



普通高等教育“十三五”规划教材

大学化学

学习指导与例题解析

主 编 李银环 张 雯



科学出版社

普通高等教育“十三五”规划教材

大学化学学习指导与例题解析

主 审 张志成

主 编 李银环 张 雯

副主编 何西利 关 放 吴 勇

编 委 (按姓氏笔画排序)

王婉秦 关 放 李银环

吴 勇 何西利 张 雯

高国新 郭秀生 解云川



科 学 出 版 社

北 京

内 容 简 介

本书为《大学化学》(科学出版社, 2018)教材配套的教学参考书。全书对应教材, 共分为九章。每章包括该章思维导图、学习要求、重点及难点、例题解析、自测题、自测题参考答案和教材习题参考答案。此外, 本书还提供了七套往届考试样题及答案。习题涵盖知识点比较全面, 包括判断题、选择题、填空题、简答题、计算题等多种题型, 并有详细的思路分析和解答步骤。

本书可作为高等院校理工科非化学化工类本科学子“大学化学”课程的指导书, 也可作为大学化学通识类教育的教学参考书。

图书在版编目(CIP)数据

大学化学学习指导与例题解析 / 李银环, 张雯主编. —北京: 科学出版社, 2018.8

普通高等教育“十三五”规划教材

ISBN 978-7-03-058034-4

I. ①大… II. ①李… ②张… III. ①化学—高等学校—教学参考资料
IV. ①O6

中国版本图书馆CIP数据核字(2018)第131571号

责任编辑: 王 超 李国红 / 责任校对: 郭瑞芝

责任印制: 赵 博 / 封面设计: 陈 敬

科学出版社出版

北京东黄城根北街16号

邮政编码: 100717

<http://www.sciencep.com>

石家庄继文印刷有限公司 印刷

科学出版社发行 各地新华书店经销

*

2018年8月第 一 版 开本: 787×1092 1/16

2018年8月第一次印刷 印张: 11 1/2

字数: 306 000

定价: 39.80 元

(如有印装质量问题, 我社负责调换)

前 言

“大学化学”课程是电气、能源动力、电信、机械等非化学化工类本科生的一门非常重要的必修基础课程,在认识微观和宏观物质世界方面,以及利用化学基本原理和基本技术解决实际问题方面,“大学化学”课程的重要性尤为突出。同时,学好“大学化学”课程也能为各专业后续课程的学习奠定坚实的基础。

“大学化学”课程内容涵盖了无机化学、分析化学和物理化学的相关内容,知识点丰富、概念公式多、部分知识内容抽象,而且大学教学进度快,往往导致大一新生难以适应、抓不住重点、理解不深入等。为了帮助学生尽快适应大学化学的学习,我们编写了这本《大学化学学习指导与例题解析》。其章节内容和《大学化学》教材内容相对应,每章内容包括思维导图、学习要求、重点及难点、例题解析、自测题、自测题参考答案、教材习题参考答案七部分。思维导图部分是各章内容框架图,构建了本章知识点之间的联系,有助于学生对整章知识的把握和理解;学习要求部分简明扼要地介绍该章教学大纲要求,将学习内容分为掌握、熟悉、理解、了解、学会不同层次,旨在帮助学生明确学习目标;重点及难点阐述了各章的主要内容和学习重点,同时包括对某类问题的综合概括和对某些难点的深入解析,帮助同学很好地抓住重点、理解难点;例题解析部分选择有代表性的例题,给出必要的解题思路,以及详细的解题过程,帮助学生学以致用。本书还配备了自测题、自测题参考答案、教材习题参考答案及七套往届考试样题,帮助学生自我检测、总结经验、改进学习方法、提高学习效率,掌握“大学化学”这门课程要求的基本知识和基本技能,顺利完成该课程的学习。

《大学化学学习指导与例题解析》由张志成教授组织策划、审阅和定稿,李银环和张雯主持编写。第1、2章由吴勇编写;第3章由李银环编写;第4章由张雯编写;第5章由关放、解云川编写;第6章由关放编写;第7章由王婉秦编写;第8章由何西利编写;第9章由郭秀生编写;2013~2017年“大学化学”考试试题及参考答案由高国新整理;每章对应的思维导图由西安交通大学2016级电信钱学森62班学生柴嘉骏、电气钱学森64班学生何洪宇、化学61班学生李欣慰具体制作,并由各章编写教师审核。

