

C167
0400

化学分析知识 与材料分析方法



徐州市科技情报站

徐州市机械研究所

前 言

在党的建设社会主义总路线的指引下，近几年来，许多厂矿兴建了化验室，化学分析队伍不断壮大，但新手多，技术水平低，为适应生产需要，我所最近举办了“化学分析基础知识”训练班，并编写了“化学分析知识与材料分析方法”这份资料。

“化学分析知识与材料分析方法”这份资料共分九章：前五章是化学分析知识，后四章是材料分析方法，包括钢铁、铁合金、铜合金和砂子、粘土及炉渣等的分析方法。在编写过程中，我们本着少而精的原则，力求简要、通俗、实用，但由于水平低，实践经验少，一定存在着不少缺点和错误，殷切希望同志们批评指正。

一九七三年十一月

目 录

第一章 化学基础知识	1
第一节 化学中的几点基本概念.....	1
第二节 化学的基本定律.....	4
第三节 原子结构和元素周期律.....	6
第四节 酸、碱、盐及其一般化学性质.....	9
第五节 溶液.....	12
第六节 定量分析的基本概念.....	16
第二章 重量分析	18
第一节 重量分析概要.....	18
第二节 重量分析对沉淀的要求、沉淀剂的选择.....	18
第三节 沉淀剂的用量.....	21
第四节 共沉淀现象及其减免.....	23
第五节 沉淀作用进行的条件.....	24
第六节 沉淀的过滤、洗涤、干燥与灼烧.....	26
第三章 容量分析	27
第一节 容量分析概要.....	27
第二节 标准溶液的配制.....	28
第三节 标准溶液浓度表示法.....	28
第四节 容量分析的计算.....	30
第五节 中和法.....	32
第六节 氧化还原法.....	37
第七节 络合滴定法.....	43
第八节 非水滴定法.....	50
第四章 比色分析	53
第一节 比色分析概要.....	53
第二节 比色分析原理.....	53
第三节 常用比色计的构造.....	55
第四节 比色测定的条件.....	57
第五节 比色分析中的误差问题.....	60
第六节 光电比色计的维护和常见故障排除的讨论.....	61

第五章 常用试剂及标准溶液的配制和标定	63
第一节 概要.....	63
第二节 中和滴定用标准试剂的配制及标定.....	63
第三节 氧化还原用标准试剂的配制及标定.....	65
第四节 络合滴定用标准试剂的配制及标定.....	69
附表一：常用液体试剂的百分浓度(%)、当量浓度(N)、比重及沸点.....	71
附表二：常用酸碱指示剂及其溶液的配制.....	72
第六章 钢铁化学分析	74
一、碳的测定.....	74
气体容量法.....	74
非水滴定法.....	76
二、硫的测定(燃烧碘量法).....	77
三、锰的测定.....	79
(一) 普通钢铁中锰的测定.....	79
过硫酸铵银盐容量法.....	79
高锰酸比色法.....	80
(二) 合金钢中锰的测定(高锰酸比色法).....	81
四、磷的测定.....	81
(一) 普通钢中磷的测定.....	82
磷钼蓝法.....	82
磷钼黄法.....	83
(二) 合金钢中磷的测定(钼蓝法).....	83
(三) 高速钢中磷的测定(钼蓝法).....	84
(四) 生铁中磷的测定(钼蓝法).....	84
五、硅的测定.....	85
(一) 普通钢中硅的测定(钼蓝法).....	85
(二) 合金钢中硅的测定(钼蓝法).....	85
(三) 不锈钢、高速钢中硅的测定(钼蓝法).....	86
(四) 生铁中硅的测定(钼蓝法).....	87
六、合金钢中铬的测定(容量法).....	87
七、合金钢中铬钒联合测定(容量法).....	88
八、合金钢中镍的测定.....	89
碘氧化法.....	89
过硫酸铵氧化法.....	90
九、合金钢中铜的测定.....	91
十、合金钢中铝的测定.....	92
铬天菁S比色法.....	92

