



志鸿优化系列丛书

丛书主编 任志鸿



高中 优秀教案

本丛书经新课标专家审定

南方出版社



配新课标苏教版

【必修2】**化 学**



志鸿优化系列丛书

高中 优秀教案

丛书主编 任志鸿
本册主编 郁德贤 钱志东
副主编 俞萍萍 惠益花
编者 陆志宏 陈贝贝 惠 军
高风洁 葛存风

配新课标苏教版

【必修2】化 学

南方出版社

图书在版编目(CIP)数据

高中优秀教案. 化学. 2:必修:新课标苏教版/任志鸿主编. —2版. —海口:
南方出版社, 2005. 8(2008. 8 重印)

(志鸿优化系列丛书)

ISBN 978-7-80660-684-1

I. 高... II. 任... III. 化学课—教案(教育)—高中 IV. G633

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2005)第 101342 号

责任编辑:杨 凯

志鸿优化系列丛书

高中优秀教案·化学·必修:2

任志鸿 主编

南方出版社 出版

(海南省海口市和平大道 70 号)

邮编:570208 电话:0898—66160822

山东鸿杰印务集团有限公司印刷

山东世纪天鸿书业有限公司总发行

2008 年 8 月第 4 版 2008 年 8 月第 1 次印刷

开本:787×1092 1/16

印张:100.5 字数:2070 千字

定价:201.00 元(全套共 6 册)

(如有印装质量问题请与承印厂调换)



前言

EXCELLENT TEACHING PLANS

FOREWORD

高中新课程标准的教材如何教,新课程标准的课堂教学如何设计,这不仅是首批课改省区一线教师孜孜探究的课题,更是后续课改省区广大教师亟待解决的问题。

率先进入高中新课程改革实验区的教研机构和一线教师在课改实践中积累了丰富的教研和教学经验。为了能让这累累硕果与所有教育工作者分享,部分从事课程标准制定、研究的专家,从事教材编写、进行教材研究的学者,还有在教学一线埋头实践新课程理念的研究型教师走到了一起,把最能直接体现新课程标准教学研究成果的教案集结成书,精心打造了这套《优秀教案》丛书。

本套图书紧扣“提升学科素养,注重能力生成”的课标理念,以“好用+实用”作为编写落脚点,把专家的最新研究成果与一线教师的实践经验融为一体。“好用”主要体现在部分课时提供多个不同思路、不同风格的教学设计方案或者针对某个教学环节提供多种设计思路,便于教师选择、参考;“实用”主要体现在备课要素齐全,内容详实完备,资料丰富实用。

与现有的教案性质的教师用书相比,本套图书具有一些鲜明的特色。其一,每节课提供两种教学设计方案:一种详案,教师可直接拿来上课教学;一种简案,教师可借鉴上课,启发教学思维。两案供教师依据个人教学风格、教学水平灵活选用。部分科目还依托志鸿优化网提供了多媒体课的设计案例。向教师们提供更多的教学设计选择。其二,提供精选的备课资料和常用的网络教学资源,解决教师备课急需的参考资料缺乏的问题。备课资料紧密联系教材内容,均为精选的紧贴学生生活,充满时代气息,汇集生活现实、社会热点、科技前沿的资料信息;常用网络教学资源附在书末,网络资源中不乏直观形象的优秀课件、丰富的教学素材供教师备课时选用。

本丛书按照课时编写,遵循课堂教学规律,主要设置如下栏目:

单元分析 按单元(课)规划教学。系统概括单元(课)知识结构和特点,整体规划单元(课)教学思路、教学方法、教学目标和课时安排。从单元角度整体分析教材,安排教学。

用智慧和爱心铸造中国教辅第一品牌

整(总)体设计 对每课的教材作简要分析,提示本课的重点难点、三维目标、课时安排等,有助于教师短时间内了解教材要点,确立教学目标,把握重点难点,从宏观上高效指导授课全程。

教学过程 按课时编写,每一课时分“导入新课”“推进新课”“课堂小结”等几个环节。以问题情境为中心,以师生互动探究活动为主要信息传递方式,强调学生的主体地位,重视学生的个人体验,力求通过教学活动促进学生高效学习并养成自主学习习惯。

部分课时提供多个教学设计方案,或者针对某个教学环节提供多种设计思路供教师依据个人教学风格灵活选用。部分科目还依托志鸿优化网提供了多媒体课的设计案例。

板书设计 对每节课所授知识点、重难点、能力点的梳理和网络构建。内容设置条理化,呈现出设计的美感。板书设计还考虑了记忆规律和青少年学生的认知特点,有助于在教师的引导下形成网状知识结构。

