

中学化学 基础知识纲要

上海教育出版社

中学化学基础知识纲要

张 伯 群 编

上 海 教 育 出 版 社

一九八二年六月

中学化学基础知识纲要

张伯群 编

上海教育出版社出版

(上海永福路 123 号)

新华书店上海发行所发行 上海市印刷四厂印刷

开本 787×1092 1/32 印张 2.375 字数 49,000

1983 年 1 月第 1 版 1983 年 1 月第 1 次印刷

印数 1—38,700 本

统一书号: 7150·2800 定价: 0.22 元

前 言

化学是一门基础的自然学科。在中学阶段主要是进行普及性的化学知识教育。通过中学化学的学习，我们要学会用实验的方法重现一些化学现象，对它们进行定性的、定量的观察；还要学会用化学语言来描述化学现象，探索这些现象的规律；并从结构的深度对这些现象进行理论性的解释。中学化学的内容，既有大量的实验事实需要我们记忆，又有许多比较抽象的科学原理、理论要我们掌握。当我们没有用科学的方法来学习时，经常会遇到许多困难，同学们常提出“怎样才能学好化学”的问题。

怎样才能学好化学？它和其他任何一门学科一样，首先要在自己的头脑里编织成化学学科的“知识网”，而决不是零星的、片断的、机械的知识堆积。可惜这项工作在近年的教学实践中很少受到重视。特别是在违背教学原则的“题海战术”的学习方法指导下，许多同学只是盲目地追求学会解答习题，而不是努力去把自己学到的知识进行整理，使它系统化、条理化。“题海战术”加重了学生的学习负担，束缚了学生智能的发展，更把我们的学习方法引导到完全错误的道路上去。

编写这本小册子的目的，就是想把中学化学的基础知识组织起来，编成一个比较完整的体系。通过阅读这本小册子，让同学们知道怎样来整理知识，帮助同学们在头脑中建立起中学化学知识结构网，系统地掌握化学知识。如果这本小册子能对同学们改进学习方法，发展分析、归纳的科学思维能力

有所启发的话,这就是我最良好的愿望。

本书中的分类方法只是我个人的一种尝试,既不是唯一的方法,也决不是一种最好的分类方法,错误、缺点是难免的,希望读者批评指正。

张伯群

一九八二年四月

目 录

一、化学基本定律	1
二、物质结构理论(一)原子结构	5
三、物质结构理论(二)化学键	8
四、物质结构理论(三)分子间作用力	11
五、氧化-还原	14
六、平衡	17
七、溶液 胶体溶液	19
八、电离理论	24
九、原电池和电解池	28
十、化学计算	33
十一、几种元素的性质	38
十二、氢化物和氧化物	43
十三、含氧酸和盐 无机物反应类型	47
十四、有机化合物(一)烃	50
十五、有机化合物(二)烃的衍生物	55
十六、有机化学反应	60
十七、化学实验方法	66

一、化学基本定律

化学是一门以实验为基础的科学。通过实验，特别是定量实验，测定出化学变化中存在着的普遍规律，科学家把它们总结成许多科学定律。化学定律的发现使化学成为一门系统的科学。这些定律也是我们学习、研究化学科学的重要工具。

质量守恒定律

参加化学反应的各物质的质量总和，等于反应后生成的各物质的质量总和。

在一切化学反应里，反应前后原子的种类没有改变，原子的数目也没有增减，因此，反应前后各物质的质量总和必然相等。

在书写化学方程式时，等号前后各种原子的总数必须配平。配平化学方程式常用观察法和最小公倍数法。氧化还原反应一般是通过分析电子转移或化合价升降的方法来配平的。

定组成定律

各种纯净物质都有固定的组成。

任何纯净化合物的组成元素的质量，都有一定的比例，即组成任何物质的分子中各元素的原子个数比都是一定值。因此，一种物质只有一个分子式。物质的分子式是通过对物质组成测量结果进行计算得到的。

