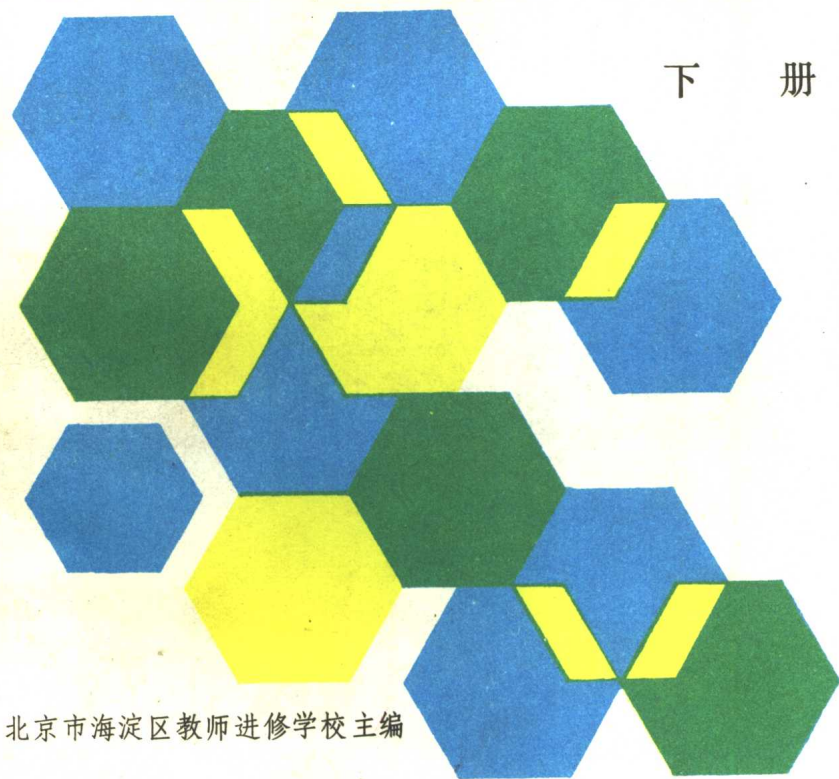


中学理科学习指导丛书

高二化学辅导与练习

下 册



北京市海淀区教师进修学校主编

重庆出版社



高二化学辅导与练习

下 册

北京市海淀区教师进修学校主编

重 庆 出 版 社

一九八三年·重庆

高二化学辅导与练习 下册

重庆出版社出版 (重庆李子坝正街102号)

四川人民出版社重印 (成都盐道街三号)

四川省新华书店发行

国营五二三厂印刷

开本 787×1092 1/32 印张 8 字数 169 千

1983年12月第一版 1983年12月第一次印刷

印数: 1—556,800

· 书号: 7114·160 定价: 0.56元

前 言

长期以来，我们感到：学生迫切需要一种能帮助他们学好功课的课外读物；家长希望有一种能借助于它督促和检查自己孩子学习的材料；教师欢迎出版一种能帮助自己辅导学生的书籍。为了解决这种问题，我们组织了一些有教学经验的教师，编写了这套中学数理化学学习指导丛书。

这套书中高中化学共三册。分《高一化学辅导与练习》全一册，《高二化学辅导与练习》上、下册。

这本书是根据全日制十年制《中学化学教学大纲》和现行中学高二化学教材编写的，力图做到有利于学生在高二阶段进一步打好基础，牢固掌握中学化学的基本知识和基本技能，有利于学生理解化学基本概念及化学基本知识的内在联系。帮助读者提高分析、综合、概括的能力，从而牢固掌握中学化学的基础知识和基本技能。

在编写中，我们本着扣准教材、突出重点，加强基础知识，着重培养能力的目的，并注意高二阶段学生的特点，将高二化学教材的各章内容进行了综合分析和整理，由浅入深地帮助学生理解化学概念，掌握和巩固所学的化学知识，培养分析问题、解决问题的和独立思考的能力。

