

主编 徐宏杰

分册主编 董淑梅

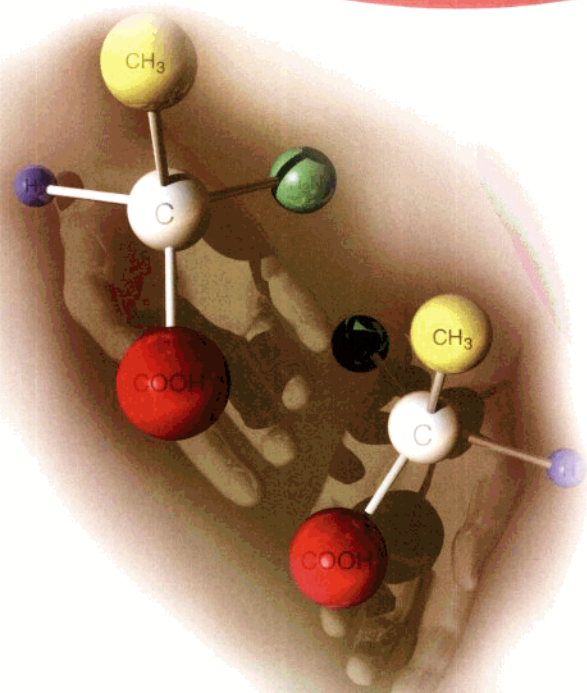
普通高中课程标准

实验探究报告册

高二分册

化学选修 **3**

物质结构与性质



华文出版社

普通高中课程标准

实验探究报告册

高二分册 化学 选修3

物质结构与性质

分册主编 董淑梅

华文出版社

图书在版编目(CIP)数据

普通高中课程标准实验探究报告册. 高二分册. 化学. 选修3.

物质结构与性质: 徐宏杰主编; 董淑梅分册主编.

北京: 华文出版社, 2008.2

ISBN 978-7-5075-2134-4/G · 386

I. 普… II. ①徐…②董… III. 化学课—高中—实验报
告 IV. G634.73

中国版本图书馆CIP数据核字(2007)第184217号

华文出版社出版

(邮编 100055 北京市宣武区广安门外大街305号8区2号楼)

网络实名名称: 华文出版社

电子信箱: hwcbs@263.net

电话: 010-58336270 58336202

新华书店经销

大厂回族自治县彩虹印刷有限公司印刷

开本: 787毫米×1092毫米 1/16 印张: 61.5 字数: 900千字

2008年2月第1版 2008年2月第1次印刷

定价: 67.40元

前 言

随着我国新一轮课程改革的实施,科学探究已作为科学课程的一个重要理念写入课程标准。物理、化学、生物学科是普通高中科学教育领域的重要组成部分,是科学探究的重要载体。它肩负着提高学生的科学素养、人文精神、创新意识和实践能力,促进学生的全面发展,培养符合时代需要的高素质人才的重任。

物理、化学、生物均是以实验为基础的学科,实验是教学活动的重要内容。普通高中课程标准在必修和选修模块中对实验都提出了明确要求。学生实验是探究并获取知识与应用知识过程中的一个有机组成部分。完成一个实验是对学生的能力、心理、意志品质的全面锻炼,在完成实验探究和解决问题的过程中取得的实践经验和亲身体会,包括克服困难、交流合作、预测实验结果、检验信息的科学性、反思和评估过程、总结和分析实验结论,有利于培养学生正确的物质观、宇宙观和崇尚科学、崇尚理性、崇尚实践、追求真理的辩证唯物主义世界观。