教学反思 通过简练的语言对教学设计的优缺点进行点评,指出本课设计的亮点、优点及缺陷与不足,帮助教师从容选择。

活动与探究 紧密结合教学内容设计了活动探究课题,并提供简要的活动要求与建议,为教师指导学生拓展视野,提升能力提供方法引导。

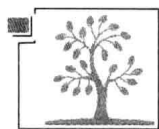
备课资料(资料选编) 联系教材内容,汇集生活现实、社会热点、科技前沿等与之相关的材料,并设计开放型问题供学生讨论,设置探究性课题供学生研究,或精编能力训练题供学生课外提升。

时代在发展,学生在变化,教学改革与研究在推进,《优秀教案》丛书要跟上这些变化需要不断的更新,需要广大教师的积极参与。丛书编委会诚挚的邀请更多的教师参与本套图书的更新,提供优秀的教学案例与同行们交流、分享,提出图书改进的意见和建议,使该书更实用更好用,共同为我们的基础教育事业贡献一份力量。

优秀教案丛书编委会

用智慧和爱心铸造中国教辅第一品牌

此为试读,需要完整PDF请访问: www.chinazhongwen.com



目录

CONTENTS

专题 1 微观结构与物质的多样性	1
第一单元 核外电子排布与周期律	3
第一课时 原子核外电子的排布	5
第二课时 元素周期律(一)	10
教学设计(一)	10
教学设计(二)	15
第三课时 元素周期律(二)	20
第四课时 元素周期表(一)	27
第五课时 元素周期表(二)	32
第二单元 微粒之间的相互作用力	38
第一课时 化学键、离子键	39
第二课时 共价键、共价化合物	45
第三课时 化学键、分子间作用力	52
第三单元 从微观结构看物质的多样性	58
第一课时 同素异形现象、同分异构现象	59
第二课时 不同类型的晶体	66
专题 1 复习课	74
专题 2 化学反应与能量转化	81
第一单元 化学反应速率与反应限度	82
第一课时 化学反应速率	83
教学设计(一)	83
教学设计(二)	87
第二课时 化学反应速率与可逆反应	92
第三课时 化学反应的限度	98
第二单元 化学反应中的热量	103
第一课时 化学反应中的热量变化(一)	104
第二课时 化学反应中的热量变化(二)	110
第三课时 燃料燃烧释放的热量	
第三单元 化学能与电能的转化	119

第一课时 化学能转化为电能	120
教学设计(一)	120
教学设计(二)	125
第二课时 化学电源	129
第三课时 电能转化为化学能	134
第四单元 太阳能、生物质能和氢能的利用	140
第一课时 太阳能的利用	141
第二课时 生物质能的利用 氢能的开发与利用	147
专题 2 复习课	153
专题 3 有机化合物的获得与应用	162
第一单元 化石燃料与有机化合物	163
第一课时 天然气的利用 甲烷	164
第二课时 石油炼制	171
第三课时 乙 烯	177
第四课时 煤的综合利用 苯	184
第二单元 食品中的有机化合物	190
第一课时 乙 醇	191
第二课时 乙酸 酯	197
教学设计(一)	197
教学设计(二)	202
第三课时 油 脂	208
第四课时 糖 类	214
第五课时 蛋白质和氨基酸	219
教学设计(一)	219
教学设计(二)	223
第三单元 人工合成有机化合物	225
第一课时 简单有机物的合成	226
第二课时 有机高分子的合成	233
专题 3 复习课	241
专题 4 化学科学与人类文明	247
第一单元 化学是认识和创造物质的科学	248
第二单元 化学是社会可持续发展的基础	254

专题 1 微观结构与物质的多样性

本专题设计

教材内容概述：专题一《微观结构与物质的多样性》与《化学 1》的内容相衔接，着力引导学生从结构的角度去认识和把握物质的性质，进而逐步展现化学学科中“结构—性质—用途”的主线，是《化学 1》相关内容的深化和拓展，同时也是为后续课程如《物质结构与性质》《有机化学基础》模块的学习打下基础。

本专题在《化学 1》元素化合物知识的基础上进入到物质的微观世界，从原子、离子、分子的层次探究物质性质、性质变化的规律及其本质原因，帮助学生初步建立物质的微粒观。使学生建立基本的化学概念与理论原理的基础，认识元素及其化合物的性质决定于它的结构，增强学生对化学学习中对比、分析、综合、归纳与演绎等思维方法的运用，培养学生对化学模型及化学用语在化学学习中的使用能力，使学生认识到化学理论对化学实践的指导意义，同时感受到化学世界中体现的对立与统一、量变到质变等辩证唯物主义思想。通过了解科学家对化学科学发展所作的贡献，感悟科学发现及发展的艰辛，激发学生研究化学科学的热情。

