

广东省八五级函授师专生物专业

无机及分析化学

自学指导书

唐辉灼 编

广东省海南教育学院函授部印

一九八五年十二月

说 明

此书是按广州教育学院编写并于一九八三年八月在哈尔滨召开的中学教师进修高师专科生物专业教学大纲会议和经华师大、北师大等校代表共同修改的《无机与分析化学教学大纲》内部编写的，供广东省八五级函授师专生物专业学员使用的自学指导书。由于我们水平有限，加上时间较紧，错漏之处，在所难免，请批评指正，万分感谢。

编 者

一九八五年十二月

目 录

第一部分 教材内容 (1)

绪论 (1)

第一章 原子结构和元素周期律 (2)

第一节 原子的组成 (2)

第二节 原子核外电子的运动状态 (2)

第三节 原子核外电子的排布 (3)

第四节 原子电子层结构和周期律 (5)

第五节 元素性质的周期性 (5)

第六节 放射性同位素及其在生物学上的应用 (7)

第二章 化学键与分子结构 (7)

第一节 化学键 (7)

第二节 离子键 (8)

第三节 共价键 (9)

第四节 配位键 (11)

第五节 金属键 (11)

第六节 分子间作用力和氢键 (12)

第七节 晶体结构 (13)

第三章 溶液 胶体 (14)

第一节 溶液的一般概念 (14)

第二节 溶解平衡与溶解度 (14)

第三节 溶液浓度 (15)

第四节 稀溶液的通性 (18)

第五节 胶体 (19)

第四章	化学热力学初步基础	(19)
第一节	热力学第一定律	(19)
第二节	热化学	(22)
第三节	热力学第二定律	(23)
第四节	自由能	(24)

第五章	化学反应速度与化学平衡	(26)
第一节	气体定律和分压定律	(26)
第二节	化学反应速度	(26)
第三节	影响化学反应的因素	(27)
第四节	化学平衡	(28)
第五节	化学平衡移动	(29)

第六章	电解质溶液与电离平衡	(30)
第一节	电解质	(30)
第二节	强电解质的电离	(30)
第三节	弱电解质的电离平衡	(31)
第四节	离子方程式	(33)
第五节	同离子效应和缓冲溶液	(33)
第六节	水的电离和溶液的 pH 值	(34)
第七节	盐的水解	(35)
第八节	酸碱质子理论简介	(37)

第七章	沉淀反应	(38)
第一节	溶度积原理	(38)
第二节	沉淀的生成及计算和应用	(40)

第八章	氧化-还原反应	(41)
第一节	氧化还原反应的概念	(41)
第二节	氧化-还原反应式的配平	(41)
第三节	电极电势	(43)
第四节	电极电势的应用	(45)

第九章	配位化合物	(47)
第一节	配位化合物	(47)
第二节	配位化合物的价键理论	(48)
第三节	配位化合物的电离平衡	(48)
第四节	螯合物	(49)
第五节	配位化合物的应用	(50)
第十章	主族元素	(50)
第一节	碱金属 (IA)	(51)
第二节	碱土金属 (IIA)	(53)
第三节	卤素 (VIIA)	(55)
第四节	氧族 (VIA)	(57)
第五节	氮族 (VA)	(59)
第六节	碳族 (IVA)	(62)
第七节	硼族 (IIIA)	(64)
第十一章	过渡元素	(66)
第一节	过渡元素的通性	(66)
第二节	过渡元素	(67)
第十二章	容量分析	(74)
第一节	容量分析的概述	(74)
第二节	中和法	(76)
第三节	氧化还原法	(80)
第十三章	重量分析	(83)
第一节	重量分析的概述	(83)
第二节	影响沉淀的因素	(85)
第三节	重量分析结果计算	(86)
第十四章	比色分析	(86)
第一节	比色分析的原理	(86)

第二节	显色反应及其影响因素	(88)
第三节	光电比色计的构造和原理	(90)
第四节	比色分析的应用实例	(93)
第二部分	实验(略)	(94)
第三部分	习题	(95)

第一部分 教材内容

绪 论 (面授: 1 课时 自学: 2 课时)

一 化学研究的对象

化学是研究物质化学变化的科学。主要是在分子、原子或离子等层次上研究物质(严格来说是化学中讨论的具体实物)的组成、结构、性能、相互变化以及变化过程中能量关系的科学。