《实验探究报告册》丛书遵循新课程标准,以进一步提高学生科学素养和终身学习能力为宗旨,立足于课程内容和课程资源的创新。栏目版块设置贴近学生、贴近生活,不拘泥于必修课、选修课相关教材体系的约束,精选了富有典型性、时代性、趣味性的探究活动,有利于学生发现问题、提出问题和解决问题,并为师生留有一定的个性化开发、选择及创造的空间;凸显了学生学习方式的转变,把已有知识作为工具和手段,引导学生围绕知识资源进行实验探究、调查访问、查阅资料、交流讨论,让学生体验科学探索的曲折和艰辛,汲取前辈科学家的思维和研究方法,体验知识原创过程、感受知识生成的激动和欢欣,在真实的探究活动过程中,形成科学的价值观和实事求是的科学态度,掌握科学的研究方法,增强学生的合作精神、创新能力、实践能力和综合素质;着眼于 STS 教育的基础性、综合性、开放性、动态性、实践性以及与人文的融合特征,注重开发学生的多元智能,增强学生的社会责任感,达到学以致用目的。

《实验探究报告册》丛书与普通高中课程标准实验教科书配套使用。各学科的编写在纵向结构上力求做到与节(课)、章(单元)、学期、学年教学同步;在横向结构上根据不同学科内容的需要安排了实验目的、实验原理、实验步骤、材料用具、活动提示、实验结论、交流与分析、活动与探究、实验习题、兴趣资料、背景知识、学以致用、探究评价、巩固与提高等栏目版块。

科学探究活动对于教师和学生来说,是一件新事物;对于编者来说也不是一件轻松的事情,它是对必修和选修课模块内容深度、广度的一个延展过程。因此本套丛书呈现给大

家的只是打开科学探究活动的一扇门，希望广大教师根据学生的具体情况和教学需要做出适当的裁剪和补充。

本套丛书编者殚精竭虑，力求完美体现上述编写初衷，但由于编写时间仓促，资料短缺，不足之处，恳请广大师生、读者使用时提出批评、建议和意见，以便修订再版时改正。

本套丛书出版过程中，得到人民教育出版社、中国人民大学附属中学、北京市一零一中学和黑龙江省牡丹江市第一高级中学、第二高级中学等单位的专家、教师的指导和帮助，谨借本套丛书出版之际深表谢意。

编者

2008年1月

《实验探究报告册》编委会

总 主 编：徐宏杰

编 委：王 慧 姜 丽 黄淑丽 董淑梅

化学分册

主 编：董淑梅

编 者：董淑梅 徐宏杰 陈兆随 刘勇生 胡钊罡

张庆元 孙凤英 李东民

策 划：北京中育书情文化工作室

目 录

探究活动一	原子结构初探	(1)
探究活动二	原子结构与元素化学性质	(6)
探究活动三	极性分子和非极性分子的判定	(11)
探究活动四	相似相溶原理	(15)
探究活动五	P_4 、 P_4O_6 、 P_4O_{10} 的结构及性质	(20)
探究活动六	分子间作用力的检验	(24)
探究活动七	明矾晶体的制备	(28)
探究活动八	分子、晶体模型制作	(33)
探究活动九	金属活动性的比较	(38)
探究活动十	化学热袋的原理	(43)
参考答案		(47)

探究活动一 原子结构初探

【背景知识】

分子可以分割为原子。化学反应是分子可以再分的有力证据，例如将水电解可以分解为氢气和氧气，说明一种物质可以分解为两种物质。在化学变化中，原子只是发生了新的组合，而原子本身并没有变成其他原子。因此，可以说原子是物质进行化学反应的基本微粒。

原子有三个显著的特点：（1）原子的大部分质量集中于原子核内；（2）核的体积很小，约为整个原子体积的 10^{-13} 。因此，原子内原子核外有较大空间；（3）原子内原子核的密度非常大，约为金属铀的密度的 5×10^{12} 倍。

分子和原子都是构成物质的微粒，它们都在不断地运动着。但是这两种构成物质的微粒有着本质的区别：分子能独立存在，它保持原物质的化学性质，在化学反应中一种分子能变成另一种或几种分子；原子则一般不能独立存在，不一定保持原物质的化学性质，在化学反应中一种原子不会变成另外一种原子。分子和原子是构成物质的不同层次。