本书是中学化学全部教材学完后的总复习部分。本着抓基础知识和基本实验技能，在原有知识的基础上略有提高、

注意概括和辅导。本书把中学化学教材进行整理、组织、分成四篇，第一篇基本理论，第二篇元素和化合物，第三篇化学实验，第四篇化学计算。每一篇包括：复习要求、复习指导、例题习题和测验题。习题和测验题有的给出答案，有的给予提示或分析，便于同学自我检查。

书中习题要求较高，同学们在复习时要和教材以及我校编写的中学数理化学习指导丛书《高中化学辅导与练习》配合使用。要把教材和化学辅导与练习中的习题先掌握后，再作本书中的习题和测验题。

参加本书编写工作的有：北京大学附属中学刘石文、北京铁道附中陈彦文（基本理论篇），北京市八一中学王慧蓉，北京医学院附属中学郑嘉茹，北京市十一学校柯育璧（元素和化合物篇），北京师范学院附属中学王绍宗、北京市海淀区教师进修学校海浩（化学实验篇），北京市第六十七中学唐云汉（化学计算篇）。我校化学组修改审阅。

限于编者和审阅者水平，不免存在缺点和错误，诚恳希望读者给予批评、指正。

北京市海淀区教师进修学校

1983.8.

目 录

第一篇 基本理论	(1)
第一部分 物质结构元素周期律	(1)
一、复习要求	(1)
二、复习指导	(2)
1. 原子结构	(3)
2. 分子结构	(7)
3. 晶体结构	(11)
4. 元素周期律和元素周期表	(13)
5. 原子半径、电离能、电负性	(17)
三、习题	(19)
第二部分 化学平衡	(28)
一、复习要求	(28)
二、复习指导	(28)
1. 化学反应速度	(29)
2. 化学平衡	(31)
3. 化学平衡的移动	(34)
三、习题	(38)
第三部分 电解质溶液	(43)
一、复习要求	(43)
二、复习指导	(43)
1. 弱电解质的电离	(44)
2. 水是极弱的电解质	(48)

盐类的水解	(52)
三、习题	(56)
第四部分 氧化还原反应	(61)
一、复习要求	(61)
二、复习指导	(61)
1. 氧化还原反应	(61)
2. 原电池和金属的腐蚀与防护	(65)
3. 电解	(67)
三、习题	(69)
测验题	(75)
第二篇 元素和化合物	(83)
第一部分 无机物	(83)
一、复习要求	(83)
二、复习指导	(84)
1. 元素在周期表的位置、特征电子构型和性质	(84)
2. 金属活动顺序表	(86)
3. I A族—钠	(86)
4. II A族—镁、钙	(89)
5. III A族—铝	(90)
6. IV A族—铁	(93)
7. IB族—铜	(95)
8. 非金属原子结构特点	(97)
9. VII A族—卤素	(99)
10. VII A族—氧、硫	(102)
11. V A族—氮、磷	(104)
12. IVA族—碳、硅	(108)
13. I A族或VII A族—氢	(109)
14. 零族—惰性元素	(111)
15. 重要物质的制法	(111)

16. 区别并比较气体和离子的检验	(113)
三、习题	(119)
第二部分 有机物	(124)
一、复习要求	(124)
二、复习指导	(124)
1. 同分异构现象	(125)
2. 有机物的命名	(127)
3. 有机物的分类	(132)
4. 烃的衍生物的结构特点和重要化学性质	(134)
5. 重要的有机反应	(134)
6. 有机物的制法	(153)
7. 有机物的鉴别	(154)
8. 石油的加工和煤的干馏	(155)
9. 蛋白质和分子化合物的初步知识	(155)
三、习题	(157)
测验题	(161)
第三篇 化学实验	(170)
一、复习要求	(170)
二、复习指导	(170)
1. 中学化学实验的常用仪器及试剂	(170)
2. 中学化学实验的基本操作	(175)
3. 物质的鉴定及鉴别	(176)
4. 典型定量实验	(180)
5. 典型制取实验	(185)
6. 实验综合例题	(188)
三、习题	(195)
测验题	(208)
第四篇 化学计算	(218)
一、复习要求	(218)