EDTA容量法	93
十一、合金钢中钛的比色测定(安替比林甲烷比色法)	94
十二、合金钢中钼的比色测定(抗坏血酸还原法)	95
十三、合金钢中钨的比色测定(硫氰酸盐显色法)	96
十四、钢铁中稀土总量的比色测定(偶氮胂Ⅲ显色法)	97
十五、球墨铸铁中镁的比色测定(铬黑T显色法)	98
第七章 铁合金的化学分析	100
一、锰铁中锰的测定(硝酸铵氧化容量法)	100
二、硅铁中硅的测定	101
氟硅酸钾容量法	101
重量法	102
三、稀土中间合金的分析	103
(一) 硅的测定(同硅铁中硅的测定)	103
(二) 稀土总量的测定(草酸盐沉淀重量法)	103
(三) 钙、镁的测定(络合滴定法)	104
四、铬铁中铬的测定(容量法)	105
五、钛铁中钛的测定(容量法)	106
六、钒铁中钒的测定(容量法)	107
七、钼铁中钼的比色测定(氯化亚锡还原法)	107
第八章 铜合金的化学分析	109
一、铜的测定(碘量法)	109
二、锡的测定(次亚磷酸钠还原法)	110
三、铅锌的测定(络合滴定法)	111
铅锌的联合滴定法	111
锌的测定(以PAN作指示剂)	113
四、铁的测定	114
EDTA—H ₂ O ₂ 比色法	114
邻菲罗林比色法	115
五、锰的测定(高锰酸比色法)	116
六、铝的测定	117
铬天菁S比色法	117
EDTA容量法	118
七、硅的测定(钼蓝法)	119
八、磷的测定(磷钒钼黄法)	121
第九章 砂子、粘土及炉渣的分析	123
一、二氧化硅的测定(重量法)	123

二、氧化钙、氧化镁的测定(络合滴定法).....	124
三、三氧化二铁的测定(络合滴定法).....	125
四、三氧化二铝的测定(络合滴定法).....	125
五、氧化锰的测定(容量法).....	126
六、二氧化钛的测定(安替比林甲烷显色法).....	126
附录一:一九七一年国际原子量表.....	128
附录二:容量法定碳温度压力校正系数表.....	131

第一章 化学基础知识

化学是研究各种物质的组成、结构、性质及其变化的科学。世界上的东西各式各样，品种繁多，其实这一切都是由物质组成的。物质是什么呢？“物质是作用于我们的感觉器官而引起感觉的东西”，而且“运动是物质存在的形式”，由于物质在各种条件下的矛盾运动，推动着物质的变化，事物的发展。我们研究化学就是要找出物质各种矛盾运动的规律，能动地应用于社会主义建设事业，为人民服务。

第一节 化学中的几点基本概念

一、原子和分子，元素和元素符号

科学上积累了许多事实，证实了物质是由分子构成的，分子又是由更小的粒子原子构成的。现在可用电子显微镜拍摄某些物质分子的照片，这是最有力的证明。原子分子概念的基本内容简要地概括如下：

1. 一切物质都是由分子构成的，分子是物质能够独立存在的最小微粒，它保持着物质的化学性质。

2. 分子是由更小的粒子即原子构成的，原子是在化学反应中不能再分的最小微粒。

3. 原子和分子都处于不停的运动状态。

具有相同化学性质的同种原子叫做元素。如氧元素、铜元素等。元素符号是用元素名词的拉丁文开头的第一个字母来代表，如果有两个元素的拉丁文的名词开头第一个字母相同，为了避免发生混乱起见，就另添加一个字母于开头的字母后面，并且开头的字母是大写，第二个字母是小写。

例如：

元素的中文名称	元素符号	元素的拉丁文名称
氧	O	<u>O</u> xygenium
氢	H	<u>H</u> ydrogenium
氮	N	<u>N</u> itrogenium
碳	C	<u>C</u> arbonium
铜	Cu	<u>C</u> uprum
钙	Ca	<u>C</u> alcium

二、原子量、分子量、当量和克原子、克分子、克当量

1. 原子量：原子的重量是极小的，不管原子的重量是怎样的小，我们仍能想办法来计算原子的重量。

如：一个氢原子的重量 = 0.000,000,000,000,000,000,001,67克，一个氧原子的重量 = 0.000,000,000,000,000,000,000,026,57克等，如用这些数目来表示原子量将是很麻烦的，所以我们只能选择一种元素的原子为标准，而将其它元素的原子与之比较，求出各元素原子的相对重量，所谓原子量就是各种元素的原子比较重量。现在化学上所用的原子量是以碳原子 $C^{12} = 12$ 为标准，碳原子的 $\frac{1}{12}$ 为一个“碳单位”求出的各元素原子的相对重量。如：

碳的原子量 = 一个碳原子的重量 = 12 “碳单位”

氧的原子量 = 一个氧原子的重量 = 16 “碳单位”

“碳单位”与“克”、“斤”等同样是重量的单位，所不同的就是它的重量是很小的，在表示原子量的时候，通常把“碳单位”三个字省略去。

2. 分子量：用“碳单位”来表示物质分子的重量叫做分子量，分子量等于组成这个分子的各个原子的原子量的总和。如氧(O_2)的分子量是32，水(H_2O)的分子量是18等。