现代化学认为，不仅孤立的原子，而且由它衍生的，即由原子电离或激发所产生，都应认为是原子微粒。如能独立存在的原子（单原子），离子（如 K^+ ， S^{2-} ，特点是有正的或负的电荷，由原子失去或加合电子而形成），原子自由基（如 $H\cdot$ 、 $Cl\cdot$ ，在基态或激发态有未配对电子）等。

【探究活动】

原子结构初探

【活动目标】

知识目标：通过对原子核外电子排布的探究，理解和巩固并进一步认识原子核外电子的排布规律。

能力目标：培养学生对知识的应用能力和知识的迁移能力。

【探究内容】

原子的电子壳层结构

我们根据量子力学阐明了氢原子的结构，氢原子中电子的量子态用量子数 n, l, m_l 来

描述。在考虑到电子具有两种自旋态, 则一个电子的运动状态可由四个量子数 n, l, m_l, m_s 完全确定。

氢原子是最简单的原子, 其他原子中都包含多个电子, 每个电子不仅与原子核发生作用, 还与其他电子发生作用。我们可以近似地将其他电子对某个电子的排斥作用看作是对核电场存在一种平均的屏蔽作用, 因此这个电子的波函数与氢原子的电子波函数相同, 多电子原子内的某个电子的状态仍由四个量子数 n, l, m_l, m_s 来描述。不同的是, 原子中电子的能量与 n, l 均有关。主量子数 $n=1, 2, 3, \dots, n$ 大体上决定原子中电子能量; 副量子数 $l=0, 1, 2, \dots, (n-1)$, l 决定电子的轨道角动量, 并对能量稍有影响; 磁量子数可以决定轨道角动量在外磁场方向上的分量; 自旋量子数决定电子自旋角动量在外磁场方向上的分量。

原子中电子的分布原则

1925 年保里提出了保里不相容原理: 在同一个原子中, 不可能有两个或两个以上的电子具有完全相同的状态, 即原子中两个电子所处状态的四个量子数 (n, l, m_l, m_s) 不可能完全相同。此外, 原子中电子的分布还要遵循能量最低原理: 电子在原子轨道上排布, 要尽可能使电子能量最低。以及洪特规则: 在等价轨道上的电子排布, 全充满、半充满或全空状态, 具有较低的能量和较大的稳定性。(量子力学的理论也指出, 在等价轨道上的电子排布全充满和全空状态具有较低的能量和较大的稳定性。即全充满时 p 轨道有 6 个电子, d 轨道有 10 个电子, f 轨道有 14 个电子。)

原子的电子壳层结构

1916 年柯塞尔提出了多电子原子中的电子分布主壳层模型, 即主量子数相同的电子处于同一主壳层中。对应于 $n=1, 2, 3, 4, \dots$ 的主壳层分别用 K, L, M, N, $\dots$ 来表示。在同一主壳层中, 不同的轨道角量子数 l 又分成几个不同的分壳层, 常用 s, p, d, f, $\dots$ 表示 $l=0, 1, 2, 3, \dots$ 的各种转动态。

下面根据保里原理和能量最小原理计算每个主壳层中最多可容纳的电子数目。对于一个确定的 n, l 可取 $0, 1, 2, \dots, (n-1)$ 共 n 个值, 对于一个确定的 l 可以有 $(2l+1)$ 个不同的 m_l , 对每个 m_l , 又有两个 m_s 。根据保里原理, 可以算出原子中具有相同主量子数 n 的电子数目最多为

$$Z_n = \sum_{l=0}^{n-1} 2(2l+1) = 2n^2$$

当 $n=1, l=0$ 时, K 壳层上可能有 2 个电子, 这个组态用 $1s^2$ 表示, $1s^2$ 是光谱学符号。当 $n=2, l=0$ 时 (L 壳层, s 分壳层), 可能有两个电子, 组态以 $2s^2$ 表示; 当 $n=2, l=1$ 时 (L 壳层, p 分壳层), 可能有 6 个电子, 组态以 $2p^6$ 表示。