本书在编写过程中参考了国内外出版的一些教材和著作,从中得到许多启发和教益,在此一并向这些作者表示诚挚的感谢。

编 者

2018年1月

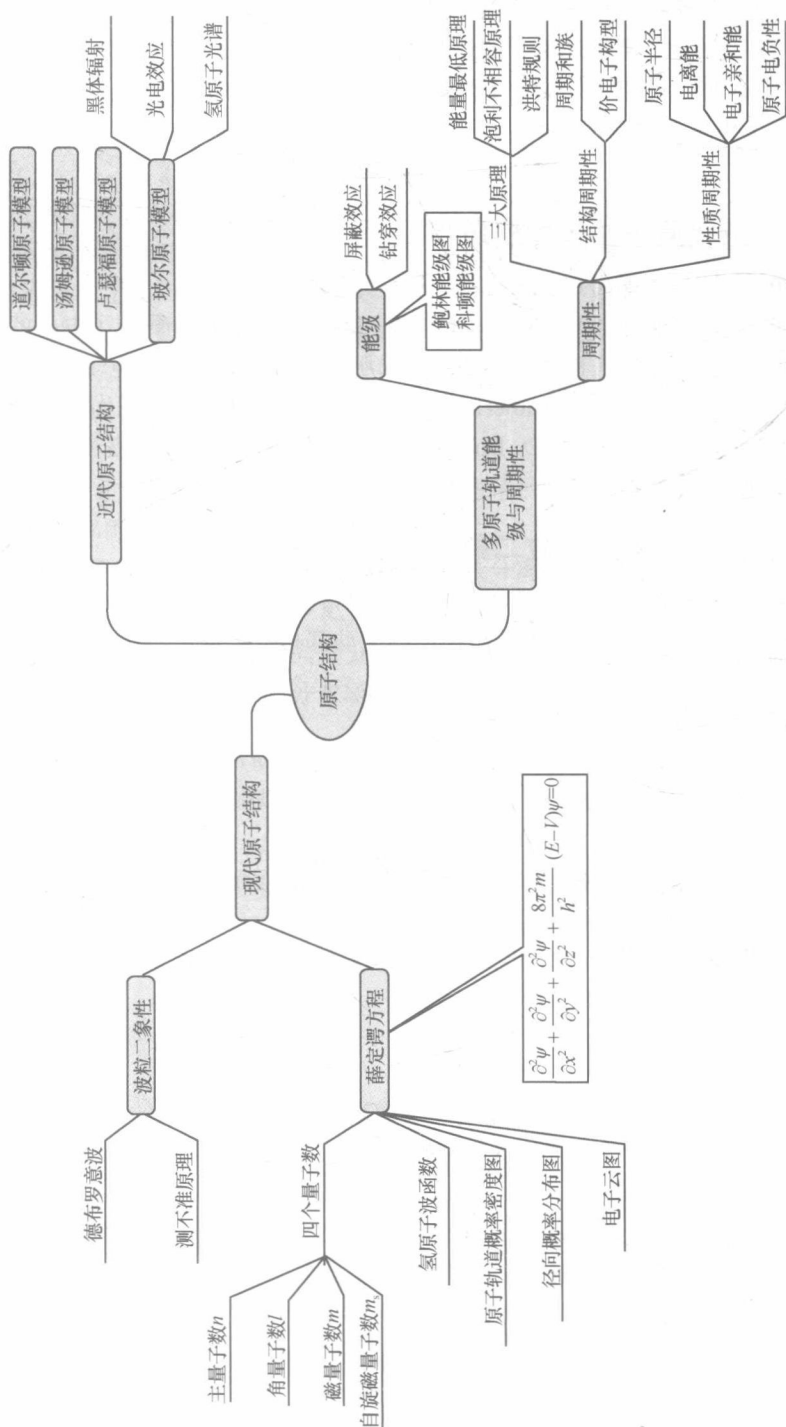
目 录

第1章 原子结构	1
思维导图	1
学习要求	2
重点及难点	2
例题解析	5
自测题	6
自测题参考答案	8
教材习题参考答案	8
第2章 分子结构	11
思维导图	11
学习要求	12
重点及难点	12
例题解析	15
自测题	16
自测题参考答案	17
教材习题参考答案	18
第3章 宏观物质及其聚集状态	21
思维导图	20
学习要求	22
重点及难点	22
例题解析	25
自测题	27
自测题参考答案	28
教材习题参考答案	29
第4章 化学热力学基础	31
思维导图	31
学习要求	32
重点及难点	32
例题解析	36
自测题	39
自测题参考答案	42
教材习题参考答案	42
第5章 化学反应平衡	48
思维导图	48
学习要求	49
重点及难点	49
例题解析	51
自测题	56

自测题参考答案	58
教材习题参考答案	61
第6章 水溶液中的平衡	68
思维导图	68
学习要求	69
重点及难点	69
例题解析	72
自测题	78
自测题参考答案	79
教材习题参考答案	81
第7章 电化学基础	90
思维导图	90
学习要求	91
重点及难点	91
例题解析	93
自测题	96
自测题参考答案	101
教材习题参考答案	106
第8章 化学反应速率	113
思维导图	113
学习要求	114
重点及难点	114
例题解析	116
自测题	119
自测题参考答案	122
教材习题参考答案	123
第9章 表面现象与胶体	130
思维导图	130
学习要求	131
重点及难点	131
例题解析	135
自测题	136
自测题参考答案	138
教材习题参考答案	138
参考文献	140
附录 2013~2017 年《大学化学》考试试题及参考答案	141
试题一 (2016~2017 学年第一学期)	141
试题二 (2015~2016 学年第一学期)	146
试题三 (2015~2016 学年第二学期)	152
试题四 (2014~2015 学年第一学期)	157
试题五 (2014~2015 学年第二学期)	163
试题六 (2013~2014 学年第一学期)	168
试题七 (2013~2014 学年第二学期)	173