阿佛加德罗定律

在相同的温度和压强下，相同体积的任何气体都含有相同数目的分子。

在标准状况下，1 摩尔的任何气体的体积都大约是 22.4 升。这 22.4 升气体的质量就是这种气体的摩尔质量。不难理解，在同温、同压下，等体积的两种气体的质量比（相对密度）等于这两种气体的分子量的比。

当量定律

在任何化学反应中，反应物以相等的克当量数进行反应。酸跟碱起反应时，它们的克当量数相等，所以

$$N_{\text{酸}} \cdot V_{\text{酸}} = N_{\text{碱}} \cdot V_{\text{碱}}$$

（ N ——当量浓度， V ——溶液的体积，它们的单位不一定是升，只要相同即可。）

在同一化学反应中，生成物和反应物的克当量数相等。

平衡移动原理（勒沙特列原理）

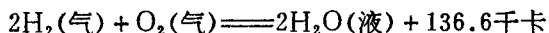
改变影响平衡的一个条件（如浓度、压强或温度等），平衡就向能够减弱这种改变的方向移动。

能量守恒定律

化学反应都伴随着能量的变化。物质的化学能和热能、电能、光能等可以互相转化，转化时遵守能量守恒定律：反应前后能量的总和保持不变。

化学反应的能量变化通常表现为热量的变化，即发生吸热或放热的现象。表明反应时放出或吸收的热量的化学方程

式,叫做热化学方程式。例如,



热化学方程式中分子式前面的系数表示摩尔数。在热化学方程式中,要注明物质的状态(气、液、固),放出热量用“+”表示,吸收热量用“-”表示。

1摩尔物质完全燃烧生成稳定的氧化物时所放出的热量,叫做燃烧热。

在稀溶液中,1摩尔 H^+ 和 1 摩尔 OH^- (1 克当量的酸和碱)中和生成水时所放出的热量,叫做中和热。

元素周期律

元素的性质随着元素原子序数的递增而呈周期性的变化。

元素原子电子层排布、原子半径的大小、第一电离能的高低、元素的金属性和非金属性都随着元素原子序数的递增出现周期性的变化。

在周期表中,具有相同电子层数而又按照原子序数递增的顺序排列的一系列元素,叫做一个周期。周期表中每个纵行叫做一个族(第 VIII 族有三个纵行)。周期表共有七个周期,七个主族、七个副族、一个 VIII 族和一个零族。

原子结构跟周期律的关系:

元素原子的电子层数 = 周期序数

原子的核电荷数 = 核外电子数 = 原子序数

主族元素最外层电子数 = 主族序数 = 最高正价数

负价数 = $8 - \text{主族序数}$

原子核外电子层结构周期地反复着同样的排布(主要是最外层),这是元素性质发生周期性变化的原因。

周期表里元素性质的递变规律:

同主族元素性质的递变 同主族元素的原子, 它们的最外层电子数相同, 所以它们的性质很相似。随着核电荷数的递增, 同主族元素的电子层数和原子半径都逐渐增加, 核对最外层电子的吸引力逐渐减弱, 原子失去电子的倾向逐渐加强, 结合电子的倾向逐渐减弱。因此, 周期表中从上到下, 元素的金属性逐渐增强, 非金属性逐渐减弱。

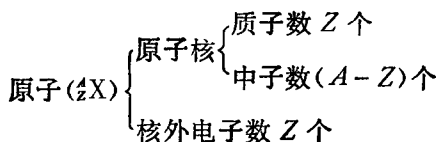
同周期元素性质的递变 同周期元素的原子, 它们的电子层数相同, 随着核电荷数的增加, 外层的电子数逐渐增加, 原子半径逐渐缩小, 核对最外层电子的吸引力逐渐增强, 原子失去电子的倾向逐渐减弱, 结合电子的倾向逐渐增强。因此, 周期表中从左到右, 元素的金属性逐渐减弱, 非金属性逐渐增强。