1869 年门捷列夫根据元素的物理性质和化学性质将它们组织到元素周期表中, 元素

周期表中一百多种元素排成 7 个周期，每个周期的元素个数依次为 2、8、8、18、18、32、32，同上表中每个主壳层可容纳的电子数并不完全吻合。这是因为能级不完全由主量子数 n 决定，也与角量子数 l 也有关。按照能量最小原理，电子按能级的高低从低到高占据原子中的各个能级。

下表列出了元素周期表中前 4 个周期原子内电子按壳层分布。

周期	原子序数和 元素名称	化学 符号	各电子壳层上的电子数			
			K 1s	L 2s 2p	M 3s 3p 3d	N 4s 4p 4d 4f
I	1 氢	H	1			
	2 氦	He	2			
II	3 锂	Li	2	1		
	4 铍	Be	2	2		
	5 硼	B		2 1		
	6 碳	C	2	2 2		
	7 氮	N	2	2 3		
	8 氧	O	2	2 4		
	9 氟	F	2	2 5		
	10 氖	Ne	2	2 6		
III	11 钠	Na	2	2 6	1	
	12 镁	Mg	2	2 6	2	
	13 铝	Al	2	2 6	2 1	
	14 硅	Si	2	2 6	2 2	
	15 磷	P	2	2 6	2 3	
	16 硫	S	2	2 6	2 4	
	17 氯	Cl	2	2 6	2 5	
	18 氩	Ar	2	2 6	2 6	
IV	19 钾	K	2	2 6	2 6	1
	20 钙	Ca				2
	21 钪	Sc	2	2 6	2 6 1	2
	22 钛	Ti			2	2
	23 钒	V			3	2
	24 铬	Cr			4	1
	25 锰	Mn			5	2
	26 铁	Fe			6	2
	27 钴	Co			7	2
	28 镍	Ni			8	2
	29 铜	Cu	2	2 6	2 6 10	1
	30 锌	Zn				2
	31 镓	Ga	2	2 6	2 6 10	2 1
	32 锗	Ge				2 2
	33 砷	As				2 3
	34 硒	Se				2 4
	35 溴	Br				2 5
	36 氪	Kr				2 6

【活动过程】

思考题：

1. 原子中电子的排布原则是什么？

2. 每个周期的元素个数依次为 2、8、8、18、18、32、32，表中每个主壳层可容纳的电子数并不完全吻合，这是什么原因？

【结果分析与交流】

根据所学知识尝试对 30 号以后的元素核外电子的排布进行探究并得出正确结论。

【误区拨迷】

为什么每周期元素的原子最外层电子数最多不超过 8 个，次外层电子数最多不超过 18 个，而不都是各个电子层电子最大容纳数 $2n^2$ ？

解析：很明显这是多电子原子中原子轨道能级交错的自然结果。每层填充的电子如要超过 8 个，除了填 s 、 p 外，还应填充 d 轨道。而主量子数 ≥ 3 时，才有 d 轨道。但是，在第 4 周期里，由于 $E_{4s} < E_{3d}$ ，电子要填充 $3d$ 时，根据能量最低原理，必须先填充 $4s$ 轨道。然而，电子一进入 $4s$ 轨道就增加了一个新的电子层， $3d$ 就变成了次外层。

同理，对于其他周期来说，因为 $E_m < E_{(n-1)d}$ ，电子数超过 8，需要填充 d 轨道。但是，根据能量最低原理，填 d 轨道前，必须先填充更外层的 s 轨道。而填充了更外层的 s 轨道，则增加了一个新的电子层， d 层就变成了次外层。因此，最外层电子数不超过 8 个。

与上述道理相似，次外层电子数要超过 18，必须填充 f 轨道。但是由于多电子原子中 $E_m < E_{(n-2)f}$ ，在填充次外层的 f 轨道前，必须先填充比次外层还多两层的 s 轨道。这