第1章 原子结构

思维导图



学 习 要 求

1. 理解原子结构的近代概念。
2. 掌握核外电子运动的特点。
3. 掌握原子核外电子的运动规律和排布原则。
4. 学会用量子数描述电子的运动状态。
5. 熟悉原子的电子构型与电离能、电子亲和能、原子半径、电负性、氧化数变化的关系。

重点及难点

一、近代原子结构发展历程

1808 年, 道尔顿 (J. Dalton) 提出了实心球原子模型。

1897 年, 汤姆逊 (J. J. Thomson) 采用阴极射线实验, 测定了电子的质荷比。

1909 年, 密立根 (R. A. Millikan) 采用油滴实验, 测定了电子的电量。

1911 年, 卢瑟福 (E. Rutherford) 采用 α 粒子散射实验, 提出了原子的含核模型。

1912 年, 玻尔 (N. H. D. Bohr) 结合卢瑟福的原子模型和普朗克 (M. Planck) 的量子论, 提出了玻尔原子模型。

二、微观粒子的波粒二象性

1. 微观粒子的波动性 法国物理学家德布罗意 (L. V. de Broglie) 在爱因斯坦 (A. Einstein) 光子学说的启发下, 大胆提出任何物体的运动都具有波动性, 从而解决了电子等微观实物粒子的运动状态问题。

德布罗意关系式:

$$\lambda = h / p = h / mv$$

式中, λ 为物质波的波长, h 为 Planck 常量, p 为实物粒子的动量, m 为实物粒子的质量, v 为实物粒子的运动速度。

1927 年, 戴维逊 (C. J. Davisson) 和盖末 (L. Germer) 通过电子衍射证实了德布罗意的假设, 即电子和光子一样具有波粒二象性。

2. 不确定性关系 1927 年, 德国物理学家海森伯 (W. Heisenberg) 提出了微观粒子位置和速度的不确定性关系 (也称测不准原理)。

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

其中, Δx 和 $\Delta p (\Delta p = m \cdot \Delta v)$ 分别代表实物微粒的位置和动量的不确定性。也就是说, 不能同时测定微观粒子在某瞬间的位置和动量 (或速度)。位置越准确, 速度的误差越大, 反之亦然。测不准原理是微观粒子的特性。

具有波粒二象性的微观粒子与宏观物体的运动规律有本质的区别。由于测不准性质, 微观粒子不能采用经典力学进行描述, 不具有“准确”的运动轨迹。

三、氢原子的量子力学模型

1. 波函数 在对实物微粒的波粒二象性和测不准原理的认识基础上, 为了描述原子中电子的波动性, 1926 年薛定谔 (E. Schrödinger) 提出了波动力学方程式。

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

式中, ψ 是波函数, 又称为原子轨道, 表示电子的运动状态。波函数没有直观的物理意义, 而波函数的平方 $|\psi|^2$ 代表电子在空间某处出现的概率密度, 具有确切的物理含义。该方程式中电子能量 E 合理的解是一系列分立的能量值, 亦即能量是量子化的。

2. 四个量子数 在求解氢原子薛定谔方程时, 为了求得合理的解, 引入了三个量子数 (n 、 l 、 m) 来描述原子轨道。它们的取值具有一定的约束关系。

(1) 主量子数 n : 取值 $n = 1, 2, 3, \dots$ 自然数, 目前最大到 7。

n 值主要决定了原子核外电子的能量高低, 同时还决定了原子核外电子离核的远近。

(2) 角量子数 l : 取值 $l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$ 。取值范围由 n 确定, 可取 n 个值。

l 值决定了电子的轨道角动量的大小, 也决定了原子轨道在空间的角度分布情况。

(3) 磁量子数 m : 取值 $m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$ 。取值范围由 l 确定, 可取 $2l+1$ 个值。

m 值决定了电子的轨道角动量在磁场方向分量的大小。

此外, 电子除了轨道运动外, 还有自旋运动。自旋运动是电子的一种基本属性, 具有两种可能的自旋状态 (上自旋和下自旋)。

(4) 自旋磁量子数 m_s : 取值 $m_s = \pm 1/2$ 。

m_s 值决定了电子自旋运动角动量在磁场方向分量的大小。

因此, 一个原子轨道由三个量子数 (n 、 l 、 m) 决定; 而一个电子的运动状态由四个量子数 (n 、 l 、 m 、 m_s) 决定。四个量子数都确定的状态称为一个量子态。

3. 氢原子波函数和电子云径向分布图 经过坐标变换和变量分离后, 波函数可表示为

$$\psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) \cdot Y_{l,m}(\theta, \phi)$$