二、化学与生物学的关系

在生物学各个领域内,常常要接触到化学的基本理论、基本知识和实验技能。因此生物工作者学习化学是十分必要的。

三、无机与分析化学的基本任务

《无机及分析化学》是生物系各专业学生学习的第一门基础化学课程。本课程在元素周期律、原子和分子结构理论和四大化学平衡(酸碱平衡、沉淀溶解平衡、氧化还原平衡和络合离解平衡)原理的基础上,讨论重要元素及其化合物的结构、组成、性质、变化规律及其含量测定的一般方法。教材内容与生物系各专业对化学基础的要求相结合,为学习后继课程及从事专业实践打下必要的基础。

四、学习无机与分析化学的方法

首先要注意问题是怎样提出的?解决这问题靠什么方法?借助哪些实验或理论?现在解决到什么程度?有什么实际意义?然后再研究具体的细致内容、实验步骤、装置和推导过程。

要学会用对比的方法,从中找出讨论对象的共同性和差异性,使自己学到的知识系统化。在学习中要随时注意实践——理

论——实践的公式。在学习元素部分时，要抓住教材的主要内容去理解和掌握教材的次要内容。

化学是一门以实验为基础的学科，对实验要保持严谨的学风和科学的态度。

第一章 原子结构和元素周期律

(面授: 3课时 自学: 6课时)

教学目的和要求

理解电子云及四个量子数的概念，掌握原子核外电子排布的基本规律，理解原子结构与元素周期律的关系以及元素的某些性质与原子结构的关系。

第一节 原子的组成

原子 { 电子 (带负电荷)
原子核 { 质子 (带正电荷)
 { 中子 (不带电荷)

电子数 = 质子数 = 核电荷数

原子数 + 中子数 $\approx$ 原子量

第二节 原子核外电子的运动状态

一、电子运动的波粒二象性，电子云。

波粒二象性是微观粒子的基本属性之一。微观粒子有时显出波动性（这时粒子性不显著），有时显出粒子性（这时波动性不显著），这种在不同条件下分别表现为波动和粒子的性质，称为波粒二象性。

电子在原子核外各处出现的几率是不同的。如果将电子在核外各处出现的几率用小黑点描绘出来,那么便得到一种略具直观性的图象称之电子云图象。它仿佛原子核被带负电荷的电子云雾所笼罩一样。

二、四个量子数及其物理意义

1. 主量子数 n 主量子数 n 表示电子离核的远近和能量的高低。将所有主量子数 n 的电子归并在一起就组成电子层,常用大写字母 K、L、M、N……对应地表示 $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ 电子层。

2. 角量子数 l 角量子数 l 代表电子在空间不同角度出现的几率密度,即电子云原子轨道的角度分布。多电子的能量与角量子数 l 有关。 n 、 l 相同的电子具有相同的能量,处于同一能级。