样,就又增加了一个新的电子层,原来的次外层变成了倒数第三层。因此,任何原子的次外电子层上最多不超过18个电子。

【巩固与提高】

1. 下列基态原子的电子构型中,正确的是 ()
A. $3d^9 4s^2$ B. $3d^4 4s^2$ C. $4d^{10} 5s^0$ D. $4d^8 5s^2$
2. 某元素为第四周期元素且易失去2个电子形成+2价阳离子,则电子层处于全充满状态,该元素为 ()
A. Cd B. Sc C. Cu D. Zn
3. 某元素的质量数为51,中子数为28,则基态该元素原子的未成对电子数为 ()
A. 0 B. 1 C. 2 D. 3
4. $4p$ 轨道填充一半的元素,其原子序数为 ()
A. 15 B. 33 C. 35 D. 51
5. 有待发现的第114号元素在周期表中应处于 ()
A. 第7周期ⅡA族 B. 第7周期ⅣB族
C. 第7周期ⅣA族 D. 不能推测

【知识拓展】

卢瑟福 α 粒子散射实验

(1) 实验装置:铅盒内放有少量放射性元素钋,向外发射具有一定能量的 α 粒子,一束 α 粒子射线射到金箔上。穿过金箔的 α 粒子打到荧光屏上产生一个亮点,用显微镜可以观察到,整个装置放在真空容器中。

(2) 实验现象:绝大部分 α 粒子穿过金箔后仍然沿原来方向前进;少数 α 粒子发生较大偏转,极少数 α 粒子偏转角大于 90° ,甚至有的 α 粒子原路返回。

(3) 分析实验现象:绝大部分 α 粒子不改变运动方向,说明穿过时没受到阻碍。少数 α 粒子有较大偏转。其原因是这部分 α 粒子受到斥力的作用,施力者不是电子,因电子质量太小,只能是有一个带正电的大质量的“物体”、极少数 α 粒子方向改变 180° ,只能是带正电 α 粒子与大质量“物体”正碰的结果。比较绝大多数、少数、极少数,可知一定有一个体积很小“物体”存在,且带正电,集中了几乎原子的全部质量,得到原子核式结构的结论。根据实验数据计算可知原子的直径约为 10^{-10} m,原子核直径约为 10^{-14} m。

探究活动二 原子结构与元素化学性质

【背景知识】

元素游离原子的某些性质与原子结构密切相关，如电离势、电子亲和势和电负性等，它们随着原子序数增大和电子构型的周期性变化，而呈现出明显的周期性。

电 离 势

气态的氢原子的 $1s$ 电子，若得到 13.6 eV 的能量，将从基态跃迁到高能级，成为自由电子；氢原子失去电子变成正一价的气态阳离子，氢原子的电离势就为 13.6 eV 。对于多电子原子，处于基态的气态原子生成 $+1$ 价气态阳离子所需要的能量，称为第一电离能，常用符号 I_1 表示。电离势应为正值，因为从原子中取走电子需要消耗能量。从 $+1$ 价阳离子再失去一个电子，成为 $+2$ 价阳离子时，所需要消耗的能量称为第 II 电离势。类推第 III 电离势为 I_3 各级电离势的大小顺序是： $I_1 < I_2 < I_3$ 逐渐增大，因为离子的电荷正值越来越大，离子半径越来越小，所以失去这些电子逐渐变难，需要能量越高。

元素原子的电离势越小，表示气态时原子越容易失去电子，即该元素在气态时的金属性越强。

电离势的数值大小主要取决于原子的有效核电荷、原子半径以及原子的电子构型。一般来说，同一周期的元素具有相同的电子层数，从左到右有效核电荷数增大，原子半径减小，核对外层电子的引力加大，因此，越靠右的元素，越不容易失去电子，电离势也就越大。同一族元素电子层数不同，电子层数对原子半径增大起主要作用，因此，半径越大，核对外层电子引力越小，越容易失去电子，电离势也就越小。电子构型是影响电离势的第三个因素，各周期中稀有气体元素的电离势最大，部分原因是由于稀有气体元素的原子具有稳定的 8 电子最外层构型。某些元素具有全充满和半充满的电子构型，稳定性也较高。如 Zn, Cd, Hg 比同周期相邻元素的电离势高。又如 N, P, As 等也比左右邻居的电离势高，也是因为它们具有半充满的轨道的缘故。