式中, $R(r)$ 仅与电子离核距离 r 有关, 称为径向部分; $Y(\theta, \phi)$ 与角度相关, 称为角度部分。

为了表征电子在核周围的概率分布, 以径向分布函数 $D = r^2 R^2(r)$ 对 r 作图得到电子云径向分布图。径向分布图表示以原子核为球心, 半径为 r , 在单位厚度的球壳内电子出现的概率与距离 r 之间的关系。

四、多电子原子轨道能级

1. 屏蔽效应和钻穿效应 屏蔽效应: 在多电子体系中, 由于电子间的相互排斥力导致原子核对电子的实际吸引力下降, 表现为外层电子受到内层电子的屏蔽作用。引入一个屏蔽常数 σ , 则外层电子感受到的有效核电荷数 Z^* 为

$$Z^* = Z - \sigma$$

式中, Z 为原子的核电荷数。屏蔽常数 σ 可用斯莱特 (J. C. Slater) 规则估算。屏蔽效应使电子能量升高。

钻穿效应: 由于电子处于不同原子轨道时, 电子出现概率的径向分布不同。因此, 原子核附近出现概率较大的电子, 可降低其余电子对它的屏蔽作用, 受到较强的核吸引, 称为钻穿效应。钻穿效应使电子能量降低。同时, 钻穿作用还会对其他电子产生屏蔽效应, 会使其他电子的能量升高。

采用屏蔽常数后, 多电子体系的轨道能量 (eV) 公式为

$$E_n = -13.6 \times \frac{(Z^*)^2}{n^2} = -13.6 \times \frac{(Z - \sigma)^2}{n^2}$$

屏蔽效应和钻穿效应的共同作用决定了多电子原子轨道的能级高低。

2. 多电子原子轨道的能级顺序 对于核外只有一个电子的氢原子或类氢离子, 其能级只与主量子数 n 有关。而对于多电子原子而言, 电子除了受到原子核的吸引作用, 还会受到其他电子的排斥作用, 能级顺序发生变化, 能级与 n 和 l 都有关。

(1) 当角量子数 l 相同时, 主量子数 n 越大, 能级越高。

如 $E_{1s} < E_{2s} < E_{3s}$; $E_{2p} < E_{3p} < E_{4p}$

(2) 当主量子数 n 相同时, 角量子数 l 越大, 能级越高, 发生“能级分裂”现象。

如 $E_{3s} < E_{3p} < E_{3d}$

(3) 当 n 和 l 不同时, 还可能出现“能级交错”现象。

如 $E_{4s} < E_{3d}$; $E_{6s} < E_{4f} < E_{5d}$

美国化学家鲍林 (L. Pauling) 等提出了如下近似能级顺序:

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p$

中国科学家徐光宪等根据光谱实验结果, 得出了原子轨道近似能级顺序公式: $n + 0.7l$ 。

能级分裂现象可以用屏蔽效应解释; 能级交错现象可以用钻穿效应解释。

五、基态原子的核外电子排布与元素周期律

1. 核外电子排布规则 根据原子光谱实验和量子力学理论, 原子核外电子排布服从以下三个基本原理: 能量最低原理、泡利 (Pauli) 不相容原理、洪特 (Hund) 规则。

(1) 能量最低原理: 核外电子的排布方式应使原子处于最低能量状态。

(2) 泡利不相容原理: 同一个原子中不能存在运动状态完全相同的两个电子, 亦即同一个原子中不能存在 n 、 l 、 m 、 m_s 四个量子数完全相同的电子。换句话说, 每一个原子轨道上最多只能容纳自旋相反的两个电子。

(3) 洪特规则: 电子在能量相同的轨道上排布时, 总是尽可能以自旋相同的方式分占不同的轨道。此外, 同一电子亚层的电子处于全满、半满、全空状态时比较稳定。

根据以上规则, 可以写出给定元素的基态原子的核外电子排布, 确定其在周期表中的位置。不过还有少数元素的电子排布比较复杂, 不符合以上规则。

2. 原子结构的周期性 俄国科学家门捷列夫 (D. I. Mendeleev) 提出了原子周期律。

元素周期表中的横行称为周期, 共七个周期。一个周期为一个能级组。原子所处的周期与原子核外电子排布的最大主量子数 n 对应。

周期表中直列称为族, 共 18 列, 分为 7 个主族、8 个副族和一个零族。同族元素具有相似的价电子构型, 从而导致具有相似的化学性质。

根据价层电子构型, 元素在周期表中可划分为 s 区、p 区、d 区、ds 区和 f 区。s 区元素包含 I A 和 II A 族元素; p 区元素包含 III A、IV A、V A、VI A、VII A 和零族元素; d 区元素被称为过渡金属元素; ds 区元素是指元素周期表中的 I B、II B 两族元素; f 区元素指内过渡元素, 包含镧系和锕系元素。

3. 元素性质的周期性变化

(1) 原子半径: 同一族, 原子半径从上向下逐渐增大; 同一周期, 原子半径从左向右逐渐减小。

(2) 电离能: 气相基态原子失去最外层一个电子变成气态 +1 价离子所需的能量称为第一电离能 (I_1)。依次失去电子, 还有第二、第三电离能等。通常, 电离能指第一电离能。第一电离能是反映元素金属性强弱的重要参数, 电离能越小, 元素的原子就越易失去电子, 其金属性就越强。

