

新编高中 化学解题途径

蔡爱莉 汤永容 方武勇 编

大学出版社

新编高中化学解题途径

蔡爱莉 汤永容 方武勇

华东师范大学出版社

责任编辑：彭仕齐

新编高中化学解题途径

蔡爱莉 汤永容 方武勇

华东师范大学出版社出版发行

(上海中山北路 8663 号)

邮政编码：200062

新华书店上海发行所经销

上海新文印刷厂印刷

开本：787×1092 1/32 印张：14.75 字数：380 千字

1994 年 12 月第一版 1997 年 2 月第五次印刷

印数 5,5001—6,6000 本

ISBN 7-5617-1249-9/G·536 定 价：11.70 元

前 言

本书是以教学大纲和现行化学教材为主要依据, 以培养学生思维能力和分析能力为目的而编写的。内容分为基本概念和基本理论、元素及其化合物、化学计算、有机化学、化学实验、综合练习等六章。可用作高三学生化学总复习及准备会考和高考的参考书。

本书结构特点:

章内每部分内容都分为“内容综述”、“例题解析”与“自测练习”三方面。“内容综述”中根据教材重点和难点, 进行基础知识的归纳和分析, 帮助学生形成知识网络; “例题解析”重点突出解题方法, 通过典型例题的剖析, 开拓解题思路和方法, 使学生掌握解题规律; “自测练习”则精选代表性强、且有新意的习题, 以利培养学生解决问题的能力。本书有少量超过教学大纲的内容, 均用“*”表示, 供读者参考。

由于水平所限, 书中难免有不妥之处, 恳请读者指正。

蔡爱莉 汤永容 方武勇

目 录

第一章 基本概念和基本理论	1
一、物质结构和元素周期律	1
二、电解质溶液	37
三、化学反应速度和化学平衡	77
四、氧化-还原反应	98
第二章 元素及其化合物	114
一、非金属元素	114
二、金属元素	142
第三章 化学计算	168
一、化学计算的内容、公式和解析	168
二、化学计算的方法	187
第四章 有机化学	231
一、同系物和同分异构体	231
二、有机物的性质和制法	245
三、有机反应类型	261
四、有机物结构简式的推断	275
五、有机合成	291
第五章 化学实验	310
一、常用仪器和基本操作	310
二、常见气体的实验室制法	321
三、物质的鉴别和鉴定、提纯和分离	344
四、定量实验和实验设计	361
第六章 综合练习	383

综合练习(一)	383
综合练习(二)	395
综合练习(三)	406
综合练习(四)	418
综合练习(五)	427
附录: 部分参考答案	438
第一章 自测练习 1-1	438
自测练习 1-2	439
自测练习 1-3	440
自测练习 1-4	441
第二章 自测练习 2-1	442
自测练习 2-2	443
第三章 自测练习 3-1~3-2	444
第四章 自测练习 4-1	446
自测练习 4-2	447
自测练习 4-3	447
自测练习 4-4	418
自测练习 4-5	449
第五章 自测练习 5-1	450
自测练习 5-2	451
自测练习 5-3	452
自测练习 5-4	453
第六章 综合练习(一)	454
综合练习(二)	456
综合练习(三)	458
综合练习(四)	459
综合练习(五)	461

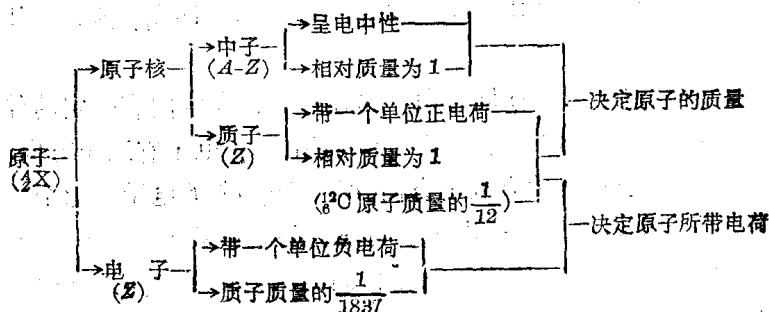
第一章 基本概念和基本理论

一、物质结构和元素周期律

内容综述

(一) 原子结构

原子是由质子、中子、电子等微粒组成。



质量关系: 质量数(A) = 质子数(Z) + 中子数(N)