电子亲和势

当元素处于基态的气态原子获得一个电子成为负一价气态阴离子时所放出的能量，称为该元素的第 I 电子亲和势。活泼的非金属一般具有较高的电子亲和势。电子亲和势越大，该元素越容易获得电子。金属元素的电子亲和势都比较小，说明金属在通常情况下难于获得电子形成负价阴离子。最大的电子亲和势不是出现在每族的第二周期的元素，而常

常是第三周期以下的元素。这一反常现象可以这样解释：第二周期的非金属元素（如 F、O 等）因原子半径最小，电子密度最大，电子间排斥力很强，以致当加合一个电子形成负离子时，放出的能量减小。元素的第 II 电子亲和势，相当于一个电子附加到一个负离子上。因为负离子和电子间存在着静电斥力，所以这时需要消耗能量，而不是放出，因此，对于所有元素，第 II 电子亲和势，都是负值。

电 负 性

物质发生化学反应时，使原子的外层电子发生变化。原子对电子吸引力的不同，是造成元素化学性质有差别的本质原因。元素电负性的概念，就是用来表示元素相互化合时，原子对电子吸引能力大小的。在周期系中每一周期元素从左到右电负性都是随着原子序数增加而逐渐变大；对于某些主族元素，从下到上随着原子半径的减小而增大。这样一来，除了稀有气体，电负性最高的元素是元素周期表中右上角的氟，电负性最低的元素是周期表中左下角的铯。一般来说，金属元素的电负性在 2.0 以下，非金属元素的电负性在 2.0 以上。当别的条件都相同时，两个电负性相差很大的元素化合通常就形成离子键。例如，钠和氯的电负性相差大，所以，是一个离子化合物。电负性相差不大的两种非金属元素化合物，通常形成共价键；如果电负性差等于零或非常小，则所形成的共价键是非极性键。

【探究活动】

元素的电离势、电子亲和势和电负性与原子结构的关系

【活动目标】

知识目标：理解元素的电离势、电子亲和势和电负性的概念，以及元素的电离势、电子亲和势和电负性随原子电子构型的周期性变化，而呈现出明显的周期性变化。

能力目标：培养学生对知识的应用能力和知识的迁移能力。

【活动过程】

思考题：

什么是元素的电离势、电子亲和势和电负性？

【结果分析与交流】

1. 在学习中你总结出元素的电离势、电子亲和势和电负性与原子结构有什么样的关系?

2. 你认为学习了元素电离势、电子亲和势和电负性以后对你理解所学的一些单质和化合物性质有什么帮助?

【误区拨迷】

电离势、电子亲和势和电负性的含义是什么? 它们与元素周期律有什么样的联系?

答: 处于基态的气态原子生成+1价气态阳离子所需要的能量为第一电离势; 从+1价气态阳离子失去第二个电子, 成为+2价气态阳离子时所需要的能量为第二电离势。以下依次类推。

同一周期中的元素, 随着核电荷数的增加, 原子半径逐渐减小, 电离势逐渐增大, 稀有气体的电离势最大; 同一族中的元素, 随着核电荷数的增大, 原子半径增大, 电离势逐渐减小。

处于基态的气态原子获得一个电子成为-1价气态阴离子时, 所放出的能量为电子亲和势。根据现有的数据可以看出, 活泼的非金属一般具有较高的电子亲和势, 金属元素的原子的电子亲和势都较小。然而, 最大的电子亲和势不是出现在每族的第二周期的元素, 而是第三周期以下的元素。这是由于第二周期的非金属元素(如F、O等)的原子半径小, 电子密度大, 电子间的排斥力大, 以至于当结合一个电子形成负离子时, 放出的能量减小。

元素的原子在分子中吸引电子的能力称为电负性。同一周期中的元素从左到右, 电负性随着原子序数增加逐渐变大; 同族元素从上到下, 随着原子半径的增大而减小。电负性最高的是氟, 电负性最低的是铯。

根据钾、钙的电离势数据, 从电子层结构说明在化学反应过程中, 钾表现为+1价, 钙表现为+2价的原因?