二、物质结构理论(一)原子结构

原子的组成

原子是由原子核和绕核高速运转的电子组成的。

每种原子核带有一定量(Z)的正电荷,并具有一定的质量(用质量数 A 表示),符号是 ${}_Z^AX$ 。组成原子的粒子间的关系是



同位素

具有相同质子数和不同中子数的原子,互称为该元素的同位素。同一元素的各种同位素,化学性质几乎完全相同,在自然界里所占的百分比(按原子个数)一般是不变的。元素的原子量是它的各种同位素原子的原子量,按照它们的相对存在量计算得到的平均值。

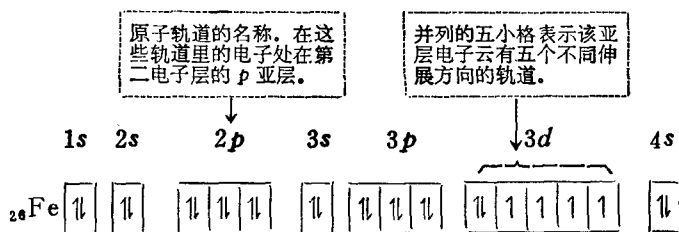
核外电子排布

每个核外电子的运动状态由它所处的电子层(用1、2、3……表示从最靠近核的电子层向外数的序列)、电子亚层(分s、p、d、f等)、电子云的空间伸展方向和自旋状态(正↑、反↓)

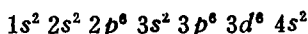
* 一个原子的质量跟一个 ^{12}C 原子的质量的 $1/12$ 相比较所得的数值是这种原子的原子量。原子量的近似整数就是这种原子的原子核的质量数。

等四个方面来决定。

原子的电子层排布用轨道表示式表示。例如铁原子的电子层排布是



也可以用电子排布式表示：

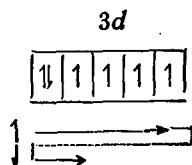


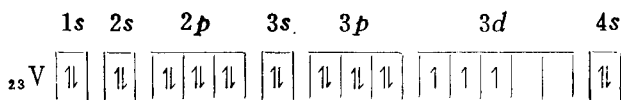
核外电子的排布遵循保里不相容原理、能量最低原理和洪特规则三条规律：

每一原子轨道(轨道表示式中的一个□)只能排布自旋相反的两个电子。

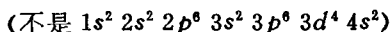
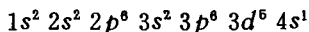
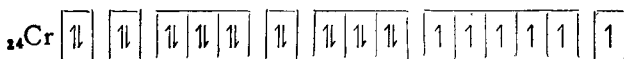
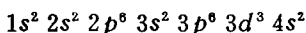
电子填充进轨道的顺序 $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow \dots$ 。

在同一亚层中的各个轨道(3个 p 轨道或5个 d 轨道等)上,电子先分占各个不同的轨道,而且自旋相同,然后再以相反的自旋进入每一轨道。各个轨道在全空(全部没有电子填入)、半空或全满时是最稳定的。例如,





电子排布式

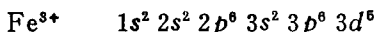
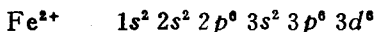


离子

带有电荷的原子(或原子团)叫做离子。带正电荷的离子叫做阳离子,带负电荷的离子叫做阴离子。

从气态原子中去掉电子,把它变成气态阳离子时需要消耗的能量,叫做电离能。元素电离能的大小,反映元素原子失去电子的难易程度。

离子的电子排布也可以用轨道表示式或电子排布式表示。例如,



阳离子半径比相应的原子半径小,阴离子半径比相应的原子半径大。

元素的化学性质主要是由原子的最外电子层(有时也包括次外层)的排布决定的。元素的化合价跟最外层(有时也包括次外层)的电子个数有密切关系,所以这部分电子叫做价电子。原子半径的大小也在一定程度上影响元素的性质。