电性关系: 质子数 = 核电荷数 = 核外电子数 = 原子序数

在阳离子中, 质子数 > 核外电子数

在阴离子中, 质子数 < 核外电子数

在中性原子中, 质子数 = 核外电子数

(二) 核外电子的运动状态和排布规律

1. 电子云

电子云是一种比喻, 它形象地描述了电子在核外单位体积某一空间出现机会的图像。好像带负电的云雾笼罩在原子

核的四周一样。电子最常出现的空间区域,电子云密度较大,反之电子云密度较小。

2. 核外电子运动状态的描述

(1) 电子层: 描述电子云的大小, 即电子分布与核间距离。如电子层数用 n 表示, n 值由 1 到 7, 能量逐渐升高, 又用 K, L, M, N, O, P, Q 表示。

(2) 电子亚层: 描述电子云的形状。 s 亚层电子云是球形的, p 亚层电子云是纺锤形。

同层按 s, p, d, f 能量逐渐升高; 不同电子层 n 越大能量越高。

不同层的 $1s < 2s < 3s < 4s$ 等; $2p < 3p < 4p$ 等; 能量交错 $3d > 4s$ 。

(3) 电子云的伸展方向: 描述电子云在空间有一定的伸展方向, 每一个伸展方向叫一个“轨道”。 p 电子有三个方向, 即三个轨道; d 电子有五个方向, 即五个轨道; f 电子有七个方向, 即七个轨道。每一电子层可能有的轨道数为 n^2 个。 p 亚层分 p_x, p_y 和 p_z , 它们能量是相同的, 但伸展方向是互相垂直。

(4) 电子的自旋: 电子的自旋有顺时针与逆时针两种自旋状态, 常用 $\uparrow$ 和 $\downarrow$ 表示。

3. 核外电子排布规律

(1) 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。据此可推知每个电子层可能容纳的最多电子数为 $2n^2$ 个。

(2) 能量最低原理: 核外电子总是首先占据能量最低的轨道。由能量低过渡到能量高的顺序依次排布。

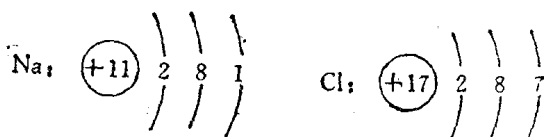
(3) 洪特规则: 同一亚层的不同轨道上, 电子总是尽可

能分占不同的轨道且自旋方向相同。由此推导出的结论： p^0 、 d^0 、 f^0 全空时， p^3 、 d^5 、 f^7 半充满时，以及 p^6 、 d^{10} 、 f^{14} 全充满时是能量较低的稳定状态。

(4) 电子的近似能级排布为： $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < \dots$ 。失电子的顺序从外层向里失，如 $4s^n$ 先失，后失 $3d^m$ 的电子。

(5) 核外电子排布的几种表示法

① 原子结构示意图：它能反映出原子核外每一电子层上的电子数。例如，

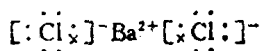


② 电子排布式：它能反映出原子核外的电子层和电子亚层两种运动状态和电子排布。例： $_{12}\text{Mg } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ； $_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ 。

③ 轨道表示式：它能完整地反映出原子核外电子的四种运动状态。例如，



④ 电子式：在元素符号周围用小黑点(或 $\times$)来表达原子最外层电子的分布状况。电子式常用于表示物质分子的形成。表示离子化合物时，阴离子符号上须加上中括号，以与共价化合物的表示方法相区别。例： BaCl_2 的电子式：



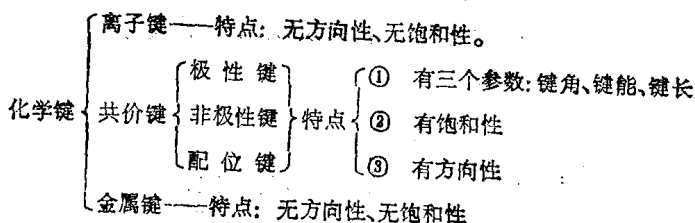
表示共价化合物时，若化学键是极性键。电子对表示可有

偏移,但不可以离子符号表示。例: $\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$

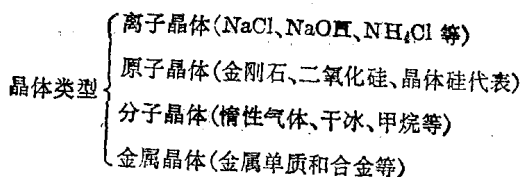
⑤ 最外层电子数(或外围电子构型): 它仅反映原子最外层电子的电子层和电子亚层两种运动状态和排布。例: $1s^2 2s^2 2p^6$; 氮族: $ns^2 np^3$ 。