第一单元《核外电子排布与周期律》中，教材引导学生学习元素的原子结构，认识元素性质与原子结构的关系。首先通过原子的核外电子排布，考查分析 1~18 号元素原子结构（如核外电子排布特别是最外层电子数、电子层数和原子半径）的特点，认识到随着核电荷数的递增，元素原子核外电子排布的周期性变化。接着通过性质实验探究及相关信息的分析，依据判断元素金属性、非金属性强弱的经验规则，考查元素性质的周期性变化，以此理解元素周期律。最后，学生通过阅读、分析，认识元素周期表的结构，在了解周期表结构的基础上，结合《化学 1》中所学的元素化合物的知识，分析表中同周期（同一横行）、同主族（同一纵列）元素性质的变化规律，概要地认识元素周期表中元素位置、原子结构和元素性质三者之间的关系，最终了解到学习元素周期律、元素周期表的意义。

第二单元《微粒之间的相互作用力》则是引导学生深入单质、化合物的微观世界，研究物质中微粒间的相互作用。教材重点通过分析微粒如离子（离子化合物的组成微粒）、原子（共价化合物的组成微粒）间的相互作用，学习离子键、共价键，了解共价分子中原子的相互连接方式，即共价分子的结构，并能够利用电子式正确表达部分离子化合物、共价分子的微观结构，对共价分子还能够用结构式表示其微观结构。最后简单了解分子之间的相互作用。

第三单元《从微观结构看物质的多样性》在前两个单元学习的基础上，从微观角度分析了同素异形现象、同分异构现象，了解一些有机物中的同分异构体，从而了解有机化合物中碳的成键特点，为后续的有机化合物的获取和应用铺垫基础。帮助学生了解不同类型晶体的构成微粒、微粒间作用力的差异，认识物质在结构上的差异是导致物质性质不同的根本原因，从本质上理解物质的多样性。

课标要求及教学建议:

内容标准	学习要求	教学建议
1. 知道元素、核素的含义	1. 知道元素、核素、同位素、质量数的含义	在初中有关原子结构知识的基础上,学习元素原子核外电子排布核外电子的运动状态、电子排布式等内容在相关选修模块学习(见《物质结构与性质》专题1)
2. 了解原子核外电子的排布	2. 了解原子核外电子的排布。核外电子的运动状态、电子排布式暂不作要求	
3. 能结合有关数据和实验事实认识元素周期律,了解原子结构与元素性质的关系	3. 能画出1~18号元素的原子结构示意图	
4. 能描述元素周期表的结构,知道金属、非金属在元素周期表中的位置及其性质的递变规律	4. 能结合有关数据和实验事实(原子核外电子排布、原子半径、元素的主要化合价、最高价氧化物对应水化物的酸碱性、元素的金属性与非金属性等)认识元素周期律。元素的电负性、电离能的概念及变化规律等暂不作要求	
5. 了解化学键的含义,知道离子键和共价键的形成	5. 了解原子结构与元素性质的关系	元素的电负性、电离能的概念及变化规律等内容在相关选修模块学习(见《物质结构与性质》专题1)
	6. 知道周期与族的概念,能描述元素周期表的结构。认识元素在周期表中的位置与其原子的电子层结构的关系	
	7. 知道金属、非金属在元素周期表中的位置及其性质的递变规律	
	8. 感受元素周期律与周期表在化学学习、科学研究和生产实践中的重要作用与价值	
	9. 了解化学键的含义	共价键的主要类型(σ 键和 π 键)、键长、键角以及金属键、分子极性等内容在相关选修模块学习(见《物质结构与性质》专题2)
	10. 知道离子键和共价键如何形成。共价键的主要类型(σ 键和 π 键)、键长、键角以及金属键、分子极性等暂不作要求	
	11. 了解离子化合物、共价化合物的概念,能识别典型的离子化合物和共价化合物	
	12. 能写出结构简单的常见原子、离子、分子、离子化合物的电子式,能够用电子式表示结构简单的常见离子化合物、共价分子的形成过程	
6. 了解有机化合物中碳的成键特征	13. 能从化学键变化的角度认识化学反应的实质	
7. 举例说明有机化合物的同分异构现象	14. 了解有机化合物中碳的成键特征	
	15. 举例说明有机化合物(限于含5个碳原子以下的烷烃)的同分异构现象	