3. 磁量子数 m_l 磁量子数 m_l 表示电子云和原子轨道在空间的伸展方向。

4. 自旋量子数 M_s 表示电子具有自旋运动(即顺时针方向和逆时针方向),每一个轨道可以容纳两个自旋方向相反的电子。

第三节 原子核外电子的排布

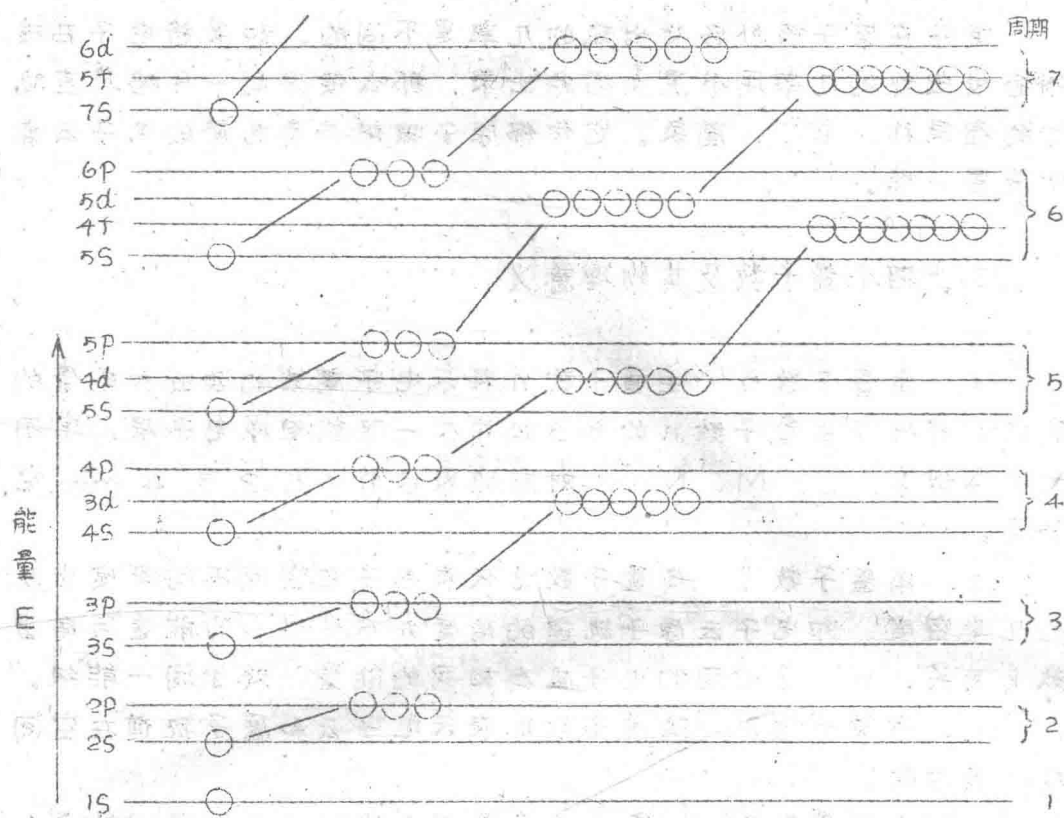
一、多电子原子的电子能级(屏蔽效应、电子能级图)

1. 当考虑某一个电子时,把其余电子对它的排斥作用看作削弱了原子核对它的吸引作用,这种对核电荷的削弱作用称为屏蔽效应。

考虑屏蔽效应,在多电子原子中每一个电子可允许的能级为

$$E = -R \frac{(Z-\sigma)^2}{n^2} = -13.6 \frac{(Z-\sigma)^2}{n^2} \text{ (eV)}$$

2. 近似能级图



二、核外电子排布原理 (能量最低原理, 保里不相容原理, 洪特规则)

1. 能量最低原理 任何体系总是按能量最低, 最稳定的状态存在, 这个规律称为能量最低原理。核外电子排布也遵循这个原理。随着原子序数的递增, 核外增加的电子按能级由低到高依次排入各个轨道。

2. 保里不相容原理 在同一个原子中, 不可能有两个电子处于完全相同的状态。每个原子轨道至多只能容纳两个自旋方向相反的电子。

3. 洪特规则 在能量相等的轨道 (也称等价轨道或简并轨道) 上分布的电子将尽可能分占不同轨道, 而且自旋方向相同。

三、元素原子核外电子的排布 (略)

第四节 原子电子层结构和周期律

一、长式周期表(略)

二、周期 族

原子具有的电子层数与该元素所在的周期数相对应。每一周期都从 ns^1 (碱金属元素) 开始, 到 $ns^2 n p^6$ (稀有气体) 结束。

元素原子的价电子层结构决定该元素在周期表中所处的族次。

第五节 元素性质的周期性

一、原子半径及其周期性

通常讲的原子半径是根据相邻原子的平均核间距测定的。同种元素的两个原子以共价单键连接时, 它们核间距离的一半叫做该原子的共价半径。金属晶格中金属原子核间距离的一半叫做金属半径。

同一主族自上而下半径一般是增大的。在短周期(第2、3周期)中, 由左向右原子半径都是逐渐减小的。长周期元素中过渡元素自左向右半径缩小比较缓慢。

二、电离能及其周期性

从元素的一个气态原子失去一个电子所需的能量称为该元素的电离势。电离势皆为正值。电离势越小表示它越容易失去电子。元素的气态原子移去一个电子成 $+1$ 价气态离子所需能量称第一电离势。

元素第一电离势有周期性变化。每一族从上到下原子的第一电离势逐渐减小。在同一周期, 从左到右, 总的趋势是第一电离

势逐渐增大。

三、电子亲合能及其周期性

电子亲合能（或电子亲合势）是元素的一个气态原子和一个电子结合成为一价负离子所释放的能量（ eV ）。电子亲合势越大，表示该元素越容易获得电子。电子亲合势总的变化趋势是：在周期中从左向右逐渐增加，按族从上到下逐渐减少。电子亲合势一般随原子半径的减少而增大。