(三) 分子结构和晶体结构

1. 化学键: 指分子或晶体中相邻原子或离子间强烈的相互作用。它的实质是电性间的相互作用。



2. 晶体结构的分类:



3. 极性分子和非极性分子:

分子的极性跟键的极性、分子的空间构型(对称性)有关。现列表说明如表 1-1 所示。

(四) 元素周期律和元素周期表

1. 元素周期律

元素的性质, 随着核电荷数的递增而呈周期性变化。这里的周期性体现在:

(1) 核外电子排布是周期性变化的根本。由最外层 1 个电子递增至 8 个电子, 然后又重复出现 1 递增至 8 的递变。

表 1-1 极性分子和非极性分子

键的极性	代 表 物	分子空间构型对称性	分子的极性
非极性键	H ₂ 、N ₂ 、Cl ₂	直线型、对称	非极性分子
极 性 键	HCl、HBr	直线型、不对称	极性分子
	CO ₂ 、CS ₂	直线型、对称	非极性分子
	H ₂ O、H ₂ S	弯曲型、不对称	极性分子
	NH ₃	三角锥型、不对称	极性分子
	CH ₄ 、CCl ₄	正四面体、对称	非极性分子
	BF ₃	平面三角型、对称	非极性分子

(2) 原子半径的周期性变化。由碱金属元素到卤素、原子半径由大逐渐变小。惰性元素最大(测定方法不同)。

(3) 元素的主要化合价呈周期性变化。正价由 1 增至 7 (惰性元素为 0), 负价由 -4 到 -1。

*(4) 第一电离能的周期性变化。随着原子序数的递增, 元素原子的第一电离能由小到大。

人们按核电荷数由小到大的顺序, 逐一给元素编的序号, 叫做元素原子序数。

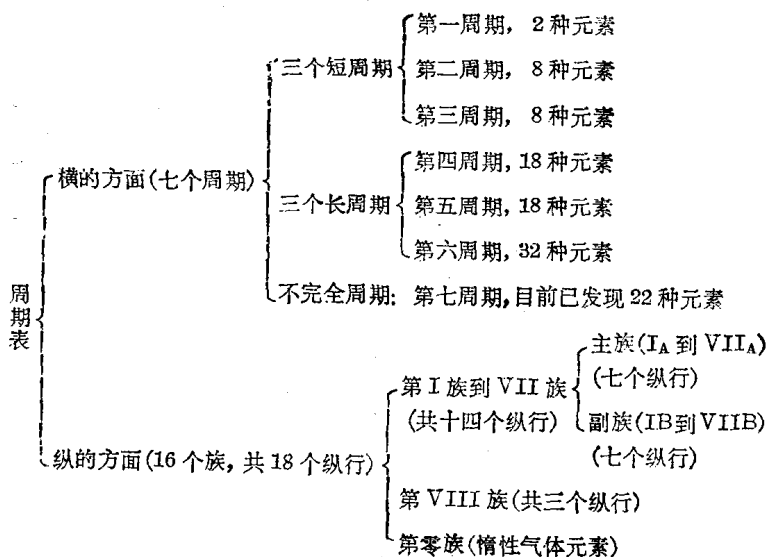
2. 元素周期表的结构

横行: 七个周期(三短、三长、一个不完全)

纵行: 十六个族(七主、七副、VIII 族、零族)

周期: 具有相同的电子层数, 而又按原子序数递增的顺序排列的一系列元素, 叫做一个周期。周期的序数就是该周期元素的原子具有的电子层数。

族: 每个纵行(除第 8、9、10 三个纵行)作为一族。



*区域:

s 区元素原子的特征电子构型: $ns^{1\sim 2}$, 所以除氢外, 一般是典型金属。

d 区元素的特征电子构型: $(n-1)d^{1\sim 10}ns^{1\sim 2}$ (Pd: $3d^{10}5s^0$)。

f 区元素的特征电子构型: $(n-2)f^{0\sim 14}(n-1)d^{0\sim 10}ns^2$, 所以 d 区、 f 区都是金属元素。

p 区元素原子的特征电子构型: $ns^2np^{1\sim 6}$, 所以有金属、非金属和惰性元素。

对角线(从 B 到 At 的位置所连结的线):