三、物质结构理论(二)化学键

原子可以结合成分子。分子中相邻的两个或多个原子之间的强烈相互作用,叫做化学键。

化学键的种类

化 学 键	成 键 的 原 因	键 的 特 征
离 子 键	阴、阳离子之间的静电作用	没有饱和性和方向性
共 价 键	原子间共用电子对(电子云的重叠)	有饱和性和方向性
配 位 键	电子对由一个原子(有孤对电子的原子)单方面提供而跟另一个原子(有空轨道的原子)共用	是特殊的共价键,有饱和性和方向性
金 属 键	金属晶体里的自由电子跟全部金属离子相互作用	没有饱和性和方向性

共价键的参数

键长——两个成键原子的核间的平均距离。键长越短,两个原子间形成的键越牢固。

键角——在分子中键和键之间的夹角。

键能——拆开 1 摩尔的某一共价键需要吸收的能量(千卡),它是共价键强度的量度。键能越大,表示化学键越牢固,含有该键的分子越稳定。

化学键的极性

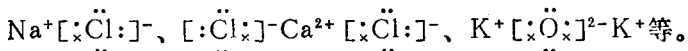
同种原子形成共价键,共用电子对不偏向任何一个原子,共价键没有极性,叫做非极性键。

不同种原子形成共价键,共用电子对偏向吸引电子能力强的原子一方,这一方的原子带部分负电荷,另一方原子带部分正电荷,这样的共价键叫做极性键。

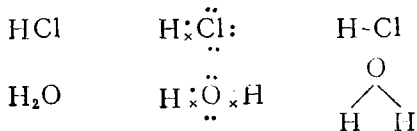
两个成键原子吸引共用电子对能力的大小,用元素的电负性来表示。一般说来,金属的电负性较低,非金属的电负性较高。两个成键原子的电负性的差等于零时,共价键是非极性的。当这个差增大时,共价键变成极性的,差值越大,极性越强。当这个差增加到一定值时(通常定作大于1.7)就形成离子键。

化合物的分子式、电子式和结构式

离子化合物在室温下以离子晶体形式存在,在晶体中不存在单个的离子型分子。常用的式子,如 NaCl 、 CaCl_2 等都是表示离子晶体中离子的个数比,不表示分子组成的分子式。它们的电子式可写成

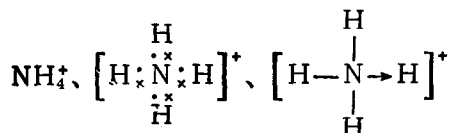


共价化合物以单个的分子形式存在,可以用分子式、电子式和结构式表示分子的组成、原子间的共用电子对和分子中各原子的排列顺序。例如,

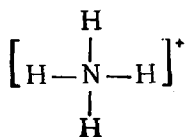


多原子离子的化学式、电子式和结构式

离子可以以单个的微粒形式存在(例如在水溶液中)，可以用化学式、电子式或结构式表示它的组成。例如，



在铵根中的一个 N—H 键是配位键，用 $\rightarrow$ 表示，箭头指向有空轨道的 H 原子。因为轨道杂化，在铵根中四个 N—H 键的性质是相等的，因此也常用下面的结构式表示：



四、物质结构理论(三)

分子间作用力

非极性分子和极性分子

键的性质	电子云或共价键的分布	分子的性质
以非极性键组成的分子	整个分子的电子云分布是均匀的	非极性分子，整个分子不显电性。正电荷的中心跟负电荷的中心互相重合
以极性键组成的分子	各极性键的空间排列是对称的	
	各极性键的空间排列是不对称的	极性分子，整个分子不显电性。正电荷的中心跟负电荷的中心不重合

分子间作用力

分子之间存在的作用力又叫做范德华力。它是由极性分子和极性分子，极性分子和非极性分子(使后者先极化再互相作用)或非极性分子之间(由于电子的运动，使非极性分子出现瞬时的极性)弱的静电力的作用产生的。分子间的作用力比原子间的作用力(化学键)小得多。

氢键

当氢原子跟电负性很大、半径很小的原子(象氟、氧、氮等)结合成强极性分子时，氢的电子云被这种原子吸引后几乎