教学方法提示:

(1)恰当把握概念原理知识学习的深度和广度,处理好与选修模块学习的关系,既打好基础又留有余地。

(2)整个专题的教学设计要围绕“结构决定性质”的主线,从三个层面上来认识结构与性质的关系:①微粒结构:原子核外电子排布→元素的性质与原子结构的关系。②微粒间的作用力:化学键、分子间作用力→微粒间的作用差异与物质性质的关系。③微粒的结合与排列:同素异形现象、同分异构现象、晶体类型及其性质。

(3)晶体类型仅从构成晶体的微粒、微粒间作用力的类型和晶体的某些特性作比较,使学生认识微观结构与物质多样性的关系。

(4)注意直观教学,运用结构模型和多媒体技术帮助学生直观地理解离子键、共价键的形成与物质的微观结构,提高学生的空间想象能力。

(5)充分利用教材提供的丰富素材,引导学生通过交流讨论和整理归纳,得出结论。

第一单元 核外电子排布与周期律

单元分析

本单元以元素周期律和元素周期表为线索,学习元素性质与原子结构的关系。从原子、离子、分子层次探究物质性质与微观结构的关系,了解元素性质递变的基本规律,是中学化学中最重要的基础理论知识。从初中到学习《化学2》之前,学生已经学习了氢、氧、碳等元素及其化合物的知识,学习了四种重要金属钠(碱金属)、铝、铁、铜,四种重要的非金属元素氯(卤族元素)、氮(氮族元素)、硫(氧族元素)、硅元素的单质及化合物的知识,本单元先对原子结构部分理论进行深化和拓展,这些都为本单元的教学重点元素周期律作了必要的知识准备。通过元素周期律的学习可以深化对原子结构知识的理解,也为下一步学习元素周期表等理论知识奠定坚实的基础。并且,这些理论知识必将在以后学习新的元素知识和解决与化学相关的实际问题中起到重要的指导作用。

本单元的内容可以相互衔接分五个课时进行教学。首先,以1~18号元素原子中稀有气体元素原子核外电子排布为例,让学生通过分析、归纳,了解元素原子核外电子分层排布的基本规则;接着按照一定的观察顺序,指导学生通过绘制图表或观察数据,了解随着元素核电荷数的递增,元素原子核外电子排布、原子半径、元素主要化合价的周期性变化;然后通过回忆《化学1》所学的元素化合物性质,辅助以性质实验、资料阅读、组织学生进行分析、探究等活动,了解随着元素核电荷数的递增,元素金属性和非金属性的递变规律,认识元素周期律及元素性质周期性变化的实质;接下来通过阅读分析元素周期表,掌握元素周期表的结构。进而在初步掌握元素周期律、元素周期表结构的基础上,了解元素周期表中同周期、同主族元素性质的递变规律,结合练习与生产生活实际,概要的认识到周期表中元素的位置、原子结构与元素性质的关系;最后了解发现元素周期律的意义,认识学习元素周期律和周期表的重要性。

本单元的教学重点为元素原子核外电子排布、元素周期律、元素周期表。

本单元的教学难点为元素周期律、元素周期表。

本单元内容的教学方式可以是多样的。例如运用多种活动形式如性质实验、资料阅读、交流讨论等,在活动的基础上逐步展开问题。而后以实验事实和具体素材为依据,通过对比、对照、归纳、综合、演绎等方式总结规律。例如原子核外电子排布、原子半径随核电荷数的递增呈周期性变化可以用教材提供的具体素材制作表格对比、归纳出变化规律,再由表及

里探究本质原因,最后将理论运用到实际问题,在具体的应用中强化对理论的理解。再例如同一周、同一主族的元素金属性、非金属性的变化规律可以通过综合原子结构等内容分析得出,而后应用于解决元素、单质化合物性质的对比分析以及解决实际问题中,从而加强对这部分知识的理解和应用。

本单元的知识侧重于原理性、规律性知识的学习,在教学方式上应注意营造问题情境,激发学生学习的兴趣,避免枯燥乏味。要注意帮助学生通过回忆、阅读、实验收集有关素材,同时引导学生分析、处理素材,通过抽象或概括,得出规律性、结论性的知识。