右上方为非金属、惰性元素, 左下方为金属元素。对角线附近一般出现两性元素。

3. 元素周期位置和原子结构的关系

原子序数 = 核外电子总数 = 核电荷数 = 质子数

周期数 = 核外电子层数

主族元素的最高正化合价数(O、F等少数元素例外)=主族元素的族数=主族元素原子的最外层电子数。

8-族数=负化合价数(绝对值)。(IVA到VIIA的元素才能形成气态氢化物)

4. 元素的性质和原子结构的关系(主族)(表1-2)

表1-2 元素的性质和原子结构的关系

	同周期元素(从左至右)	同族元素(从上至下)
核外电子层数	相 同	逐 渐 递 增
最外层电子数	逐 渐 递 增	相 同
原子半径	逐 渐 减 小	逐 渐 增 大
金属性	逐 渐 减 弱	逐 渐 增 强
非金属性	逐 渐 增 强	逐 渐 减 弱
化合价	最高正化合价由+1到+7, 依次递增	最高正化合价等于它所在族的序数, $IV_A - VII_A$ 元素负价等于(8-族数)。惰性元素的化合价为零
*第一电离能	逐 渐 增 大	趋 于 减 小
*电负性	逐 渐 增 强	逐 渐 减 弱

(1) 原子结构和同周期元素性质递变规律的关系:

同周期元素的原子, 它们的电子层数相同。随着核电荷数的递增, 原子半径逐渐减小, 原子核对最外层电子的吸引力逐渐增强, 原子失去电子的倾向逐渐减弱, 获得电子的倾向逐渐增强, 所以出现了同一周期里各元素从左到右元素的金属性逐渐减弱, 非金属性逐渐增强的规律。

长周期中部元素的金属性递变缓慢的原因, 是由于这些

元素最外电子层上一般只有2个电子,随着核电荷数的增大,电子大多增加在内层的 d 轨道或 f 轨道上,所以,性质递变缓慢,对化学性质影响较小。

(2) 原子结构和同主族元素性质递变规律的关系:

同主族元素的原子最外电子层上的电子数相同,在参加化学反应时,原子间得失或与其它原子共有电子对的电子数也相同,因此,同主族元素的化学性质相似。

但是,同主族元素自上而下,随着核电荷数的递增,电子层数也在逐渐增加,使原子半径逐渐增大,原子核对最外层电子的吸引力逐渐减弱,这样,原子失去电子的倾向逐渐增强,或结合外来电子的能力逐渐减弱,所以,出现了同一主族元素从上至下金属性逐渐增强,非金属性逐渐减弱的规律。

5. 元素性质的推断

根据元素的原子结构和元素周期表里的位置,就可以推断该元素以下几个方面的主要性质:(1)元素的金属性和非金属性及其强弱;(2)元素最高正化合价数,最高价氧化物及其对应水化物的分子式和它们的化学性质;(3)元素在气态氢化物中的化合价(负价)以及气态氢化物的稳定性。

例题解析

[例1] 在下列有关原子组成的说明中,正确的是()

(A) ${}^{24}_{8}\text{O}$ 表示的氧原子的质量数是24; (B) ${}^{235}_{92}\text{U}$ 表示的铀原子质量数是235,核外有235个电子; (C) ${}^3_1\text{H}$ 表示的氢原子由一个质子、一个中子和一个电子组成; (D) ${}^2_1\text{H}$ 表示的是重氢原子。

[解析] 解答此题时应熟练掌握构成原子的三种基本粒子及其特点的概念,我们可以用列出表1-3的形式概括。

表 1-3

	质 子	中 子	电 子
电 量	+1	0	-1
相对质量	1	1	$\frac{1}{1837}$

原子中三种基本粒子数量上存在下述关系:

质子数 + 中子数 = 质量数; 质子数 = 核外电子数 = 原子序数。

用以上两个关系式来判断上述各题。

符号 ${}^8_8\text{O}$, 表示该原子序数为 8, 质量数为 16, 故命题(A)是错的; 符号 ${}^{92}_{32}\text{U}$ 表示该原子的序数为 92, 核外有 92 个电子, 故命题(B)也是错的; 符号 ${}^1_1\text{H}$ 表示质量数为 1, 质子数 = 原子序数 = 1, 所以中子数 = 0, 故命题(C)也是错的; 命题(D)符合以上两个关系式。本题正确答案是(D)。

[例 2] 钾元素有 ${}^{39}\text{K}$ 、 ${}^{40}\text{K}$ 和 ${}^{41}\text{K}$ 等三种同位素, 下列有关叙述无错误的是()

(A) 钾原子的质量就是其原子量, (B) 钾-39 的原子量为 39; (C) 钾元素的平均原子量为 40; (D) 钾-40 的近似原子量和质量数均为 40; (E) 钾元素的原子量为 39.098, 其近似原子量为 39。

[解析] 首先要明确几个概念: ① 原子的质量是以千克为单位的原子的实际质量, 而原子量是以碳-12 为标准的原子的相对质量。② 对具有多种同位素的元素, 每种同位素对应一个原子量, 即同位素原子量, 按它们在自然界中所占原子百分比计算的平均值称元素原子量, 即平均原子量。③ 若

对同位素原子量取其近似整数值称近似原子量(与质量数相等),按它们在自然界所占原子百分比计算的平均值称元素近似原子量,即近似平均原子量。

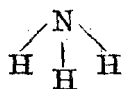
在本题的供选答案中,(A)混淆了原子的质量与原子量;(B)没有分清质量数与同位素原子量;(C)没有按正确的方法求其平均原子量;(E)把近似原子量误认为是元素原子量的近似整数值。本题答案是(D)。

[例3] 填写下表(表1-4);

表 1-4

分子类型	空间构型	实 例	键的极性	分子的极性
双原子分子 A_2 、 AB	直 线 型	H_2 、 HF		
三原子分子 ABC 、 ABA	直线型、弯曲型	CO_2 、 H_2O		
四原子分子 AB_3	平面三角型、三角锥型	BF_3 、 NH_3		
五原子分子 AB_4	正四面体	CH_4		

[解析] 分析分子的极性要注意键的极性与分子空间构型。因为化学键的极性是分子极性产生的原因之一。当分子内的化学键为由分子中电荷的空间分布不对称,即各个键的极性无法抵销时,为极性分子。例如: NH_3 分子中, $N-H$ 键是极性键, NH_3 分子是三角锥形分子。



键的极性不能相互抵销,分子里的电荷分布是不对称的,致使分子有极性。当分子内所有的化学键都为非极性键时,分子为非极性分子。或分子中电荷的空间分布对称,使各个键的

极性互相抵销时,形成非极性分子。例如: CH_4 分子中, 4 个 $\text{C}-\text{H}$ 键均是极性键。但由于分子中 4 个 $\text{C}-\text{H}$ 键的极性相互抵销, 或者说分子中的电荷的空间分布对称, 因此 CH_4 是非极性分子。

其它分子的有关答案如表 1-5 所示。

表 1-5

实 例	H_2	HF	CO_2	H_2O	BF_3
键的极性	非极性键	极性键	极性键	极性键	极性键
分子的极性	非极性分子	极性分子	非极性分子	极性分子	非极性分子

[例 4] 下列各组微粒的半径比值大于 1 的是()

(A) $\frac{\text{Mg}^{2+}}{\text{Na}^+}$ (B) $\frac{\text{S}^{2-}}{\text{Cl}^-}$ (C) $\frac{\text{Cl}^-}{\text{Al}^{3+}}$ (D) $\frac{\text{Na}^+}{\text{Na}}$

[解析] 这是一道比微粒半径大小的选择题。微粒半径大小的规律是:

① 同周期元素的原子半径, 随着核电荷数的增加而逐渐变小。

② 同主族元素的原子半径, 随着电子层数的增加而逐渐变大。

③ 同种元素的阳离子半径比原子半径小, 同种元素的阴离子半径比原子半径大。

④ 电子层结构相同的微粒(阳离子、阴离子、原子), 核电荷数大的半径小。

⑤ 同周期元素的阴离子的半径比阳离子的半径大。

理解和掌握了上述微粒半径大小的规律, 就抓住了正确