	第一电离势/eV	第二电离势/eV	第三电离势/eV
K	4.34	31.626	45.72
Ca	6.11	11.87	51.21

由所给数据可见, 钾的第一电离势较低, 为 4.34 eV, 而其第二电离势突跃地升高, 为 31.626 eV, 表明钾易失去 1 个电子而表现为 +1 价。钙的第一、二电离势较低, 为 6.11 eV 和 11.87 eV, 而第三电离势突跃地升高, 为 51.21 eV, 因而钙易失去 2 个电子, 成为 [Ar] 的稳定结构, 所以钙在化学反应中表现为 +2 价。

【巩固与提高】

1. 下列各组元素的第一电离能按递增的顺序排列, 正确的是 ()

- A. $\text{Na} < \text{Mg} < \text{Al}$ B. $\text{B} < \text{C} < \text{N}$
C. $\text{Si} < \text{P} < \text{As}$ D. $\text{He} < \text{Ne} < \text{Ar}$

2. 第二电离能最大的元素具有的电子结构是 ()

- A. $1s^2$ B. $1s^2 2s^1$ C. $1s^2 2s^2$ D. $1s^2 2s^2 2p^1$

3. 元素基态原子的第三电离能最大的是 ()

- A. C B. B C. Be D. Li

4. 下列元素按电负性大小排列正确的是 ()

- A. $\text{F} > \text{N} > \text{O}$ B. $\text{O} > \text{Cl} > \text{F}$ C. $\text{As} > \text{P} > \text{H}$ D. $\text{Cl} > \text{S} > \text{As}$

5. 用元素符号填空:

- (1) 最活泼的气态金属元素是 _____;
(2) 最活泼的气态非金属元素是 _____;
(3) 最不易吸引电子的元素是 _____;
(4) 第四周期的第六个元素的电子构型是 _____;
(5) 第一电离势最大的元素是 _____;
(6) 第一电子亲和势最大的元素是 _____;
(7) 第 2、3、4 周期原子中 p 轨道半充满的元素是 _____;
(8) $3d$ 轨道半充满和全充满的元素分别是 _____ 和 _____;
(9) 电负性相差最大的元素是 _____。

【知识拓展】

元素周期表中族序数的新标法

自 1869 年门捷列夫元素周期表公布以后, 至今己有多种形式的元素周期表先后发表, 但以门氏的“短表”和维尔纳-普非菲尔的“长表”两种形式最为普遍。

国际理论和应用化学联合会 (IUPAC) 1970 年推荐的长表族序数的标法是从 I A—Ⅶ A, 然后是 I B—Ⅶ B, 欧洲的国家采用这种形式。而美国化学会 (CAS) 采用另一种形式, Sc—Zn 为 B 族, 铁族过渡元素为 Ⅷ 族, 主族元素皆标以 A 字样在使用中存在一定的混乱现象。我国教科书使用的元素周期表是采用美国化学会的标法。

1986 年 IUPAC 无机化学委员会正式将 18-族命名的周期表列入了《无机化学命名指导》书中,发行到世界各地征求意见。元素周期表 18-族序新标法,避免了不同国家使用不同序号的混乱现象,改变罗马数字为阿拉伯数字作为族序数编号,而且还使用了不同的记号以标识镧系和锕系元素。元素周期表 18-族序新标法的优缺点如何也有待于更广泛的使用和讨论。