

基础化学

下 册

上海纺织工学院

一九七·八

基础化学 (下册)

目 录

第一章	定量分析概论	1
第一节	定量分析方法的分类	1
第二节	分析试样的采取和制备	2
第三节	定量分析的误差及有效数字	4
第二章	中和滴定法	10
第一节	弱电解质的电离平衡	10
第二节	水的电离	17
第三节	同离子效应	20
第四节	缓冲溶液	23
第五节	盐类的水解	30
第六节	中和滴定法	38
第七节	标准溶液和中和法计算	50
第八节	中和滴定法的应用	76
第三章	沉淀滴定法	78
第一节	溶度积原理	78
第二节	沉淀的生成和溶解	83
第三节	沉淀的转化和分部沉淀	85
第四节	沉淀滴定法	90
第四章	氧化还原滴定法	95
第一节	氧化还原基本概念 氧化值	96
第二节	电极电位	99

第三节	氧化还原反应方程式的配平	114
第四节	氧化还原滴定法	123
第五章	络合滴定法	138
第一节	络合物概要	138
第二节	络合物在溶液中的状况	143
第三节	内络合物	152
第四节	络合滴定法	154
第六章	元素及化合物	163
第一节	化纤生产中常用的主族元素及其化合物	163
第二节	主族元素的通性	188
第三节	化纤生产中常用的过渡元素及其化合物	195
第四节	过渡元素的通性	209
第七章	定性分析概论	216
第一节	定性分析方法和分类	217
第二节	分析反应进行的条件	220
第三节	反应的灵敏性和特效性	221
第四节	阳、阴离子的分析特性	224
第五节	一般物质的完全定性分析	229
	一、固体试样的完全定性分析	
	二、溶液的完全定性分析	
	三、含有沉淀的溶液的完全定性分析	
附录:	附表1 弱酸和弱碱的电离常数 (25 °C)	
	附表2 缓冲溶液的 pH 范围	
	附表3 常用物质分子量表	
	附表4 国际原子量表 (1971)	

第一章 定量分析概论

腈纶纤维厂使用的硫氰酸钠(NaSCN), 质量要求很高, 为此必须进行质量的检验, 即检验 NaSCN 及各种杂质(如: Fe^{+3} 、 Cl^- 、 Ba^{+2} 、 SO_4^{-2} 、 Ca^{+2} ……等等)的含量。为完成这一任务, 首先要测出 NaSCN 中含有哪些杂质? 即测定物质是由哪些组分(离子或元素)所组成的, 这叫定性分析。其次再测定各组分的含量, 这叫定量分析。由此可知, 分析工作包括两大部分: 定性分析和定量分析。

定量分析在化纤生产上应用很广。它对于工艺条件的制定; 提高化纤成品的产、质量起着重要的作用, 是化纤生产指导和控制生产所不可缺少的部分。通常, 在工业生产上, 分析任务绝大部分都是定量分析。

第一节 定量分析方法的分类

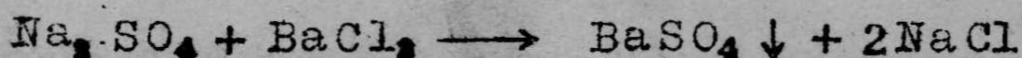
定量分析就是测定样品中各种组分的相对百分含量。在化纤生产过程中, 大量的分析工作是定量分析, 所以本课程以学习定量分析为。常用的定量分析方法可分为两大类: 化学分析法和仪器分析法。简介如下:

1、化学分析法:

这一类方法都是根据已知的、能定量地完成的化学反应进行的。由于采取的测定方法不同, 又可以分为下列两种:

(1) 重量分析法: 例如粘胶中二硫化碳在碱性条件能与双氧水生成硫酸钠, 最后与氯化钡生成硫酸钡沉淀, 将硫酸钡沉淀分离出来, 洗净、干燥, 称量它的重量, 根据 BaSO_4 的重量, 可计算出 SO_4^{2-} 的百分含量, 最后换算成粘胶中二硫化碳的百分含量。

又如, 腈纶生产上用的硫氰酸钠溶剂中硫酸钠的测定, 可用 BaCl_2 作沉淀剂, 将 SO_4^{2-} 沉淀为 BaSO_4 。



根据 $\text{BaSO}_4 \downarrow$ 重量可计算出样品中 Na_2SO_4 之百分含量。重量方法是一种最准确的分析方法，常用以校准其它方法的准确度，但因操作较为繁长，已有被容量分析法所代替的趋势。