同一周期, 原子的第一电离能从左向右一般是逐渐增大的, 增大幅度随周期数增大而减小; 同一族, 原子的第一电离能从上向下逐渐减小。具有半充满或全充满价电子构型的原子具有较大的电

离能。

(3) 电子亲和能：指一个气态原子得到一个电子形成 -1 价离子时的能量变化值。电子亲和能的变化规律与电离能的变化规律基本相同，即同一周期从左向右是逐渐增大的趋势，而同一族从上向下是逐渐减小的趋势。

(4) 电负性：1932 年，鲍林 (L. Pauling) 提出电负性的概念，表示分子中原子对成键电子的相对吸引力大小，用符号 χ 表示。同一族，原子的电负性从上向下依次减小；同一周期，原子的电负性从左向右依次增大。

例题解析

例 1. 计算 H 原子的电子从 $n = 3$ 的能级跃迁到 $n = 2$ 的能级时，发射光的波长 (nm)。该发射光是否在可见光范围？属于什么颜色的光？

分析：本题考查的知识点是里得伯公式的应用。

解：由里得伯公式

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1.096\,776 \times 10^7 \times \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

得

$$\lambda = 6.564\,7 \times 10^{-7} \text{ (m)} = 656.47 \text{ (nm)}$$

则，该发射波长处于可见光范围，属于红光。

例 2. 计算运动速度 $v = 1 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ 的电子的德布罗意波长。

分析：本题考查的知识点是德布罗意关系式的应用。

解：根据德布罗意关系式

$$\lambda = h / p = h / mv$$

$$\lambda = 6.626 \times 10^{-34} / (9.11 \times 10^{-31} \times 1 \times 10^8)$$

$$\lambda = 7.273 \times 10^{-12} \text{ (m)}$$

例 3. 用原子轨道符号表示下列各套量子数。

(1) $n = 3, l = 1$; (2) $n = 2, l = 0$; (3) $n = 4, l = 2$ 。

分析：采用原子轨道符号表示时，主量子数 n 用数字表示，角量子数 l 用符号表示。

解：(1) 3p; (2) 2s; (3) 4d。

例 4. 判断下列电子的各套量子数是否正确，并说明原因。

(1) 4, 2, 1, $1/2$; (2) 3, 0, 2, $1/2$; (3) 5, 2, 2, -1 ;

(4) 1, 2, 0, $1/2$; (5) 3, -2 , 0, $1/2$; (6) 3, 2, -2 , $-1/2$ 。

分析：本题考查知识点是四个量子数的取值。

解：(1) 正确。

(2) 不正确。 $l = 0, m$ 只能取 0。

(3) 不正确。 m_s 只能取 $\pm 1/2$ 。

(4) 不正确。 $n = 1, l$ 只能取 0。

(5) 不正确。 $n = 3, l$ 只能取 2、1、0。

(6) 正确。

例 5. 怎样理解氢原子的 1s 轨道电子的最大概率密度出现在靠近原子核附近，而其出现最大概

率的地方却是玻尔半径附近。

分析：本题考查知识点是区分概率与概率密度。

解：概率等于概率密度与体积的乘积。尽管 $1s$ 电子在原子核附近的概率密度大，但是此处的单位厚度壳层的体积很小，因此电子出现的概率也小。随着离核距离 r 的增大，单位厚度壳层的体积增加，而 $1s$ 电子出现的概率密度也逐渐减小，导致电子出现概率（径向分布）先增加后减小，极大值出现在玻尔半径附近。

例 6. 解释：Na 的第一电离能小于 Mg，而 Na 的第二电离能却大大超过 Mg。

分析：本题考查的知识点是核外电子排布与电离能。

解：Na 和 Mg 的第一电离能都是失去 1 个 $3s$ 电子所需能量，而 Na 的核电荷数比 Mg 小， $r(\text{Na}) > r(\text{Mg})$ ，因此 Na 的第一电离能小于 Mg；相比于 Mg 的第二电离能还是失去一个 $3s$ 电子所需能量，而 Na 的第二电离能却是失去 $2p$ 层上的一个电子所需能量，故 Na 的第二电离能大大超过 Mg。

例 7. 写出下列各元素原子的核外电子排布式，并确定其在元素周期表中的位置（所属周期、族、区）。

(1) ${}_{15}\text{P}$ ；(2) ${}_{25}\text{Mn}$ ；(3) ${}_{28}\text{Ni}$ ；(4) ${}_{42}\text{Mo}$ ；(5) ${}_{55}\text{Cs}$ 。

分析：原子核外电子依照近似能级顺序和三个基本原理进行排布。排布完成后，书写电子排布式是按照电子层以主量子数从小到大和电子亚层以角量子数从小到大的顺序，电子占据数目标于右上角。内层电子结构可以用相同电子结构的稀有气体元素代替。最大主量子数即为周期数。