3. 当量：某元素的当量就是该元素与8份重的氧或1.008份重的氢相化合的重量，通常，当量可直接由分析或合成各种化合物所得的数据求出，或根据一元素被另一元素置换时所得的数据求出，元素的当量与化合价、原子量之间存在着如下的关系：

$$\text{当量} = \frac{\text{原子量}}{\text{化合价}}$$

例如：碳的原子量为12，碳的化合价在一氧化碳中为2，而在二氧化碳中为4，所以它的当量分别为 $\frac{12}{2} = 6$ ， $\frac{12}{4} = 3$ 。

酸、碱、盐的当量可用下列各式表示：

$$\text{酸的当量} = \frac{\text{酸的分子量}}{\text{酸分子中可被金属置换的氢离子数}}$$

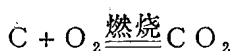
$$\text{碱的当量} = \frac{\text{碱的分子量}}{\text{碱分子中氢氧根数}}$$

$$\text{盐的当量} = \frac{\text{盐的分子量}}{\text{盐分子中金属原子数} \times \text{金属的电价数}}$$

4. 克原子、克分子、克当量：原子量、分子量是用“碳单位”作单位的，但是“碳单位”重量太小，这样小的单位是无法称量的，在实际使用中故改为“克”做单位，这时原子量就叫做克原子，分子量就叫做克分子，当量就叫做克当量。1克原子的氢就是1.008克，1克原子的氧就是16克，1克分子的氧就是32克，1克当量的氧就是8克等。

三、化学方程式

化学方程式是用元素符号和分子式来表示化学反应的式子，如“当碳在空气中燃烧时，一个碳原子和空气中的两个氧原子化合就生成了二氧化碳气体”这样冗长的句子可用如下的化学方程式来表示：



化学方程式的写法简要说明如下：

1. 在式子的左边写参加反应的物质的元素符号或分子式，在式子的右边写反应生成的物质的分子式，在左右两边中间划一短线。

2. 在各个分子式的前面要调整系数，使得每一个元素的原子数，左右两边完全相等(如系氧化还原反应左右两边得失电子数亦应完全相等)，然后把短线划成等号。如是可逆反应应写为“ \rightleftharpoons ”。

3. 在短线的上面还可以简要注明化学反应的条件，生成物如以沉淀析出可附加“ \downarrow ”，如以挥发性气体逸出可附加“ \uparrow ”表示。

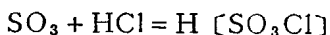
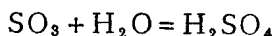
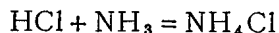
化学方程式不仅表示参加反应和生成的物质，而且表示参与反应和生成物质的重量。

四、单质、化合物、络合物

1. 单质：是由同一种元素的原子所组成，如氧分子是由氧元素的原子组成的，不能再把它分成两种或两种以上的不同物质。再如铜分子是由铜元素的原子组成的，也是单质。但氯化铜中的铜或硫酸铜中的铜只能说它是铜元素，而不能说它是单质。

2. 化合物：由两种或两种以上不同元素所构成的一种新物质叫做化合物。例如水是一种化合物，水的分子是由氢和氧两种不同元素所构成。元素虽然只有一百多种，但是这种元素和另外的一种或几种元素结合起来，却构成了物质世界。

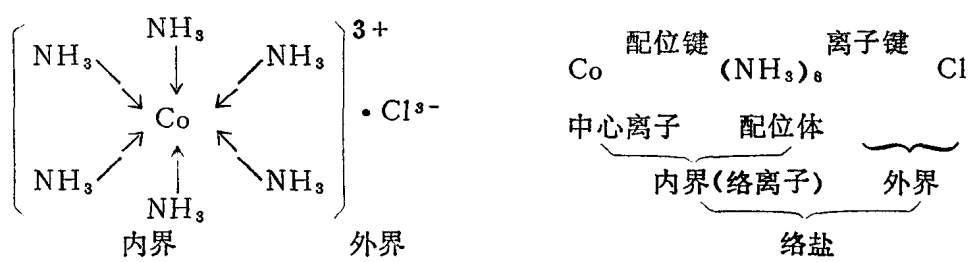
3. 络合物：简单化合物一般由两种元素化合而成的二元化合物，如HCl、H₂O、NH₃、SO₃等，从这些简单的化合物，有可能生成分子间的化合物，例如：