四、电负性及其周期性

所谓电负性，是指在分子内一个原子吸引电子的能力。有人认为它是电离势和电子亲合势之和。电离势和电子亲合势都大的元素，电负性值也较大。反之，电离势与电子亲合势都小的元素，电负性值也较小。

在同周期中电负性从左到右递增；在主族中，从上到下递减；在副族中，从上到下递增。

五、氧化数及其周期性

所谓氧化数是指化合物中各元素的原子按一定规则而确定的一个数值。这些原则是：

- ①，在单质（如 C_n 、 O_2 等）中，原子的氧化数为零。
- ②，在中性分子中，所有原子的氧化数的代数和应等于零。
- ③，在复杂离子中，所有原子的氧化数的代数和应等于离子的电荷数。单原子离子的氧化数等于所带的电荷数。
- ④，氢原子的氧化数为+1；氧原子的氧化数为-2；卤素原子在卤化物中为-1；硫在硫化物中为-2。

元素的氧化数在周期系中有明显的周期性变化，对主族元素，周期性特别有规律。元素的最高氧化数为所在的族次数，最低氧化数为（8-族次数）的负值。

第六节 放射性同位素及其在生物学上的应用

一、同位素

质子数相同而中子数不同或说原子序（或核电荷）数相同而原子量不同的同一元素的许多种原子，它们在周期表上占有同一位置，称为同位素。

二、放射性同位素及其应用

同位素 { 稳定性同位素：天然存在的同位素多数是稳定同位素。如 ^1H , ^2H , ^{12}C , ^{13}C 等。
不稳定性同位素：即它们会自发地放出某种射线而变成其它元素的同位素。因此又称为放射性同位素。如 ^3H , ^{14}C 等。

1. 射线的应用：射线在工业、化工、农业和医学方面的应用。

2. 示踪原子的应用：在工业、农业、医学、生物学及测定年代上的应用。

第二章 化学键与分子结构

（面授：2课时 自学：5课时）

教学目的和要求：

掌握几种主要类型化学键的形成和本质，了解分子间作用力及氢键的本质，了解晶体结构类型及特征。

第一节 化学键

一、化学键的概念

分子(或晶体)内粒子(原子或离子)间的连结称作化学键。化学键是分子或晶体里各个直接相连的粒子间强烈的相互作用所形成。

二、化学键的类型：离子键、共价键、配位键、金属键。

第二节 离子键

一、离子键的形成。本质和特征。

正离子与负离子之间由于静电引力而互相吸引，当它们充分接近时，离子的外电子层之间又产生排斥力，当引力与排斥相平衡时，两个相反电荷的离子之间便能稳定地结合，这种靠正负离子的静电引力的连结叫做离子键。

离子键的主要特征是没有方向性和饱和性。

二、离子的特征：离子半径、离子电荷、离子的电子构型。

1. 离子半径：离子半径越小，离子间的引力越大，拆开它们所需能量就越多，化合物的熔点也越高。

2. 离子电荷：阴阳离子之间的库仑引力同离子电荷中心之间的距离平方成反比，与离子电荷乘积成正比。一般来说，离子电荷越高，对相反电荷离子的吸引力越强，熔沸点也越高。

3. 离子的电子构型

简单负离子(如 F^- 、 Cl^- 、 S^{2-} 等)的外电子层都是稀有气体(即8电子)结构。正离子的情况比较复杂。除了8电子构型的正离子外(如 Na^+ 、 Al^{3+} 等)，还有最外层是2个电子的，称为2电子构型(如 Li^+ 、 Be^{2+})；最外层是18个电子的，称为18电子构型(如 Zn^{2+} 、 Ag^+)；次外层是18个电子的最外层是2电子，称为18+2电子构型(如 Sn^{2+} 、 Pb^{2+})；最外层电子在9—17之间

称为不饱和电子构型（如 Fe^{2+} 、 Co^{2+} 等）。

离子的电子构型对化合物的性质有一定的影响。

第三节 共价键

一、共价键的形成和本质

当原子形成分子时，元素的原子有达到稳定结构的倾向，但不是电子转移，而是生成一个或几个共用电子对。这种由于原子间共用电子对达到稳定的电子构型而形成的连接，叫做共价键。