解：(1) $[\text{Ne}]3s^23p^3$ ，第三周期，VA 族，p 区。

(2) $[\text{Ar}]3d^54s^2$ ，第四周期，VII B 族，d 区。

(3) $[\text{Ar}]3d^84s^2$ ，第四周期，VIII 族，d 区。

(4) $[\text{Kr}]4d^55s^1$ ，第五周期，VIB 族，d 区。

(5) $[\text{Xe}]6s^1$ ，第六周期，IA 族，s 区。

例 8. 比较下列半径

(1) S^{2-} ， Cl^- ；(2) Na^+ ， F^- ；(3) Na，F。

分析：(1) S^{2-} 和 Cl^- 为等电子体， Cl^- 的核电荷数比 S^{2-} 大，对电子吸引力大，半径小。

(2) Na^+ 和 F^- 为等电子体， Na^+ 的核电荷数比 F^- 大，对电子吸引力大，半径小。

(3) Na 和 F 不是同一周期，Na 的电子比 F 多一层，故 Na 的半径比 F 大。

解：(1) $\text{S}^{2-} > \text{Cl}^-$ ；(2) $\text{Na}^+ < \text{F}^-$ ；(3) $\text{Na} > \text{F}$ 。

自 测 题

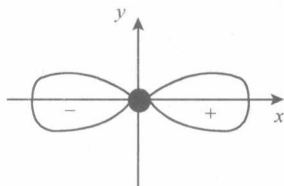
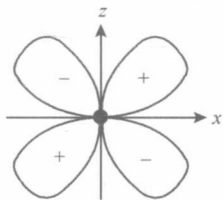
一、判断题

1. 同一主量子数的原子轨道并不一定属于同一能级组。()
2. $3d^5$ 表示主量子数 $n=3$ ，角量子数 $l=2$ 的原子轨道的数目有 5 条。()
3. 原子失去电子变成正离子的顺序为填充电子顺序的逆过程。()
4. 原子轨道的波函数 $\psi(r, \theta, \phi)$ 由 n 、 l 、 m 、 m_s 四个量子数确定。()
5. 一个电子的运动状态须由 n 、 l 、 m 、 m_s 四个量子数确定。()
6. s 区元素的原子最后填充的是 ns 电子，其他各层均已填满电子。()
7. 第三周期中， P^{3-} 、 S^{2-} 、 Cl^- 的离子半径依次减小。()
8. 原子序数为 28 的元素，其原子核外 M 层的电子数是 18。()
9. 单电子原子中，核外电子的能级只与主量子数 n 有关， n 越大，能级越高。()

10. 当主量子数 $n=2$ 时, 角量子数 l 只能取 1。()
11. 电子云分布图是电子运动留下的轨迹。()
12. 每个电子层中最多只能容纳两个自旋相反的电子。()
13. 含有 d 电子的原子都属于副族元素。()
14. 原子的电负性是指原子对成键电子对的吸引能力。()
15. 氢原子的 $|\psi_{1s}|^2$ 在原子核附近有最大值, 故 1s 电子在核附近出现的概率最大。()

二、不定项选择题

1. 下列各组量子数 (n, l, m, m_s) , 合理的是 ()
 A. $(2, 3, 1, 1/2)$ B. $(2, 1, -1, -1/2)$ C. $(1, 0, 0, 1/2)$ D. $(3, 1, 2, 1/2)$
2. 周期表中第五、六周期的 IVB、VB、VIB 族中各元素性质非常相似, 这是由于 ()
 A. s 区元素的影响 B. p 区元素的影响 C. ds 区元素的影响 D. 镧系收缩的影响
3. 某原子的电子排布, 最大主量子数 $n=3$, 则原子处于基态时 ()
 A. 只有 s 电子 B. 只有 s 电子和 p 电子 C. 只有 p 电子 D. 有 s、p 和 d 电子
4. 主量子数 $n=4$ 时, 原子轨道的数目最多为 ()
 A. 32 B. 16 C. 8 D. 4
5. 单电子原子中, 下列轨道属于等价轨道的是 ()
 A. 2s, 3s B. 2s, 2p_x C. 3d, 4s D. 2p_x, 2p_y
6. 基态多电子原子中, $E_{3d} > E_{4s}$ 的现象, 称为 ()
 A. 镧系收缩 B. 能量最低原理 C. 能级交错 D. 能级分裂
7. 下列能级中, 可能存在的是 ()
 A. 3p B. 2d C. 4f D. 3f
8. 下列说法正确的是 ()
 A. 角量子数 l 决定原子轨道的形状 B. 角量子数 l 决定原子轨道的空间伸展方向
 C. 一个原子中原子轨道的数目为 $2l+1$ 个 D. 波函数描述核外电子运动轨迹
9. 基态多电子原子中, 下列叙述正确的是 ()
 A. M 层上的电子能量肯定比 L 层上的电子能量高 B. p 轨道上有 2 个电子, 它们必须自旋相反
 C. 可以有 2 个能量相同的电子 D. 可以有 2 个运动状态完全相同的电子
10. 一组量子数 n, l, m 不能确定 ()
 A. 电子的数目 B. 原子轨道形状
 C. 原子轨道能量 D. 原子轨道数目
11. 如右图所示, 此图形表示的轨道是 ()
 A. d_{xy} B. d_{yz}
 C. d_{xz} D. $d_{x^2-y^2}$
12. 如右图所示, 此图形表示的轨道是 ()
 A. p_x B. p_y
 C. p_z D. sp 杂化轨道
13. 下列关于屏蔽效应的说法, 不正确的是 ()
 A. 屏蔽常数 σ 是表示电子间的排斥作用, 是指原子的核电荷数被抵消掉的部分
 B. 当屏蔽电子数目越多或被屏蔽的电子离核越远时, 则该电子的能量越低
 C. 钻穿效应会导致其他某些电子的屏蔽效应增加
 D. 主量子数 n 相同, 角量子数 l 不同, 随 l 增加, 电子的屏蔽效应不一定增加
14. He^+ 的电子处于 $n=2$ 轨道的能级能量为 () eV
 A. -3.4 B. -13.6 C. -6.8 D. 无法计算
15. 下列元素电负性最大的是 ()
 A. N B. P C. S D. O