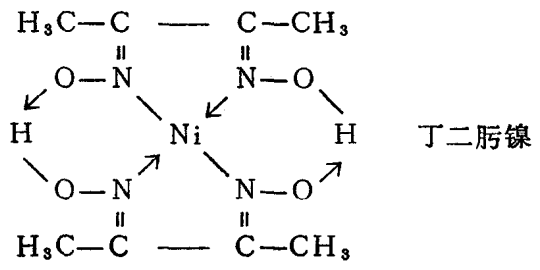
NH₄Cl、H₂SO₄、H(SO₃Cl)等都是简单的分子间化合物。水合物，例如CuSO₄·5H₂O；氨合物，例如AgCl·3NH₃；复盐，例如KCl·MgCl₂·6H₂O；络盐，例如K₄[Fe(CN)₆]等都是分子间的化合物。在这些例子中，CuSO₄、H₂O、AgCl、NH₃·KCl、MgCl₂等显然符合电性中和的可以独立存在的分子，它们依一定的比率组合而成不同类型的分子间化合物，在形成这些化合物中既没有电子的传递，亦没有形成新的电子对，它们的稳定性或其性质差别很大，有的只能在晶体中存在，一旦溶解后即破坏，但有一种分子间化合物，如亚铁氰化钾K₄Fe(CN)₆，从它的组成看来好象是由4KCN和Fe(CN)₂组成的，但它在晶体中除K⁺离子外确有[Fe(CN)₆]⁴⁻络离子存在，它溶解在水中后所生成的仍然是水合的K⁺和[Fe(CN)₆]⁴⁻离子，几乎没有Fe²⁺和CN⁻离子存在，这样的分子间化合物，称为络合物。络离子可在溶液中存在也可在晶体中存在。

络离子是由形成体和配合体组成，形成体即中心离子，一般是金属离子，配合体或加合体可以是中性分子亦可以是阴离子。中心离子的体积越大配位数越多，一般离子的配位数为2、4、6、8，而最常见的是4、6，例如CoCl₃·6NH₃，6个NH₃分子配位于Co离子的周围而形成一个相当稳定的六氨合钴络离子[Co(NH₃)₆]³⁺，氨分子位于络离子的内界，

和钴离子紧密地结合在一起，因而失去了 Co^{3+} 和 NH_3 的化学性质，3个 Cl^- 离子在络离子 $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$ 的外界和普通氯离子一样，在这个例子中，中心离子是 Co^{3+} ，配位体是中性分子 NH_3 而 Co^{3+} 的配位数是6，结构式如下：



形成环状结构的络合物称为内络合物，这是化学分析中常遇到的一种络合物。如镍与丁二脞反应所形成的丁二脞镍就是含有环状结构的内络合物。



第二节 化学的基本定律

一、物质不灭定律

当一大堆木头烧成一小堆灰的时候，大部分的木头到哪里去了？发生于自然界中的一切变化都有这样一个共同情况：在某一物体上减少了多少，在另一物体上就加上了多少，世界上各种物质都不能无中生有，也不能被消灭，只能由一种存在形式变成另一种存在形式。当木头燃烧时，留下的是灰烬，大部分变成二氧化碳和水汽散布到空气中去了。

参加化学反应的物质总重量，永远等于反应后生成的物质的总重量，这个规律叫做物质不灭定律，这是化学上最基本的规律，化学就是建立在这一规律上的。

二、定组成定律

把各种不同的物质，精确定量分析后，可以知道，无论用什么方法获得的某种化合物，在量的组成和质的组成方面都是一定不变的。每种化合物都有一定不变的组成，这个结论称为定组成定律。例如：不论用什么方法制成的水，不论在什么地方获得的水都是按氢：11.2%和氧：88.8%组成的。

三、倍比定律

许多元素能以几种不同的重量比相互化合，生成不同的化合物。总结这类的实验得到这样的结论：当甲、乙二元素化合成几种化合物时，则在这些化合物中，与一定重量甲元素化合的乙元素的重量必互成简单的整数倍，这个结论称为倍比定律。例如：碳和氧化合生成一氧化碳和二氧化碳两种化合物。甲元素碳的一定量(12)为标准，则乙元素氧的量在一氧化碳中为16。而在二氧化碳中为32，它们的简单的整数比例是1 : 2，等等。

四、当量定律

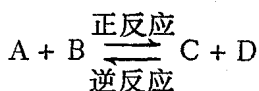
为了研究不同元素相互化合或不同化合物相互作用时重量间的关系，引入了当量的概念。由实验可知，各元素相互化合物时，其重量之比等于它们的当量之比，这就是当量定律。

根据当量定义可以引出当量数的概念，例如氧的当量是8，1个克当量的氧是8份氧，2个当量的氧就是 2×8 即16份氧，其余依此类推，应用当量数来表示上述当量定律时，则得当量数相等的元素能完全化合。例如在一氧化碳中，碳的当量是6，当量数是 $\frac{12}{6} = 2$ ，氧的当量是8，氧的当量数是 $\frac{16}{8} = 2$ ，两元素当量数相等。

有许多元素能彼此化合生成几种化合物，所以某元素的当量，如根据不同化合物的组成来计算，就有不同的值，但无论如何，同一元素的各个不同的当量互成简单的整数比。例如从碳和氧所生成的两种化合物（二氧化碳和一氧化碳）的组成所求得碳的当量是3和6，它们之比是1 : 2。

