. $a + n - b + m = 10$ 或 16
 D. Y 不可能位于第二周期
2. 下列叙述正确的是 ()
 A. 同周期元素的原子半径以 VIIA 族的为最大
 B. 在周期表中零族元素的单质全部是气体
 C. I A、II A 族元素的原子, 其半径越大越容易失去电子
 D. 所有主族元素的原子形成单原子离子时的最高价数都和它的族数相等
3. 同一主族的 X、Y、Z 三元素, 已知最高价氧化物对应水化物的酸性强弱是 $\text{H}_3\text{XO}_4 < \text{H}_3\text{YO}_4 < \text{H}_3\text{ZO}_4$, 下列推断正确的是 ()
 A. 元素的非金属性强弱: $\text{X} > \text{Y} > \text{Z}$
 B. 气态氢化物的稳定性: $\text{XH}_3 > \text{YH}_3 > \text{ZH}_3$
 C. 元素的原子序数: $\text{X} > \text{Y} > \text{Z}$
 D. 相对原子质量: $\text{X} > \text{Y} > \text{Z}$
4. 主族元素在周期表中的位置取决于该元素原子的 ()
 A. 相对原子质量和核外电子数
 B. 电子层数和最外层电子数
 C. 相对原子质量和最外层电子数
 D. 电子层数和次外层电子数
5. ${}^1\text{H}$ 、 ${}^2\text{H}$ 、 ${}^3\text{H}$ 、 H^+ 、 H^- 五种符号表示 ()
 A. 氢的五种同位素
 B. 不同状态的氢元素

- C. 五种氢原子
 D. 五种氢元素
6. 在周期表中金属和非金属的分界线附近能找到 ()
 A. 制农药的元素
 B. 制催化剂的元素
 C. 做半导体的元素
 D. 制耐高温合金材料的元素
7. 甲、乙两种非金属: ①甲比乙容易与 H_2 化合; ②甲原子能与乙的阴离子发生氧化还原反应; ③与某金属反应时, 甲原子得电子数目比乙的多; ④甲的最高价氧化物对应的水化物酸性比乙的最高价氧化物对应的水化物酸性强; ⑤甲的单质熔、沸点比乙的低。能说明甲比乙的非金属性强的是 ()
 A. 只有③
 B. 只有⑤
 C. ①②④
 D. ①②③④⑤
8. 两种元素原子的核外电子层数之比与最外层电子数之比相等, 则在周期表的前 10 号元素中, 满足上述关系的元素共有 ()
 A. 1 对
 B. 2 对
 C. 3 对
 D. 4 对
9. 按微粒的半径从小到大顺序排列的是 ()
 A. Cl、S、P
 B. N、O、F
 C. Al、Mg、Na
 D. K、Na、Li
10. 一般能决定元素化合价高低的是 ()
 A. 核内质子数
 B. 核外电子数
 C. 核外电子层数
 D. 最外层电子数
11. 气态氢化物按稳定性递增顺序的一组是 ()
 A. NH_3 、HF、 PH_3 、HCl
 B. SiH_4 、 PH_3 、HCl、HF
 C. SiH_4 、 PH_3 、 H_2O 、 H_2S
 D. CH_4 、 NH_3 、 PH_3 、HCl
12. 金属还原能力大小主要是由下列哪些因素决定的 ()
 A. 金属原子失去电子的多少
 B. 1mol 金属失去电子的多少
 C. 原子失去电子能力的大小
 D. 1mol 金属与水反应放出氢气的多少

13. 下列化合物中所有原子或离子都满足最外层 8 电子或 2 电子结构的是 ()
- A. 三氟化硼 B. 氢化钠 NaH
- C. 五氯化磷 PCl_5 D. 二氧化氮 NO_2
14. A 元素的阴离子、B 元素的阴离子和 C 元素的阳离子具有相同的电子层结构。已知 A 的原子序数大于 B 的原子序数。则 A、B、C 三种离子半径大小的顺序是 ()
- A. $A > B > C$ B. $B > A > C$
- C. $C > A > B$ D. $C > B > A$
15. 近年用红外激光技术研究液氢, 发现在液氢中有氢分子和质子形成的 H_3^+ , 其构型为等边三角形, 属于二电子三中心离子, 同时 H_3^+ 和氢分子可进一步形成 H_n^+ , 有关判断正确的是 ()
- A. H_3^+ 的电子式为 $\begin{matrix} \text{H} \\ | \\ [\text{H}:\text{H}]^+ \end{matrix}$
- B. H_3^+ 可进行反应, 在液态氢中形成 H_4^+ 、 H_6^+ 、 H_8^+
- C. H_3^+ 可在液态氢中形成 H_5^+ 、 H_7^+ 、 H_9^+
- D. H_3^+ 广泛存在于固态、液态和气态氢中
16. 在下列各元素中, 除一种元素外, 其余都可以按某种共性归属一类。请选出各组的例外元素, 并将该组其他元素的可能归属, 按所给六种类型的编号填放表内。
- 归属类型: ①主族元素; ②副族元素; ③同周期元素; ④同族元素; ⑤金属元素; ⑥非金属元素