三、填空题

1. 元素 $_{47}\text{Ag}$ 的核外电子排布为_____。
2. 元素 $_{26}\text{Fe}$ 的核外电子排布为_____。
3. 离子 $_{26}\text{Fe}^{2+}$ 的核外电子排布为_____。
4. 原子核外电子排布的原则为_____, _____, _____; $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1$, 违背了_____; $1s^2 2s^3 2p_x^1 2p_y^1$ 违背了_____。
5. 已知某元素的外层电子构型是 $4s^2 4p^2$, 则此元素是周期表中的第_____周期, 第_____族_____区元素, 其原子序数为_____。
6. 一个电子的主量子数为 4, 这个电子有_____种可能的状态。
7. 将 H 原子的 $1s$ 电子激发到 $2s$ 和 $2p$ 的能量_____ (相等, 不同, 不能判断)。
8. 采用电子加速器使动能达到 300 eV ($4.8065 \times 10^{-17} \text{ J}$) 的电子的德布罗意波长为_____ m。
9. He^+ 的电子从 $n=2$ 轨道激发到 $n=3$ 轨道所需能量 $E =$ _____ eV。
10. 微观粒子的状态可用_____描述。

自测题参考答案

一、判断题

1. $\checkmark$ 2. $\times$ 3. $\times$ 4. $\times$ 5. $\checkmark$ 6. $\times$ 7. $\checkmark$ 8. $\times$ 9. $\checkmark$ 10. $\times$ 11. $\times$ 12. $\times$ 13. $\times$ 14. $\checkmark$ 15. $\times$

二、不定项选择题

1. BC 2. D 3. B 4. B 5. BD 6. C 7. AC 8. A 9. AC 10. A 11. C 12. A 13. B 14. B 15. D

三、填空题

1. $[\text{Kr}]4d^{10}5s^1$
2. $[\text{Ar}]3d^6 4s^2$
3. $[\text{Ar}]3d^6$
4. 能量最低原理, 泡利不相容原理, 洪特规则; 洪特规则; 泡利不相容原理
5. 四, IVA, 32
6. 32
7. 相等
8. 7.081×10^{-11}
9. 7.56
10. 波函数

教材习题参考答案

1. 已知 M^{2+} 离子的 $3d$ 轨道中有 5 个 d 电子, M 原子的核外电子分布为_____, M 元素在周期表中的位置是第_____周期。

答: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$; 四。

2. 已知 M 原子的核外电子分布为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$, M 元素在周期表中第_____周期, M 离子的电子排布式为_____。

答: 四; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ 。

3. 下列各组量子数哪些是不合理的, 为什么?

- a) $n=3 \quad l=2 \quad m=0 \quad m_s=+1/2$
 b) $n=2 \quad l=2 \quad m=-2 \quad m_s=-1/2$
 c) $n=3 \quad l=2 \quad m=3 \quad m_s=+1/2$
 d) $n=2 \quad l=-2 \quad m=-1 \quad m_s=-1/2$
 e) $n=4 \quad l=2 \quad m=-1 \quad m_s=-1/2$

答: a) 合理。

- b) 不合理。 l 不能取 2。
 c) 不合理。 m 不能取 3。
 d) 不合理。 l 不能取 -2。
 e) 合理。

4. O 原子有 8 个电子, 请写出最外层电子的量子数。

答: O 原子的核外电子排布为 $1s^2 2s^2 2p^4$, 最外层有 6 个电子, 分别为

$$n=2 \quad l=0 \quad m=0 \quad m_s=+1/2$$

$$n=2 \quad l=0 \quad m=0 \quad m_s=-1/2$$

$$n=2 \quad l=1 \quad m=1 \quad m_s=+1/2$$

$$n=2 \quad l=1 \quad m=1 \quad m_s=-1/2$$

$$n=2 \quad l=1 \quad m=0 \quad m_s=+1/2$$

$$n=2 \quad l=1 \quad m=-1 \quad m_s=+1/2$$

5. 按照能量高低顺序排列下列轨道

(1) $n=3 \quad l=2$; (2) $n=4 \quad l=0$; (3) $n=3 \quad l=1$; (4) $n=4 \quad l=1$ 。

答: (4) > (1) > (2) > (3)。

6. 在 H 中, 4s 和 3d 哪个轨道能量高? 在 $_{19}\text{K}$ 中, 4s 和 3d 哪个轨道的能量高? 为什么?