(2) 容量分析法：容量分析为定量分析一种最重要的分析方法，它的特点是方法简便，操作迅速，相当准确，适用范围很广，尤其用于多份相同的测定最为方便，所以工厂中大部分采用容量分析方法。

容量分析的主要方法有：

a、中和法：例如用 NaOH 滴定 H_2SO_4 ， $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$

b、沉淀法：例如用 AgNO_3 滴定 NaCNS ， $\text{Ag}^+ + \text{CNS}^- \rightleftharpoons \text{AgCNS} \downarrow$

c、络合物形成法

d、氧化还原法

以上所讲的四种分析方法，化纤工厂应用很广，以后在本书中分四章详细讨论。

2、仪器分析法：

利用被分析组分的某种物理或物理化学性质（例如光学性质、电学性质、电化学性质等）来进行试样的定量分析。这种方法称为物理和物理化学分析法。由于这些方法都需用比较精密而复杂的仪器，所以也称为仪器分析法。例如，用比色计测定微量铁离子就是仪器分析法。

仪器分析法优点是简单、快速、灵敏，适宜于生产过程中的控制分析，尤其在被测组分含量很低而化学方法不能分析时，就非用仪器分析法不可。这两类方法在应用上是相辅相成、相互配合的。几乎所有的仪器分析都必须把未知物的分析结果和已知的标准作比较，而作比较用的标准常需以化学分析法测定，因此仪器分析是以化学分析为基础的，关于仪器分析的原理、使用方法以及在化纤生产中的应用，以后将逐一加以介绍。本书主要内容是化学分析法。

第二节 分析试样的采取和制备

在工农业生产中，分析的对象常常是组成极不均匀的大批物料(如

煤、土壤、矿石等), 但一般分析时, 称取的样品只是几克或几百毫克或甚至更少。为了使分析结果能正确地应用于生产实践或科学研究, 分析试样的组成必须能代表全部对象的平均组成。因此, 仔细而正确的采取和制备“平均试样”, 就具有极其重要的意义。一般地说, 采样误差常大于实验室的分析误差。如果取样很不正确, 则分析工作无论做得怎样仔细和正确, 也是没有意义的。有时甚至带来很坏的后果, 造成不必要的损失。

对于不同的物质, 分析前的试样准备工作也是各不相同的。具体的方法要根据分析对象的性质、均匀程度、数量和分析要求等等来制订。详细的资料可参考工业分析的专门书籍。一般说来, 气体和液体的平均试样只要先行混合均匀, 或在不同深度和广度采样后, 再行充分搅匀就可以。固体物质如果是一般的均匀化合物, 如化工原料、无机肥料等, 可以在大量物质的不同部位采取一些小份, 充分加以混和; 对于那些组成极不均匀, 粒子大小也不一致的固体混合物, 如矿石、煤块等, 则必须按一定程序从各个不同部位, 各种不同大小颗粒中取出许多小份混合而成。取出的份数愈多, 则试样的组成与被分析物料的平均组成愈可能符合。如果取得的试样, 组成很不均匀, 数量又较多, 不适宜于直接使用, 则必须将它击碎, 以便混合。在击碎过程中, 应尽量避免混入杂质, 击碎的样品充分混合后, 可用“四分法”缩减其数量。四分法的操作步骤如下: 将样品(潮湿样品应先测定水份含量, 然后风干)堆成圆锥形, 略为压平, 分成四等分, 取对角的二份再度击碎混合, 再用四分法取其半; 如此重复处理(每次缩减时, 均应将粗粒击碎成较细粒子), 直至所得样品约近500克时, 则四等分和混合等操作, 可改在实验室桌上铺有光纸一大张, 依法处理。

用四分法重复处理至样品数量较少时, 改用玛瑙钵研磨, 并使其通过适当筛孔的细筛, 以增加样品的均匀程度便于溶解。不能过筛的部分, 必须再行磨细, 务使全部过筛, 切勿弃去粗粒部分。研磨时间不宜过长, 以避免组成发生变化。对于某些较难溶解的试样, 往往研磨到能通过100孔或甚至200孔的细筛, 将制备好的样品贮存于有紧密塞子的广口瓶中, 瓶外贴好标签, 注明样品名称、来源、采样的日期等等。样品最好立即进行分析; 否则, 应妥善保存。