五、质量作用定律

化学反应有的进行很快，有的进行得很慢。根据实验结果，反应速度和反应物的浓度之间具有这样的关系：化学反应速度与各反应物浓度的乘积成正比，这个重要的结论叫做质量作用定律。例如：A物和B物反应生成C物和D物。



A物和B物反应速度为 V_1 ，

$$\text{则： } V_1 \propto [A][B] \quad V_1 = K_1 [A][B]$$

若为可逆反应，C物和D物逆向反应速度

$$V_2 \propto [C][D] \quad V_2 = K_2 [C][D]$$

在反应达到平衡时， $V_1 = V_2$

$$\text{则： } K_1 [A][B] = K_2 [C][D]$$

$$\frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{K_1}{K_2} = K$$

K：为平衡常数，[A]、[B]、[C]、[D]分别代表平衡时各物质的克分子浓度。

第三节 原子结构和元素周期律

一、原子结构

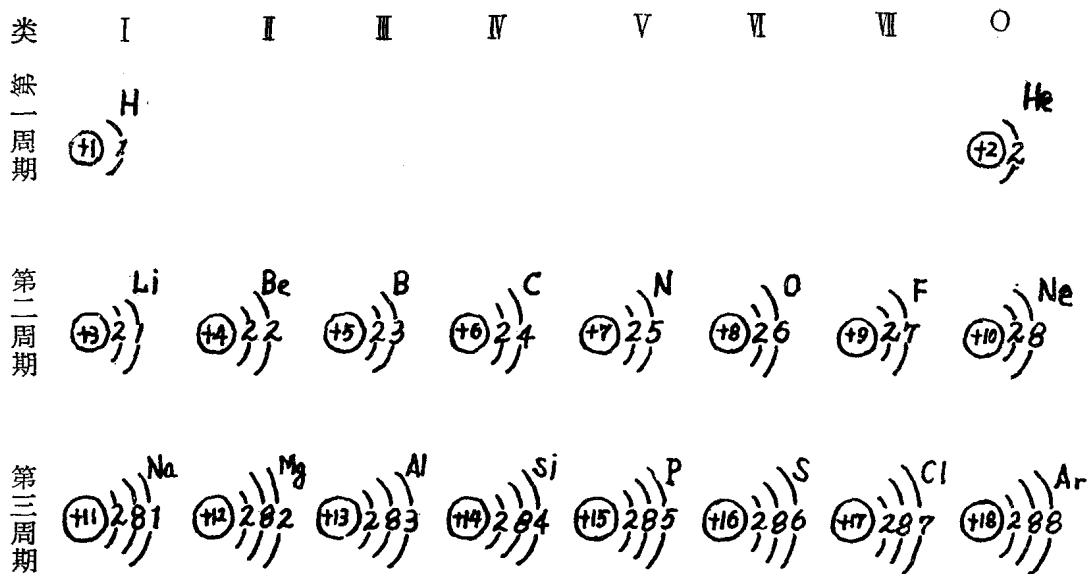
所谓原子结构就是原子是由什么组成的，和怎样组成的。关于原子内部的结构问题，由于近代生产和科学技术的发展，已经积累了很丰富的资料，根据许多实验的结果，证明了原子本身具有很复杂的结构。原子是由带正电荷的原子核和带负电荷的电子组成，在原子中，原子核位于整个原子的中心，占有很小的体积，电子在原子核外，以极高的速度绕核运动，一切原子的核，所带的正电荷跟核外电子所带的负电荷总量相等，所以整个原子不显电性。

根据现代科学的研究，原子核外的电子，以极大的速度在核的周围运动，这种运动不能用一般的运动规律来描述，而是用电子在它所存在的原子体积中某一部份出现的机会来描述，电子出现的机会大小可以用几率大小来表示，出现机会多则几率大，出现机会少则几率小。量子力学可以准确地算出在原子体积范围内各部份电子出现的几率的大小。电子绕核在不断地运动，在不同的地方出现的几率不同，这主要决定于电子所具有的能量，能量低的电子则离核较近。假若以原子核为中心，以不同的距离为半径，作一层层的球壳，那么能量低的电子，大部份时间在离核较近的一些地方出现，能量较高的电子离核较远，这些电子大部份时间在离核较远的一些地方出现。根据许多实验事实，可以认为核外电子是在离核不同距离的“电子层”上绕核作高速度运动的，也就是说电子在核外是成“层”排布的。