价键的形成可以看成是两个原子的电子云重叠的结果。电子云重叠的地方也是电子云密度最大的地方。电子云重叠程度越大，形成的共价键越牢固。

二、共价键的特征和类型：方向性和饱和性， σ 键和 π 键。

一个原子有几个未成对的单电子，即可与几个自旋相反的电子配对成键。原子核外电子中未成对的电子数是一定的，因此它所形成的共价键数也是一定的。这种性质称为共价键的饱和性。

根据原子轨道最大重叠原理：共价键的形成在可能的范围内一定按原子轨道最大重叠的方向，也就是采取电子云最大的方向。这就是共价键的方向性。

成键方式：一种是沿键轴（设为 x 轴）方向，以“头碰头”的方式发生轨道重叠。重叠结果是对键轴为圆柱形对称分布的，这种键叫做 σ 键。另一种是以“肩并肩”的方式发生轨道重叠，重叠结果是以镜面反对称地垂直于键轴的，这种键叫做 π 键。 π 键重叠程度小于 σ 键，键能较 σ 键小，键的活泼性较高。

三、杂化轨道理论： $s-p$ 型杂化（包括杂化类型与空间构型）

从甲烷分子的共价键的形成。碳原子的电子排布式为： $1s^2$ ，

$2s^2, 2p^2$



实验证明： CH_4 中 4 个键完全相同，键角也相等，可见这 4 个原子轨道已“混合”起来重新组合成新的原子轨道。为增强成键能力，使分子稳定性提高，从不同类型的原子轨道组合成能量、形状和方向与原来不同的原子轨道的过程叫做轨道的杂化。 CH_4 是 sp^3 杂化。

四、共价键的极性和分子的极性：非极性共价键和极性共价键 键的极性和分子极性

1. 化学键的极性 共价化合物分子中的化学键分为极性键和非极性键。如 H_2 、 Cl_2 等非金属单质分子中，两个原子对于共用电子对的吸引力相同，这是由于原子轨道重叠使电子云分布大的区域与两个原子核间距离相等，电子云的分布是均匀的。这类分子中的共价键称为非极性共价键。在另一类共价化合物中，如 HCl 分子，两种原子吸引共用电子对的能力不同，因此原子轨道重叠造成的电子云分布大的区域距一个原子核 (Cl) 近些，而离另一个原子核 (H) 远些，即电子云的分布是不均匀的，在氯原子一边的电子云分布大于氢原子一边的电子云分布，结果使氯原子一边显负电，而氢原子一边显正电，这类分子中的共价键称极性共价键。

2. 分子的极性 分子有无极性，取决于整个分子的正负电荷中心是否重合。如果分子的正负电荷中心重合，则为非极性分子。反之，则为极性分子。

分子极性常用偶极矩来定量表示： $\mu = qd$

偶极矩 μ 定作偶极子电荷 q 和正负偶极间距离 d 的乘积。

若分子的偶极矩为零，则该分子为非极性分子，反之，分子的偶极矩不为零，则分子为极性分子。

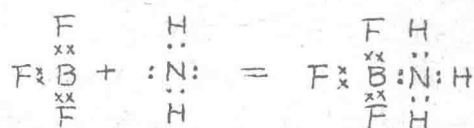
五、分子轨道理论简介(略)

第四节 配位键

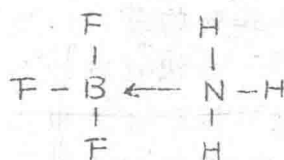
配位键的形成和特征

如果两个原子的共用电子对是由一个原子所供给的称为配位共价键, 简称配位键。

如 NH_3 与 BF_3 形成 F_3BNH_3 时。



用 “ $\longrightarrow$ ” 表示配位键则



凡电子接受体有空轨道, 电子给予体有孤对电子, 二者就可能形成配位键。

第五节 金属键

金属键的形成和特征

金属原子的特征是外层价电子和原子核的联系比较松弛, 容易丢失电子, 形成正离子。在金属晶体中的晶格结点上既有金属原子又有金属离子, 金属原子和附近的离子交换着电子, 这些价电子可以自由地从一个原子(或离子)跑向另一个原子(或离子), 可以看作这些价电子为许多原子(或离子)所共有。这些共用电子起着把许多原子(或离子)“粘合”在一起的作用, 形成了所谓金属键。

金属键理论可解释金属共性: 光泽、导电性、导热性和延展性。