对于一些有具体数据信息的规律,可以用函数图象显示一系列元素原子最外层电子数、原子半径大小的变化与其核电荷数变化之间的关系,从中归纳出变化的基本规律。而对于元素金属性、非金属性的变化规律,可以指导学生依据判断元素金属性、非金属性的经验规律,收集并利用实验事实与有关物质的性质知识来分析比较第3周期11~17号元素金属性、非金属性的变化规律。如通过钠、镁、铝分别与水(冷水、热水)、等浓度的盐酸反应的难易程度比较得出第3周期11~17号元素金属性的变化规律,而第3周期11~17号元素非金属性的变化规律则可以根据其非金属单质与氢气化合能力、生成气态氢化物的稳定性、最高价氧化物对应水化物的酸性强弱等知识来进行判断。对一些学生比较生疏的知识、较难理解的概念,要多作启发和补充讲解。例如,对气态氢化物的生成及其热稳定性、元素最高价氧化物对应水化物等概念,学生较为生疏,可以用具体的事例加以说明,如氢气、氯气化合生成氯化氢,氧化钠的水化物为其氢氧化物氢氧化钠,三氧化硫的水化物为其对应价态的含氧酸硫酸等。有条件的学校可以观看实验录像或电脑模拟动画,使抽象的理性知识转变为直观、形象的感性知识。

对于本单元的教学,一定要注意正确进行化学用语的教学。化学用语在化学原理的学习、描述、交流中具有重要作用。要重视应用化学用语帮助学生理解有关概念、原理,学会应用化学用语进行概念原理知识的描述、交流。但是,也要注意避免把化学概念、原理的学习变成化学用语的学习、记忆,忽视原理本身的学习和理解,造成本末倒置,更不能把化学用语变成僵死的符号、语言,让学生死记硬背,应该在理解的基础上熟悉,注意揭示化学用语书写的方法与规则的化学含义。例如,将最高价氧化物对应的水化物拆解为“最高价”“最高价氧化物”“水化物”;注意表达元素在周期表中位置的正确方法等。

最后,有条件的学校可以开展一些课外研究性学习的活动。例如利用教材中的“化学史话”门捷列夫与元素周期表,在课外查阅图书和网络资料,设定主题进行研究,或者进行校内小组活动,在教师的指导下完成课题的研究,让学生认识科学发展的艰难和伟大意义,了解科学研究的方法,开阔视野,培养创新意识和严谨的科学态度。

课时分配

原子核外电子的排布	1 课时
元素周期律	2 课时
元素周期表	2 课时
复习课	1 课时

第一课时 原子核外电子的排布

整体设计

三维目标

1. 知识与技能

了解元素原子核外电子排布的基本规律,能用原子(离子)结构示意图表示原子(离子)的核外电子排布;

能根据简单的原子(离子)核外电子排布推断其元素种类。

2. 过程与方法

本课时通过观察、对比、分析等方法得出原子核外电子排布的规律,并通过练习加以巩固。

3. 情感态度与价值观

通过讨论增强同学们的合作精神,在学习活动中加强学生的观察、分析和思考能力。

教学重点

元素原子核外电子排布的代表方法及规律。

教学难点

元素原子核外电子排布的规律、离子的核外电子排布的特点。

课前准备

1~18 号元素原子结构示意图挂图。

ppt 课件(网址: www.zhyh.org/?action=copyright!show&id=1336)

教学过程

知识回顾

我们已经学习过原子的结构,即原子是带正电的原子核和核外带负电的核外电子构成的,电子在核外围绕原子做高速运动。原子核又由核内带正电的质子和不带电的中子构成。一个原子可以表示为 ${}^A_Z\text{X}$ 的形式。

【提问】1. 请说出在 ${}^A_Z\text{X}$ 这个表达式中各字母的含义。

2. 说出字母间存在的数量关系。

3. 请说出 ${}^A_Z\text{X}$ 表达的含义。

[回答] 1. X 表示元素符号;A 表示质量数;Z 表示质子数。

2. 等式关系

(1) $Z = \text{质子数} = \text{核电荷数} = \text{原子的核外电子数} = \text{原子序数}$

(2) $A = \text{质子数} + \text{中子数}$

3. 表示一个质子数为 Z,中子数为 $(A-Z)$ 的 X 元素的原子。

导入新课

【分析】从微观角度看世界,物质是由原子、离子、分子甚至更小的微粒构成的。

【提问】如果已知该微粒是一个带 B 个电荷的离子(B 为正值表示带正电荷的阳离子,B 为负值表示带负电荷的阴离子),用 ${}^A_Z\text{X}^B$ 表示该离子,则该离子的核外电子数是否还是 Z?

【结论】不是。原子失去电子转变为阳离子,原子得到电子转变为阴离子,质子数不变,核外电子数目改变。





[评价] 学生的回答还有一种可能就是还为 Z 。究其原因是学生没有搞清楚由原子变成离子是有电子的得到和失去的。搞清楚这个问题也可以为下面的离子核外电子排布的学习打好基础。

[练习] 请计算 $_{11}\text{Na}^+$ 、 $_{16}\text{S}^{2-}$ 的核外电子数分别为多少?