下面我们来研究一下原子序数从1到18的各元素的原子核外电子排布情况：

氢原子（原子序数等于1）的结构最简单，它的核带有一个正电荷，核外有一个电子在第一层上绕核运动。氦原子（原子序数等于2）的核带有两个正电荷，核外有两个电子以同样的距离绕核运转，所以核对于这两个电子的吸引力是相等。跟氦原子一样，在锂原子（原子序数等于3）里，也有一对离核特别近的电子，但是它还有离核比较远的第三个电子，核对于这个电子的吸引力要比对前两个电子的吸引力弱得多。因此锂原子有两个电子层：第一层上有二个电子，第二层上有一个电子。从锂到铍，从铍到硼，再按照原子序数递增的顺序依次下去，可以看出后一个元素的原子核比前一个元素的原子核增加一个正电荷。同时第二层上也增加一个电子，一直到第二层上满足8个电子为止。这个原子就是惰性气体氖的原子。

接在氖后面的元素钠（原子序数为11）也有两个跟氖一样的电子层，第一层有两个电子，第二层上有八个电子。但是，钠有11个电子，这第11个电子比第二层上的电子离核又要远得多，因此从钠起开始出现了第三层电子层，再接着按照原子序数递增的顺序依次下去，可以知道元素的原子核所带的电荷也在逐个增加，因此第三层上的电子数也相应地一个个加多，一直到这层上的电子满足8个为止。这第三电子层具有8个电子的元素，又是一个惰性气体，它就是氩。下图表示的是原子序数为1~18的各元素的原子结构示意图，这些示意图仅仅表示原子中的电子层排布的情况，绝不表示核和电子的大小，也不表示电子对核的距离和电子绕核运转的真实形状，这些图仅仅是粗略地反映了原子的结构：



原子序数从 1 ~ 18 的各元素的原子结构示意图

原子核外各电子层上所能容纳的电子数目，根据近代物质结构理论，一般有着下面的规律：

1. 若电子层数是 n ，这层中的电子数目最多是 $2n^2$ 个，第一层最多只能容纳 2 个电子，第二层最多是 8 个电子，第三层最多是 18 个电子，第四层最多是 32 个电子。
 2. 无论是第几层，如果作为最外电子层时，那么这层就不可能超过 8 个电子。
 3. 同样，无论是第几层，如果作为次外层时，那么这层中的电子不能超过 18。
- 根据这样的规律，可将所有元素的原子结构用示意图表示出来。

二、元素周期律

从图中可以看出，随着原子序数的递增，原子最外层电子数的增加是有规律的：即第一横列从 1 个增加到 2 个，第二横列从 1 个增加到 8 个，第三横列与第二横列相同，也是从 1 个增加到 8 个。如果我们把所知元素原子结构示意图都画出来，同样可以发现它们的最外层电子层的排布也总是由 1 个增加到 8 个，由此可知，随着原子序数的递增（即随着核电荷的递增）原子的最外层电子数是成周期性的变化。

元素的性质是和它的原子的电子层结构，尤其是和最外层电子数有密切关系，随着原子序数的增加，原子的最外层电子数呈周期性的变化。这种变化必然表现在各种元素和它们的化合物的性质上。

为了理解这一点，我们将原子序数 1 ~ 18 的各种元素的性质列于下表：

原子序数	1 2	3 4 5 6 7 8 9	10	11 12 13 14 15 16 17	18
元素符号	H He	Li Be B C N O F	Ne	Na Mg Al Si P S Cl	Ar
原子量	1 4	7 9 11 12 14 16 19	20	23 24 27 28 31 32 35	40
化合价	+1 -1	+1 +2 +3 $\begin{matrix} +4 & +5 \\ -4 & -3 \end{matrix}$ -2 -1		+1 +2 +3 $\begin{matrix} +4 & +5 \\ -4 & -3 \end{matrix}$ -2 -1	
金属性和非金属性的递变		从左到右金属性逐渐减弱, 非金属性逐渐增强		从左到右金属性逐渐减弱, 非金属性逐渐增强	

从上表可以看出, 随着原子序数的递增, 元素的性质呈周期性的变化。从原子序数19起新的一列元素又开始了。原子序数为19的元素钾的性质跟钠相似, 原子序数20的元素钙的性质跟镁相似, 钾的金属性质要比钠强, 钙的金属性质要比镁强。元素性质周期性的变化并不是简单的重复。

从以上的叙述可以概括出如下的规律: 元素以及由它们所形成的单质和化合物的性质, 都随着元素的原子序数的递增(核电荷的递增), 而有周期性的变化, 这一规律叫做元素周期律。

三、元素周期表

从周期律可知, 化学元素并不是彼此孤立的, 它们之间是相互联系而成为一个具有内部规律的系统或体系。根据周期律可以把已发现的104种元素按原子序数由小到大的顺序排列起来, 成为元素周期表, 周期表是周期律的一种表现形式, 而周期律是周期表所体现的规律, 元素周期表有好几种, 其中最常用的是长式周期表。