二、复习指导	(218)
1. 关于摩尔、气体体积和反应热的计算	(218)
2. 根据分子式的计算	(223)
3. 运用化学方程式的计算	(227)
4. 有关溶液的计算	(229)
5. 关于化学反应速度与化学平衡的计算	(238)
6. 关于电解质溶液的计算	(240)
测验题	(242)

第一篇 基本理论

第一部分 物质结构元素周期律

一 复习要求

1. 掌握组成原子的三种基本微粒的性质、作用和相互关系，搞清元素、同位素、质量数、原子量等概念。
2. 理解描述核外电子运动状态的四个方面和核外电子排布所遵循的三条原理，掌握核外电子排布规律，并能熟练的运用电子排布式、轨道表示式以表达元素的原子或离子的核外电子排布。
3. 搞清离子键、共价键（包括配位键）、金属键等三种主要化学键；范德华力、氢键两种分子间的作用力。熟悉化学键、分子间的作用力与物质性质间的关系。
4. 理解并能判断极性分子，非极性分子；离子晶体、原子晶体、分子晶体和金属晶体。初步了解分子的极性，晶体内微粒间的作用力跟物质性质的关系。
5. 了解原子半径、电离能、电负性等概念以及它们和元素性质间的关系。
6. 理解周期律的实质，熟悉周期表的结构，掌握原子结构，元素性质在周期表中的递变规律。

二 复习指导

我们知道客观事物是千变万化的，而外因是变化的条件，内因是变化的根据，研究物质结构，就是从物质的内部去寻找物质的性质及其变化规律的根本原因。

物质结构内容主要包括原子结构，分子结构和晶体结构三部分，其中原子结构是核心，起主导作用的，从原子结构的观点可进一步认识元素的性质及其递变规律，从而揭露元素周期律的实质，掌握原子结构，元素性质和元素周期表之间的密切联系，并能利用元素周期表去系统研究元素及其化合物的性质；但是人们常见的物质中，除惰性气体外都不是以单原子的形式存在，而是以原子与原子相互化合所形成的分子或晶体的形式出现，因此在寻找影响物质（单质或化合物）性质的微观原因时，除了要考虑原子结构方面的因素以外，还必须考虑分子结构，晶体结构方面的因素；所谓分子结构和晶体结构，就是指原子（或原子团）在分子或晶体内键的结合方式和空间排列，例如白磷和红磷，它们都是磷原子结合而成的，它们的化学性质有不少相同的地方，例如它们在空气中燃烧都能生成五氧化二磷，但由于它们的分子结构和晶体结构不同，致使它们的物理性质和化学性质有很大差异；例如白磷的化学性质较活动，在空气中被氧化而引起燃烧，而红磷就较为稳定等。又如氮原子最外层有五个电子，原子半径小，电负性又较大，应表现较强的非金属性，而氮气的化学性质却很活动，为什么呢？这是因为氮分子是由二个氮原子结合而成，氮原子间共用三对电子，键能很

高，所以单质氮的化学性质很稳定而不易参予化学反应。在分子或晶体内键合方式对物质性质的影响是主要的，学习化学键就是要了解分子或晶体内原子间键的结合方式，即原子是怎样结合成分子、原子和分子如何形成各种物质，因此要掌握好化学键的三个基本类型（离子键、共价键和金属键）及其与物质性质的关系。

1. 原子结构

1) 原子的组成

原子由质子、中子、电子等微粒组成。

① 三种微粒的性质

微 粒 \ 性 质	电 性、电 量	质量（相对质量）
质 子	1个单位正单荷	$1.007 \approx 1$
中 子	不显电性	$1.008 \approx 1$
电 子	1个单位负电荷	质子质量的 $\frac{1}{1836}$