第三节 定量分析的误差和有效数字

一、定量分析的误差

毛主席教导我们：“人们对于在各个一定发展阶段上的具体过程的认识只具有相对的真理性”。在生产实践中，定量分析所测定和计算到的数值，一般都是近似的，和客观实际的真实数值或理论数值，有或多或少的差数。这就是说：定量分析结果的准确度是相对的，而定量分析误差的存在却是绝对的。

1. 误差表示方法：

(1) 准确度和误差

误差可分为绝对误差和相对误差。

例 1 设有一固体样品的真实重量是 0.1755 克，在分析天平上称得的重量是 0.1754 克，它和真实重量的差数是

$$0.1754 - 0.1755 = -0.0001 \quad (\text{克})$$

叫做称量的绝对误差。这个误差占总重量的百分比是

$$\frac{-0.0001}{0.1755} \times 100\% = -0.06\%$$

叫做称量的相对误差。

从这个例子可以看到：

$$\text{绝对误差} = \text{实验测定数值} - \text{真实数值}$$

$$\text{相对误差} = \frac{\text{绝对误差}}{\text{真实数值}} \times 100\% \quad (\text{以}\% \text{来表示})$$

例 2 测定 NaSCN 的含量时，测定结果为 98.35%，已知真实结果为 98.50%，求绝对误差和相对误差。

$$\text{绝对误差} = 98.35\% - 98.50\% = -0.15\%$$

$$\text{相对误差} = \frac{-0.15\%}{9850\%} \times 100\% = -0.15\%$$

在实际工作中，我们常用相对误差来表示，同时要表明正负值。正值表示测定结果偏高，负值表示测定结果偏低。

测定结果与真实结果之间的差别越小，即误差越小，则测定结果越准确，即准确度越高。

(2) 精密度

在一般分析工作中，相同的实验条件下，至少重复测定几次。这几次测定结果相互符合的程度，称为精密度。几次测定结果的差数愈小，精密度就愈高。精密度也可以称为重现性。

以两次测定为例。例如：测定 NaCNS 的含量时，经过两次测定其含量为 9825% 及 9845%。则其

$$\begin{aligned} \text{精密度} &= \frac{9845\% - 9825\%}{\frac{1}{2}(9845 + 9825\%)} \times 1000\% \\ &= 20\% \end{aligned}$$

所以测定结果的精密度可用下式来计算：

$$\text{精密度} = \frac{\text{测定结果}\% - \text{算术平均值}\%}{\text{算术平均值}\%} \times 1000\%$$

精密度一般用千分数来表示（也可用百分数表示）。

我们对于精密度高低的要求，应根据分析方法来决定。一般的容量分析方法大致是 2~3%，精密度达不到要求，应该重做。所以普通我们每次做实验时都平行做三只，然后选择二只实验数据相接近的，计算其平均值作为测定的结果（如三只数据都很接近，即取三只数据计算其平均值）。但是如果二只接近的实验结果数据相差大于要求的精密度时，则必需再做实验，直到所得实验结果符合精密度的要求为止。

2、产生误差的原因：

(1)系统误差

系统误差是由于某种经常性的原因所造成的比较恒定的误差，使测定结果经常偏高或经常偏低。在重复测量时，它会重复地表现出来。这种误差的大小，正负，往往可以测定出来，因而是可以校正的。

系统误差的产生原因有下列几种：

方法误差：这种误差是由于分析方法本身所造成的。例如：容量分析中，反应进行不完全，干扰离子的影响等当点和滴定终点不符合，以及其它副反应的发生等；系统地影响测定结果偏高或偏低。可以采用标准试样（组成应与被测试样相近），用同样的方法多次进行分析，根据所得结果，求出方法误差的大小。

仪器误差与试剂误差：仪器本身不够精密，例如，砝码重量和滴定管不准确等，一般可通过校正仪器来消除。试剂不纯，这种误差可通过空白试验或对照试验来消除。

操作误差：分析工作者的个人操作误差，例如：对滴定终点颜色深浅的判断，有的人偏深，有的人偏浅等。

(2)偶然误差

这种误差可能随时发生，它的大小、正负是不恒定的，它会使几次重复测定的结果不相符合。但如果操作严格细心，重复多次测定，则测定结果的算术平均值可接近于真实值。也就是说，采用“多次测定，取平均值”的方法，可以减免偶然误差。