[解答] $_{11}\text{Na}^+$ 、 $_{16}\text{S}^{2-}$ 的核外电子数分别为 10、18。

【提问】请同学们根据刚才的计算方法总结出离子核外电子数与质子数、离子所带电荷数之间的数量关系。

[讨论] 等式关系

对一个表达式为 ${}_Z^AX^B$ 的离子, 离子的核外电子数 $= Z - B$

[小结] 微粒 ${}_Z^AX^B$ 中存在的等式关系:

(1) 对于原子: $Z = \text{质子数} = \text{核电荷数} = \text{原子的核外电子数} = \text{原子序数}$

(2) 质量数 $A = \text{质子数} + \text{中子数}$

(3) 对于离子: $Z = \text{质子数} = \text{核电荷数} = \text{原子的核外电子数} + \text{离子所带电荷数(连同符号)}$

(4) 离子的核外电子数 $= Z - B$

推进新课

[设问] 氢原子核内一个质子, 核外一个电子, 原子结构示意图表达为 $\text{H} \begin{pmatrix} +1 \\ 1 \end{pmatrix}$ 。而对于

含多个核外电子的原子, 他们的核外电子是如何排布的呢? 原子结构示意图如何书写?

[展示] 1~18 号元素原子结构示意图

[结论] 原子结构示意图展示了原子的核电荷数以及核外电子的排布。通过观察我们可以认识到原子核外电子是分层排布的, 各电子层容纳的电子数各不相同。

下面我们就来具体了解核外电子的排布。

一、电子层的划分和电子层能量的高低判断

[分析] 人们把核外电子运动的不同区域看作不同的电子层, 按由内到外的顺序编号 $n(1、2、3、4、5、6、7)$, 用字母表示分别为 K、L、M、N、O、P、Q。其中离核近的电子层中运动的电子能量较低, 离核远的电子层中运动的电子能量较高。例如: 钠原子核外有 11 个电子, 它们分三层排布, 分别处于核外 K、L、M 电子层中, 最外层 M 层的 1 个电子能量最高。

[小结] 电子层	1	2	3	4	n
电子层符号	K	L	M	N	
离核距离	近—————→远				
电子的能量	低—————→高				

[观察、讨论] 观察分析教材表 1-1, 稀有气体元素的原子核外电子排布, 注意稀有气体原子的核外电子均达到饱和结构, 试着分析、讨论以下问题。

元素	各电子层的电子数					
	K	L	M	N	O	P
$_2\text{He}$ (氦)	2					
$_{10}\text{Ne}$ (氖)	2	8				
$_{18}\text{Ar}$ (氩)	2	8	8			
$_{36}\text{Kr}$ (氪)	2	8	18	8		
$_{54}\text{Xe}$ (氙)	2	8	18	18	8	
$_{86}\text{Rn}$ (氡)	2	8	18	32	18	8

1. 稀有气体元素的原子核外电子层 K、L、M、N 层最多能容纳的电子数分别为多少?
2. 观察电子层序数与各层最多能够容纳的电子数,找出它们之间的数学关系。
3. 各稀有气体原子最外层电子数分别为多少?次外层电子数最多为多少?思考元素原子核外电子排布中最外层、次外层能够容纳电子数的规律。

[结论] 1. 稀有气体元素原子核外电子层 K、L、M、N 层最多能容纳电子数分别为 2、8、18、32。

2. 电子层:	K	L	M	N
n :	1	2	3	4
最多容纳电子数:	2	8	18	32
	2×1	2×4	2×9	2×16
	2×1^2	2×2^2	2×3^2	2×4^2

故:原子核外各电子层最多能容纳的电子数为 $2n^2$ 。

3. 最外电子层最多只能容纳 8 个电子(K 层为最外层时最多容纳 2 个电子);次外层电子数不超过 18 个,一般为 2、8 或 18 个。

[错误设想] 学生有可能在理解电子层序数与各层最多能够容纳的电子数间的数学关系上存在问题。在元素原子核外电子排布中最外层、次外层能够容纳电子数的规律上也有难度。特别是 K 的核外电子排布。

二、原子核外电子排布规律

[分析] 根据同学们对问题的讨论和回答,我们可以总结出元素原子核外电子的排布具有一定的规律。

[总结] 原子核外电子排布规律:

- (1)核外电子排布时,按能量由低到高排布,先排满内层,再依次排向外层。
- (2)第 n 电子层最多容纳电子数为 $2n^2$ 个。
- (3)最外层电子数 ≤ 8 个(K 层为最外层时最多容纳 2 个电子);次外层电子数 ≤ 18 个(一般 K 层为 2 个、其他为 8 或 18 个)。

[练习] 1. 写出下列原子的核外电子排布



[答案]

1. K L M N O P

$_{11}\text{Na}$ 2 8 1

$_{19}\text{K}$ 2 8 8 1

$_{16}\text{S}$ 2 8 6

$_{11}\text{Na}^+$ 2 8

$_{16}\text{S}^{2-}$ 2 8 8

三、离子核外电子的排布特点

[提问] 离子核外电子排布与原子相比在电子层数、最外层电子数方面有什么异同,存在什么特点?

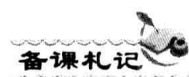
[回答] 金属元素原子失去最外层电子,电子层数减少一层,形成阳离子后,最外层达到稳定结构。

非金属元素原子得到电子形成阴离子,电子层数不发生变化,最外层电子数达到稳定结构。

[总结] 离子的最外层电子数均达到饱和和结构。阳离子失去原最外层电子,电子层数减少 1 层;阴离子得到电子,电子层数不变。

[随堂练习]

1. 在 1~18 号元素中,用元素符号回答:



- (1)最外层只有 1 个电子的原子
(2)最外层只有 2 个电子的原子
(3)L 层有 5 个电子的原子,M 层有 5 个电子的原子
(4)最外层电子数是次外层电子数 2 倍的原子
(5)M 层电子数是 L 层电子数 $1/2$ 的原子

[回答] (1)H、Li、Na (2)He、Be、Mg (3)N、P (4)C (5)Si

[知识拓展] (1)最外层电子数为 1 的不一定都是金属

(2)稀有气体元素原子最外层电子数不一定是 8 个(如 He)

(3)原子最外层电子数为 2 的不一定都位于同一列

2. 某一 2 价阴离子的核外共有 36 个电子,其质量数为 79,则其核内的中子数为

- A. 39 B. 41 C. 43 D. 45

[解析] 该离子是其原子得两电子形成的,根据离子的核外电子数 $=Z-B$,可知该元素核电荷数=质子数 $=36+(-2)=34$,故而中子数 $=A-Z=79-34=45$ 。答案为 D。

3. A^+ 、 B^{2+} 、 C^- 、 D^{2-} 为四种常见元素的离子,具有相同的电子层结构,请按它们的核电荷数的大小排序。

[解析] 根据阴阳离子的形成原理和核外电子排布特点,可知 A、B 原子具有的电子数包括电子层数均大于 C、D 原子。答案: $B>A>C>D$ 。

课堂小结

本节课要求大家熟悉 1~18 号元素原子的核外电子排布,了解原子、离子核外电子排布的简单规律。

布置作业

1. 某元素的原子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

2. 若 A、B 两原子,A 原子核外 M 层的电子数比 B 原子核外 M 层的电子数少 5 个电子,B 原子核外 L 层的电子数是 A 原子核外 L 层电子数的 2 倍,问 A、B 是什么元素的原子?

3. 若 aA^{n+} 与 bB^{m-} 核外电子层结构相同,则 a 、 n 、 b 、 m 之间存在什么样的数量关系?

答案:1. C 2. A、B 分别为碳和磷元素的原子 3. $a-n=b+m$

板书设计

原子核外电子排布

一、基础知识

微粒 ${}_Z^AX^B$ 中存在的等式关系:

(1) Z =质子数=核电荷数=原子的核外电子数=原子序数

(2) A =质子数+中子数

(3)离子的核外电子数 $=Z-B$

二、原子核外电子排布规律

电子层	1	2	3	4	n
电子层符号	K	L	M	N	……
离核距离	近—————→远				
电子的能量	低—————→高				

- (1)核外电子排布时,按能量由低到高排布
- (2)第 n 电子层最多容纳电子数为 $2n^2$ 个
- (3)最外层电子数 ≤ 8 个;次外层电子数 ≤ 18 个

教学反思

在《化学 1》中,学生已经学过原子结构的初步知识,知道原子是由原子核和核外电子构成的,绝大多数原子的原子核又是由质子和中子构成的。本节课的重点在于在已学知识的基础上,通过观察、对比,在老师的引导下得出原子(离子)核外电子排布的规律,并指导解决一定的相关问题。在教学中要把学习的时间、空间留给学生,通过几个阶梯性问题的设置引导学生思考、讨论得出规律,而不是把规律强行灌输,使其死记硬背,生搬硬套。从离子形成的原理来发现离子核外电子排布与原子核外电子排布的异同之处,各自具有的特点及简单规律属于一个难点。但是通过几个简单原子及其对应离子的原子(离子)结构示意图的书写对比,在老师的指导下通过观察思考是不难得出答案的。然而这部分内容可以简单介绍,不必刻意增加难度。