答: 在 H 中 $E_{4s} > E_{3d}$, 因为在单电子原子中, 轨道能级只由主量子数 n 确定。

在 $_{19}\text{K}$ 中 $E_{4s} < E_{3d}$, 因为在多电子原子中, 轨道能级由 n 和 l 共同确定, 而由于钻穿效应, 故 $E_{4s} < E_{3d}$ 。

7. 对多电子原子来说, 当主量子数 $n=4$ 时, 有几个能级? 各能级有几个轨道? 最多能容纳多少个电子?

答: 主量子数 $n=4$ 时, 有 4 个能级, 即 4s、4p、4d 和 4f, 分别有 1、3、5、7 条轨道, 最多能容纳 32 个电子。

8. 写出下列离子的电子排布式。

Cr^{3+} Fe^{2+} Cu^{2+} Ag^+ Co^{2+} Ni^{2+}

答: Cr^{3+} $[\text{Ar}]3d^3$ 。

Fe^{2+} $[\text{Ar}]3d^6$ 。

Cu^{2+} $[\text{Ar}]3d^9$ 。

Ag^+ $[\text{Kr}]4d^{10}$ 。

Co^{2+} $[\text{Ar}]3d^7$ 。

Ni^{2+} $[\text{Ar}]3d^8$ 。

9. 写出原子序数分别为 26, 34, 45 的三种原子的电子排布式, 并判断它们在周期表中的位置。

答: 原子序数 26 的原子的电子排布式: $[\text{Ar}]3d^6 4s^2$, 处于第四周期, VIII 族。

原子序数 34 的原子的电子排布式: $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^4$, 处于第四周期, VIA 族。

原子序数 45 的原子的电子排布式: $[\text{Kr}]4d^8 5s^1$, 处于第五周期, VIII 族。

10. 比较 Si, Ge, As 三元素的 (1) 原子半径; (2) 金属性; (3) 电负性。

答: (1) 原子半径 $r_{\text{Ge}} > r_{\text{As}} > r_{\text{Si}}$ 。

(2) 金属性 $\text{Ge} > \text{As} > \text{Si}$ 。

(3) 电负性 $\text{Si} > \text{As} > \text{Ge}$ 。

11. 有 A, B, C, D 四种元素, 其最外层电子依次 1, 2, 2, 7; 其原子序数按 B, C, D, A 次序增大。已知 A 与 B 的次外层电子数为 8, 而 C 与 D 的次外层电子数为 18。试问 (用符号表示):

(1) 哪些是金属元素?

(2) D 与 A 的简单离子是什么?

(3) 哪一元素的氢氧化物的碱性最强?

(4) B 与 D 两元素间能形成何种化合物? 写出化学式。

答: (1) A、B、C; (2) A^+ 、 D^- ; (3) A; (4) 离子化合物, BD_2 。

12. 某一元素的原子序数为 24, 问:

(1) 该元素原子的电子总数是多少?

(2) 写出它的电子排布式和价电子构型。

(3) 判断它在周期表中的位置。

(4) 最高氧化物的化学式是什么?

答: (1) 24; (2) $[\text{Ar}]3\text{d}^54\text{s}^1$, $3\text{d}^54\text{s}^1$; (3) 第四周期, VI B 族; (4) CrO_3 。

13. 在电子云示意图中的小黑点 (D)

- A. 表示电子 B. 表示电子在该处出现
C. 其疏密表示电子出现的概率大小 D. 其疏密表示电子出现的概率密度大小

14. 下列哪一组数值是原子序数 19 的元素的价电子的四个量子数 (依次为 n, l, m, m_s) (D)

- A. 1, 0, 0, $+1/2$ B. 2, 1, 0, $+1/2$
C. 3, 2, 1, $+1/2$ D. 4, 0, 0, $+1/2$

15. 原子核外电子排布主要应遵循的规律除外的是 (A)

- A. 统计规律 B. 能量最低原理
C. 泡利不相容原理 D. 洪特规则

16. 在 $l=3$ 的亚层中, 最多能容纳的电子数是 (D)

- A. 2 B. 6 C. 10 D. 14

17. 某元素原子的外层电子构型为 $3\text{d}^54\text{s}^2$, 它的原子中未成对电子数为 (D)

- A. 0 B. 1 C. 3 D. 5

18. 原子序数为 33 的元素, 其原子在 $n=4, l=1, m=0$ 的轨道中的电子数为 (A)

- A. 1 B. 2 C. 3 D. 4

第2章 分子结构

思维导图