现在让我们来熟悉一下, 长式化学元素周期表的结构:

1. 周期: 元素周期表在横的方面分成7个部份, 也就是7个周期, 除了第一和第七周期, 其余各周期都是从一种最活泼的金属(碱金属)开始而由最不活泼的惰性气体结尾。在表里各个周期都编上了号数, 我们称它为第一周期、第二周期等等。第一周期只有氢、氦两个元素, 第二、第三周期各有8个元素, 第四、第五周期各有18个元素, 第六周期有32个元素, 第七周期为未完成周期。第一、二、三叫短周期, 第四、五、六、七叫长周期。

2. 族: 排列在元素周期表纵行里的元素, 组成元素的族。元素周期表里共包括八个族和“0”族的惰性气体, 表上方的罗马数字就是族的编号。1—7族里罗马数字右侧, 附有“A、B”, A列为主族, B列为分族。七个主族分别称为: 碱金属、碱土金属、硼族、碳族、氮族、硫族、卤素; 7个分族分别称为: 铜分族、锌分族、钪分族、钛分族、钒分族、铬分族、锰分族, 还有第八族元素。

3. 周期表里元素性质的递变: 在周期表里, 除惰性气体外, 元素的性质随着原子序数的增加, 有规律的起着变化。同族元素具有相同的化合价, 随着原子序数的增大, 它们的金

属性质就越强，非金属性质就越弱。同一周期的元素却随着原子序数的增加，非金属性质越强，金属性质越弱。可以用下面的表清楚的表示出来：

族 周期	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	金属性质逐渐减弱						
2	金属性质逐渐增强	非金属性质逐渐增强					
3		非金属性质逐渐减弱					
4							
5							
6							
7							

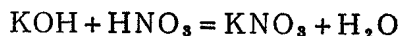
第四节 酸、碱、盐及其一般化学性质

一、酸及其一般化学性质

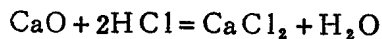
凡在化合物的分子中含有能被金属原子置换的氢原子，而且又能与碱起反应生成盐的这类化合物叫做酸。不管是含氧酸，例如 H_2SO_4 、 HNO_3 ，还是无氧酸 HCl 等，其分子中都含有能被金属原子置换的氢原子，所以它们具有一些共同的化学性质：

1. 酸能跟指示剂起反应，酸的溶液能使蓝色石蕊试纸变成红色，酚酞在酸溶液中不变色。

2. 酸与碱起反应，生成盐和水，叫做中和反应。如：

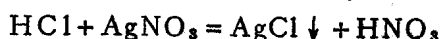
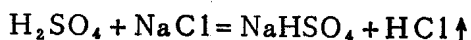


3. 酸与碱性氧化物起反应，生成盐和水。如：



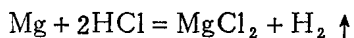
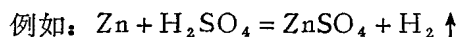
凡能与酸起反应生成盐和水的氧化物，叫做碱性氧化物。金属氧化物一般都是碱性氧化物。如 Na_2O ， CaO ， CuO 等。

4. 酸与盐起反应，许多酸都能与别种酸的盐溶液进行复分解反应，生成一种新的酸和一种新的盐，在这两种生成物中，必须有一种是挥发性的酸或有一种不易溶解于水的盐，才能使这种反应进行到底。例如：

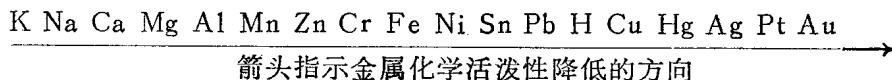


5. 酸与金属的作用：较活泼的金属与稀酸（不具有氧化性的酸）起反应生成盐并放出

氢气。



各种金属置换酸中氢原子的能力各不相同,有些较易,有些较难,有的甚至不可能。按照金属元素置换酸中氢原子的能力难易,可以把主要的金属按它们的化学性活泼程度排成一个表,叫做金属活动顺序表。列表如下:

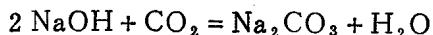


在这个顺序表中,排在氢前面的金属都能从酸中置换出氢,而且位置离氢越远,其置换能力愈强。排在氢后面的金属都不能置换酸里的氢。这里所说的酸是指没有氧化性的酸。至于具有氧化性的酸与金属的作用是比较复杂的。

二、碱及其一般化学性质

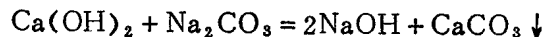
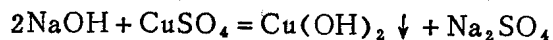
仅由金属原子和氢氧根组成的化合物叫做碱。例如:NaOH、KOH、Ca(OH)₂等。因碱分子里都含有氢氧根,所以具有一些相同的化学性质:

1. 碱能够与指示剂起反应,能使红色石蕊试纸变蓝,使无色的酚酞变红色。
2. 碱能与酸起反应,生成盐和水。
3. 碱能够与酸性氧化物起反应,生成盐和水。例如:

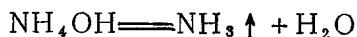
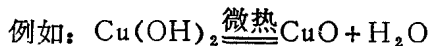


凡能与碱起反应生成盐和水的氧化物叫做酸性氧化物,或称酸酐。非金属氧化物一般都是酸性氧化物。如:CO₂、SO₂、SO₃、P₂O₅等。

4. 碱与盐的反应:碱与盐类在溶液中起复分解反应,生成一种新的碱和一种新的盐,在这两种生成物中必须有一种是不溶于水的沉淀才能使反应进行到底。例如:



5. 有些碱会分解,分解为金属氧化物和水。



酸与碱没有绝对的界限,有些氢氧化物介于酸和碱之间。在酸中显示碱的性质,在碱中显示酸的性质,这类氢氧化物叫做两性氢氧化物。如氢氧化铝、氢氧化锌等。

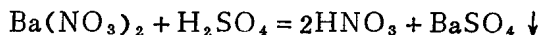
三、盐及其一般化学性质

由金属原子和酸根组成的化合物叫做盐。盐类通常根据组成还可以分为:正盐、酸式盐和碱式盐。盐类分子里只有金属原子和酸根的叫正盐,如NaCl、Na₂SO₄等。盐的分子里除含有金属原子和酸根外,还含有一个或几个能被金属原子置换的氢原子的叫做酸式盐。如硫酸氢钠NaHSO₄等。若盐的分子里除含有金属原子和酸根外,还含有一个或几个氢氧根的叫

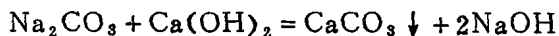
做碱式盐，如碱式碳酸铜 $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ 。盐的分子里含有两种金属原子和酸根，而且在溶液中仍可分解成其组成盐的叫做复盐，如硫酸铝钾 $(\text{KAl}(\text{SO}_4)_2)$ 。

盐的化学性质如下：

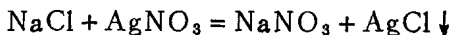
1. 盐和酸反应生成一种新盐和新酸，如：



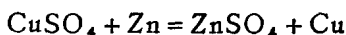
2. 盐和碱反应生成一种新盐和新碱，如：



3. 盐和另一种酸的盐反应，生成两种新盐，如：



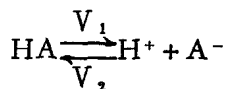
4. 盐和金属的反应：在盐的溶液里，盐所含的金属元素能被位于金属活动顺序表前面的另一种金属元素所置换，生成一种新盐和一种新的金属，隔位愈远的置换反应愈快，例如：



四、酸、碱、盐的电离和电离平衡

1. 电解质及其电离：酸碱盐的水溶液能导电，通入直流电时能发生电解现象，因此酸碱盐称为电解质。电解质在溶液中，由于水的作用而离解为离子的现象叫做电离。如 NaCl 在水溶液中完全呈 Na^+ 离子和 Cl^- 离子。强酸、强碱及许多盐类在水溶液中，几乎完全电离叫做强电解质，如 HCl 、 HNO_3 、 KOH 、 NaOH 、 NaCl 等。有些弱酸、弱碱电离百分率较小，称为弱电解质，如醋酸、氨等。

2. 电离平衡：弱电解质在水溶液中部份电离。电离是可逆的，即电离所产生的离子再结合而形成分子，这种平衡称为电离平衡，以弱酸 HA 为例：



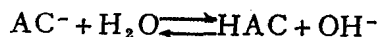
在水溶液中存在着 HA 分子和 H^+ 、 A^- 离子，当达到平衡时，即电离速度 u_1 和形成分子速度 u_2 相等，根据质量作用定律：

$$\frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K$$

K 为弱电解质的电离常数，电离常数愈小说明这种酸愈弱，对某种弱电解质来说，在一定的温度下，有一定的电离常数。

五、盐的水解

1. 什么叫盐的水解：盐是酸和碱的中和产物，盐的水解就是盐的离子与水中的 H^+ 或 OH^- 离子结合形成弱酸或弱碱的化学反应，是中和的逆反应。例如：醋酸盐的水解，写成离子反应式为：



根据水的电离平衡，纯水中的 (H^+) 与 (OH^-) 是相等的，呈中性，但加入醋酸钠后，由于