1个电子（或质子）所带的电量为 1.60×10^{-19} 库伦

② 原子内微粒间的电性关系和质量关系。

电性关系：质子数 = 核电荷数 = 核外电子数

质量关系：质量数 = 质子数 + 中子数

③ 从原子结构观点认识下列概念

元素：元素是具有相同核电荷数（或质子数）的同类原子的总称。目前发现的元素有107种。

同位素：同位素是具有相同核电荷数（或质子数）和不

同中子数的同一元素的不同原子互称为同位素。107种元素中大部分都有同位素，因此元素的种类有107种，而原子却有1千多种。

例如氢的同位素有 ^1_1H (氕)， ^2_1H (氘常用D表示)， ^3_1H (氚，常用T表示)。

氯的同位素有 $^{35}_{17}\text{Cl}$ ， $^{37}_{17}\text{Cl}$ 。

碳的同位素有 $^{12}_6\text{C}$ (用作衡量原子量标准的稳定同位素)， $^{13}_6\text{C}$ ， $^{14}_6\text{C}$ 。

铀的同位素有 $^{234}_{92}\text{U}$ ， $^{235}_{92}\text{U}$ ， $^{238}_{92}\text{U}$ 。

质量数：是指某种原子的近似原子量，其数值是原子核内质子数、中子数之和，电子质量忽略不计)。

例如质量数为35的氯的同位素，原子核内有17个质子，则中子数为 $35 - 17 = 18$ 。

原子量：是指某种元素的原子量，它是按各种天然同位素原子所占一定百分比算出来的平均值，即各种天然同位素原子量的平均值。

原子、质子、中子等微观粒子它们的质量很小，都是以碳的同位素 $^{12}_6\text{C}$ 的一个原子质量的 $1/12$ 为标准，其它微观粒子的质量跟它相比较所得的数值。所以是相对质量，没有单位。

掌握平均原子量的计算方法：

例1、硅元素在自然界有三种同位素： $^{28}_{14}\text{Si}$ 占92.21%， $^{29}_{14}\text{Si}$ 占4.7%， $^{30}_{14}\text{Si}$ 占3.09%，求硅元素的近似原子量。
(28.1)

例2、天然碳元素的原子量是12.01，问自然界中碳元

素同位素 ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C 中, 原子个数百分比各占多少? 质量百分比又各占多少? (99%; 1%; 98.92%, 1.08%)

2) 核外电子的运动状态和排布规律

(1) 核外电子的运动状态

① 运动特点: 电子是微观粒子, 它的运动特点之一是高速绕核运动, 无法同时测定它的位置和动量, 也不能描画它的运动轨迹, 只能指出它在原子核外空间某处出现机会的多少, “电子云”就是用来描述电子在核外空间一定范围内出现机会多少的形象比喻。

② 运动状态的描述: 核外电子运动状态可从电子层, 电子亚层, 电子云的伸展方向, 电子自旋四个方面来描述。

电子层: 根据电子能量的高低和离核远近, 将核外电子分成不同的电子层 (实为能层), 各电子层常用下列符号表示

电子层符号 K L M N O P Q

电子层数 1 2 3 4 5 6 7

电子能量由低到高
电子离核距离由小到大 →

电子亚层: 在同一电子层中, 电子云的形状也不相同, 电子的能量还稍有差别。根据这个差别, 把一个电子层分成一个或几个亚层, 分别用 s , p , d , f 表示。在同一电子层中各亚层的能量差别为:

$$E_s < E_p < E_d < E_f$$

电子云的伸展方向: 电子云不仅有确定的形状, 而且有一定的伸展方向。我们把在一定电子层上具有一定形状和一定伸展方向的电子云所占据的空间称为一个轨道, s , p , d ,

f 各亚层的轨道数分别为 1、3、5、7 个，而每一电子层可能有的轨道数为 n^2 个。

电子的自旋：电子不仅在核外空间不停地绕核运动，而且还作自旋运动。电子自旋有两种状态、常用 $\uparrow$ 和 $\downarrow$ 表示。

为了清楚表示某个电子处于哪个电子层和哪个亚层，常采用 $1s, 2p, 3d, \dots$ 等符号、 $1s$ 表示电子在第 K 层的 s 亚层， $2p$ 表示电子在 L 层的 p 亚层；余类推，这些符号也表示能量高低，故又称能级符号，其能量顺序如下：