元素组	例外元素	其他元素所属编号
(1) S、Na、Mg、N		
(2) P、Sb、Sn、N		
(3) Rb、Fe、K、Mg		

17. 填写下列空白:
- (1) 写出原子核外 L 电子层填充 6 个电子的两种常见同位素的化学符号_____。
- (2) 周期表的第 9 纵行属于_____族。
- (3) 1999 年是人造元素丰收年, 一年得到了第

- 114、116 和 118 号三种新元素。按已知的原子结构规律及元素周期表知识, 推断 118 号元素位于周期表的第_____周期, 第_____族。
- (4) 在 1—18 号元素中, 某元素气态氢化物为 H_nR , 其最高价氧化物水化物分子中含 m 个氧原子, 则其最高价氧化物水化物的化学式为_____。
- (5) 某元素 X 的核外电子数等于核内中子数, 将 3.2g 该元素单质与氧气充分作用, 可得到 6.4g 化合物 XO_2 , 该元素在元素周期表中第_____周期, 第_____主族。
18. 某元素最高价氧化物水化物的化学式 H_xRO_y , 气态氢化物的化学式为 H_zR 。已知 $1\text{molH}_x\text{RO}_y$ 比 $1\text{molH}_z\text{R}$ 的质量多 64g, 1molR 原子中核外电子总数比 $x\text{mol}$ 氢原子和 $y\text{mol}$ 氧原子核外电子总数少 16mol, 求 R 的原子序数并推出 R 的元素符号。



拓展创新

1. 元素的种数。
- 门捷列夫于 1869 年发表的元素周期表中, 共有 63 种元素。55 年后, 即到 1924 年, 发现了第 76 号 (指原子序数, 下同) 元素铼时, 已发现的元素达到 88 种, 其中原子序数最大的是第 92 号元素铀。于是, 一般认为元素一共就是 92 种, 只有 4 种元素可望发现。果然, 在随后的 21 年中陆续发现了 43 号元素锝(1937 年)、87 号元素钫(1939 年)、85 号



元素砹(1940 年)、61 号元素钷(1945 年)。这 4 种元素都是放射性元素。这样,元素周期表中 1—92 号元素已全部被发现了。

可是,另一方面,1940 年,在美国伯克利加州大学用中子轰铀—238 时,得到了 93 号元素镎,不久,于同年又制得了 94 号元素钚,元素周期表开始延长。科学家们再接再厉,到 1999 年为止,由人工方法制得了 95 号到 112 号以及 114 号、116 号、118 号等一系列新元素。

新发现的这些元素随着原子序数的增大,寿命越来越短,即越来越不稳定。如 95 号元素半衰期为 7370 年,99 号元素为 1.29 年,103 号元素为 3.6 小时,107 号元素为 102 毫秒,112 号元素的半衰期只有 280 微秒。据此趋势推测,即使今后还能人工合成新元素,但几乎在合成的同时它就消失了。

然而,近年来科学家对元素原子核的稳定性也有了新的看法,提出了“超重元素稳定岛”假说。它认为元素的稳定性随原子序数增大到一定的区间时,元素又会稳定起来,即可能存在着一批稳定的超重元素,尤其是 114 号、126 号、184 号等元素将特别稳定。诱人的目标吸引了许多科学家为之奋战。终于在 1999 年 1 月由俄美科学家联合宣布他们用⁴⁸Ca 离子轰击²⁴⁴Pu 合成了 114 号元素,寿命长达 30 秒以上,从而大大增强了存在“稳定岛”的信心。事隔三月,喜讯再次传来,美国劳伦斯·伯克利国家实验室(LBNL)领导人、核化学家 Kenneth. E. Gre-

gorich 宣布用⁸⁶Kr 离子轰击²⁰⁸Pb 靶,合成了 116 号和 118 号元素。据估算,若不存在“稳定岛”,116 号和 118 号元素的半衰期应为 10⁻¹⁵秒,而实验观察到的半衰期却为 10⁻⁴秒数量级。