备课资料

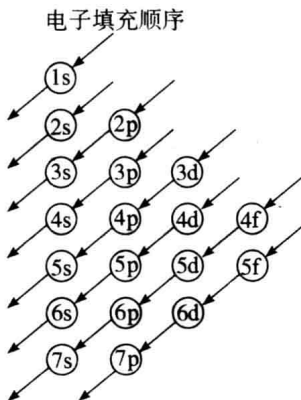
1. 核外电子排布的原则

电子在原子核外的运动状态由四个量子数决定,即主量子数 n 、角量子数 l 、磁量子数 m 和自旋量子数 m_s 。其中,主量子数决定电子层数,角量子数决定同一电子层中的电子亚层,磁量子数决定原子轨道或电子云的空间伸展方向,自旋量子数则决定电子的自旋状态。电子在原子核外的排布遵循三个原则,即能量最低原理、泡利不相容原理和洪特规则。

(1) 能量最低原理

能量越低越稳定,这是一条自然法则。原子中,所处的状态总是要尽可能使整个体系能量最低,这样体系才最稳定,即多电子原子处于基态(最稳定状态)时,核外电子总是尽可能分布在能量最低轨道。

在同一原子中,离核越近, n 值越小的电子层能量越低。在同一电子层里,各亚层的能量按 s 、 p 、 d 、 f 的次序递增。在多电子的原子中,由于电子之间的相互作用,相互影响,电子能级产生交错现象。为了便于记忆,人们常将鲍林原子轨道近似能级图中的轨道填充顺序用下图的形式表现出来。



从图中能够看到,从第三电子层起出现能级交错现象,3d 轨道的能量高于 4s 轨道,电子在排入电子层时,当 3p 轨道填满以后,不是排入 3d 轨道,而是排入了 4s 轨道。正是由于能



级交错现象的发生,最外层、次外层,甚至是倒数第三层常常不能达到容纳电子的最大量,才会出现最外层、次外层和倒数第三层容纳的电子数分别不能够超过 8、18 和 32。

(2)泡利原理

泡利原理,又称为泡利不相容原理。它的含义是同一原子中不可能有四个量子数都相等的电子,或者说没有 2 个电子的电子层、电子亚层、轨道的空间伸展方向和自旋状态完全相同。根据这个规则,如果两个电子处于同一轨道,那么,这两个电子的自旋方向必定相反。也就是说,每一个轨道中只能容纳两个自旋方向相反的电子。根据这个原理可以推出每个电子层至多拥有 $2n^2$ 个电子。

各电子层中电子的最大容纳量

电子层	K			L			M			N		
电子亚层	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f		
亚层中轨道数	1	1	3	1	3	5	1	3	5	7		
亚层中电子数	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14		
电子层中电子数	2			8			18			32		

(3)洪特规则

洪特规则指出,电子分布到能量相等的等价轨道时,总是先以自旋方向相同的方式,单独占据能量相等的轨道。洪特规则是一个经验规则,但是后来量子力学计算证明,电子按洪特规则分布可以使原子体系能量最低,体系最稳定。另外,作为洪特规则的特例,等价轨道全充满、半充满和全空的状态也是比较稳定的。全充满、半充满和全空的结构如下:

全满(s^2 、 p^6 、 d^{10} 、 f^{14})

半满(s^1 、 p^3 、 d^5 、 f^7)

全空(s^0 、 p^0 、 d^0 、 f^0)

例如,铬的电子结构式为 $[Ar] 3d^5 4s^1$,而不是 $[Ar] 3d^4 4s^2$;铜的电子结构式为 $[Ar] 3d^{10} 4s^1$,而不是 $[Ar] 3d^9 4s^2$ 。

2. 相关链接

(1)<http://www.chemsky.net/Photo/jiegou/200504/200.html>(1~18 号元素原子结构示意图)

(2)http://kx.kpcn.org/source/czhx/HWDZPB/376_SR.asp(核外电子排布,短周期元素原子结构示意图)

第二课时 元素周期律(一)

教学设计(一)

整体设计

三维目标

1. 知识与技能

(1)认识元素周期律,了解原子核外电子排布、元素原子半径、元素主要化合价的周期性