电子层相同时： $ns < np < nd < nf$

电子亚层相同时：

$$1s < 2s < 3s < 4s \dots$$

$$2p < 3p < 4p < 5p \dots$$

$$3d < 4d < 5d < 6d$$

(2) 核外电子的排布规律

核外电子的排布应遵循保里不相容原理，能量最低原理，洪特规则。这三条原理，实际上是反映了“体系的能量越低越稳定”的自然规律。

保里不相容原理：在同一原子中，不可能有运动状态完全相同的两个电子存在。

根据这个原理，可得出如下结论：

每一轨道中最多容纳两个自旋方向相反的电子——

$\boxed{\uparrow \downarrow}$ 。每一电子层最多只能容纳 $2n^2$ 个电子。

能量最低原理：在通常状况下，核外电子总是尽先占有能量最低的轨道，只有当能量最低的轨道占满后，电子才依次进入能量较高的轨道。

电子填入的顺序如下： $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow$

$4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$

洪特规则及其特例：同一亚层中，电子的排布将尽可能分占不同的轨道，而且自旋方向相同。其特例是：对于同一电子亚层，当电子排布为全充满、半充满或全空时，是比较稳定的。C、N和Cr、Cu等元素的核外电子排布是对洪特规则很好说明的例子。

● 熟练掌握1—36号元素的核外电子排布，并能正确写出其电子排布式及轨道表示式。

由电子的四种运动状态和核外电子排布所遵循的三条原理可以归纳出：

- ① 每一电子层最多能容纳 $2n^2$ 个电子。
- ② 最外层电子数最多不超过8个。
- ③ 次外层电子数最多不超过18个。
- ④ 最外层电子数满足8个的为“稳定结构”；最外层电子数不满8个的有达到8个电子的倾向。采取的方式不同，最外层电子数较少的（1、2、3个）有失电子达到稳定结构的倾向；最外层电子数较多的（5、6、7个）有得电子或共用电子达到稳定结构的倾向。
- ⑤ 电子的得失或电子的偏移产生了氧化-还原反应；电子的得失或电子的偏移数目形成了元素的化合价；价电子一般指能发生转移或偏移的电子，主族元素的最外层电子是价电子，副族元素的最外层电子和次外层电子的一部分（即一部分d电子）也可成为价电子。
- ⑥ 电子填充d轨道和f轨道形成的元素是副族元素。

2. 分子结构

(1) 化学键

原子可以结合成稳定的分子或晶体，原子间必然存在着相互作用；化学上把这种分子或晶体中相邻两个或多个原子（有时是离子）之间强烈的相互作用叫做化学键。化学键的主要类型是离子键、共价键和金属键。

① 离子键

阴、阳离子间通过静电作用所形成的化学键叫做离子键。当活动的金属原子和活动的非金属原子化合时都能形成离子键，离子键没有饱和性和方向性。

② 共价键

共价键：原子间通过共用电子对（电子云重叠）所形成的化学键，叫做共价键。一般地说，相同的非金属原子间和不同的非金属原子间化合时都能形成共价键，共价键具有饱和性和方向性。

形成稳定共价键的条件是：成键原子的双方只有未成对且自旋方向相反的电子相遇才能配对成键，所以共价键具有饱和性；成键原子双方电子云重叠时，总是沿着重叠最多的方向进行，才能形成稳定的共价键，所以共价键具有方向性。

配位键：是一种特殊的共价键。共用电子对由一个原子单方面提供而形成的共价键叫做配位键。配位键形成的条件是一方能提供孤对电子，另一方有空轨道。例如 NH_3 和 H^+ 以配位键形成 NH_4^+ ， H_2O 与 H^+ 以配位键形成 H_3O^+ 。

共价键和配位键本质上都是通过共用电子对而形成的化学键，没有什么根本的不同，只不过是共用电子对来源不同而已。