“稳定岛”的存在似已不容置疑。LBNL 的科学家们还预言,若用⁸⁶Kr 离子轰击²⁰⁹Bi,则有可能获得 119 号元素,并且由于 119 号元素有可能会衰变成尚未发现的 117、115 和 113 号元素,所以有望一次就获得 4 种新元素。结果如何,人们一直拭目以待。一旦合成成功,不仅第 7 周期排满,周期表还将从 119 号元素开始营建第 8 周期。

【思考】 超重元素“稳定岛”的假说预言自然界中可能存在着原子序数为 114 号的稳定同位素



(1) 预测它在周期表中位于第_____周期、第_____族,属于_____(填“金属”或“非金属”)。

(2) 写出它的最高价氧化物、氢氧化物(含氧酸)的化学式,并推测后者的酸、碱性:_____。

(3) 它与氯能生成化合物_____,其中_____较为稳定。

2. 设想你去某外星球做了一次科学考察,采集了该星球上十种元素单质的样品,为了确定这些元素的相对位置以便系统地进行研究,你设计了一些实验并得到下列结果:

单质	A	B	C	D	E	F	G	H	I	J
熔点(℃)	- 150	550	160	210	- 50	370	450	300	260	250
与水反应		√				√	√	√		
与酸反应		√		√		√	√	√		√
与氧气反应		√	√	√		√	√	√	√	√
不发生化学反应	√				√					
相对于 A 元素的原子质量	1.0	8.0	15.6	17.1	23.8	31.8	20.0	29.6	3.9	18.0

按照元素性质的周期性递变规律, 试确定以上十种元素的相对位置, 并填入下表:

								A	
						B			
					H				

第四节 化学键



学习目标

- 1. 理解化学键、离子键、共价键的概念和形成。
- 2. 掌握用电子式表示原子、离子、原子团及离

子键和共价键形成的化合物。



重难点透析

- 1. 化学键各方面比较。

键型	概念	特点	形成条件	存在
离子键	阴、阳离子间通过静电作用所形成的化学键	阴、阳离子间的相互作用	活泼金属和活泼非金属通过得失电子形成离子键	离子化合物
共价键	原子间通过共用电子对所形成的相互作用	原子之间强烈的相互作用	非金属原子间形成共用电子对	非金属单质、部分非金属形成的化合物

2. 电子式的书写方法。

(1) 阴离子和复杂阳离子(如 NH_4^+ 、 CH_3^+) 要加括号, 并注明所带电荷数。如: $[\ddot{\text{O}} \text{H}]^-$
 $[\text{C} \text{H}]^+$ 等。

(2) 要注意化学键中原子直接相邻的事实。
如: MgBr_2 的电子式 $[\ddot{\text{Br}}]^- \text{Mg}^{2+} [\ddot{\text{Br}}]^-$, 不能写作 $\text{Mg}^{2+} [\ddot{\text{Br}}]_2^-$ 。

(3) 要注意书写单质、化合物的电子式与单质、化合物形成过程电子式的差别。如: CO_2 的电子式为 $\ddot{\text{O}} \text{C} \ddot{\text{O}}$, CO_2 形成过程的电子式:
 $\ddot{\text{O}} + \text{C} + \ddot{\text{O}} \longrightarrow \ddot{\text{O}} \text{C} \ddot{\text{O}}$ 。

(4) 要熟练掌握一些重要物质电子式的书写。

如: $\text{HClO} : \text{H} \ddot{\text{O}} \ddot{\text{Cl}}$; $\text{NaH} : \text{Na}^+ [\text{H}]^-$;
 $\text{Na}_2\text{O}_2 : \text{Na}^+ [\ddot{\text{O}} \ddot{\text{O}}]^{2-} \text{Na}^+$; $\text{HCl} : \text{H} \ddot{\text{Cl}}$; $\text{NH}_3 :$
 $\text{H} \ddot{\text{N}} \text{H}$; $\text{NH}_4\text{Cl} : [\text{H} \ddot{\text{N}} \text{H}]^+ [\ddot{\text{Cl}}]^-$



学法导引

归纳有关化学键的知识, 有助于对内容的理解。

- 1. 离子键: ①阴、阳离子间通过静电作用, 既包含电子与电子之间, 原子核与原子核之间的斥力作