但在分析操作中，如有严重错误，例如：读错刻度，记录和计算错误，加错试剂等，都不能算是误差，应把这个测定结果废弃，也不能用于平均值的计算。

最后，应该指出：

分析结果：精密度高即偶然误差小，但因为存在系统误差，不一定准确度也高。精密度高即偶然误差大，则很少可能得到高的准确度。

二、有效数字及计算规则

为了得到准确的定量分析结果，不仅要准确地进行测定，而且还要准确地记录和计算。所谓准确记录是指测得的数据该用几位数字来表示，因为数据的位数不仅表示数量的大小，而且还表示了一定的准确度。

例如，在台秤上称量某物质得5.6克，因台秤可以准确到0.1克，所以该物质的实际重量在 5.6 ± 0.1 克范围以内，它的有效数字就是两位。如果用分析天平称量该物质得5.6155克，因分析天平可称准至0.0001克，所以该物质的实际重量可表示为 5.6155 ± 0.0001 克，那么有效数字就是五位。现若用分析天平称得一重量只写成0.5克，别人就会认为你是在台秤上称得的重量。正确的记录应写作0.5000克，在这个数值中小数后的四个数字（包括三个“0”）都是有效数字。所以，最后测定时，数字后的“0”，不能任意略去或添加，因为它反映了一定的准确度。有效数字的位数虽和仪器的精密程度有关，但主要依据测定的要求而定。

正确地保留有效数字，须注意以下几个问题：

1. 保留最后一位数字是不定值

分析天平可称至小数后第四位数字，准确到小数后第三位，第四位数字已有误差，故重量应保留至小数后第四位数字。一般滴定管可读到小数后第二位数字而准确到小数后一位，体积读数应保留小数后二位数字。

2. 保留的有效数字应与测定的准确度相适应

如分析的准确度为0.1%，一般要有四位有效数字。标定时称取0.4克 Na_2CO_3 ，就须称至小数后第四位，即 $0.4\times\times\times$ 克。测定盐酸中HCl%时，要称取25克试样，称至小数后第四位就没有必要，只要称到第二位小数即可，即 $25\times\times$ 克就可满足0.1%准确度的要求。滴定时，要求准确度为0.1%，由于滴定的体积误差，普通为 $\pm 0.02\text{ml}$ ，所以标准溶液用量必须要在20~30毫升之间。这样误差可小于0.1%。

3、计算规则：

加减法：

几个数据相加或相减时，它们的和或差的有效数字的保留应以小数点后位数最少的数字为根据。例如将 0.0121 ， 25.64 及 1.05782 三数相加（不定数字用短横线标出）：

计算 1：

$$\begin{array}{r} 0.0121 \\ 25.64 \\ + 1.05782 \\ \hline 26.70992 \end{array}$$

计算 2：

$$\begin{array}{r} 0.01 \\ 25.64 \\ + 1.06 \\ \hline 26.71 \end{array}$$

正确的算法是在运算前，先确定有效数字保留的位数，按四舍五入法弃去那些不必要的数字，然后再作计算，即计算 2 的方法。

乘除法：

乘除法与加减法不同，加减法中取有效数字的位数决定于绝对误差最大的那个数，乘除法中取有效数字的位数决定于相对误差最大的那个数。

例如：求 $0.0121 \times 25.64 \times 1.05782 = ?$

三个数的相对误差是：

$$0.0121 : \frac{\pm 0.0001}{0.0121} = \frac{\pm 1}{121} \times 100\% = \pm 0.8\%$$

$$25.64 : \frac{\pm 0.01}{25.64} = \frac{\pm 1}{2564} \times 100\% = \pm 0.04\%$$

$$1.05782 : \frac{\pm 0.00001}{1.05782} = \frac{\pm 1}{105782} \times 100\% = \pm 0.00009\%$$

第一数是三位有效数字，其相对误差最大，应以此数值为标准，确定其它数字的位数，用四舍五入法将各数都保留三位有效数字，然后相乘：

$$0.0121 \times 25.6 \times 1.06 = 0.328$$

如果硬算为 0.328182... 就不合理。

在一般分析计算中,利用四位对数表进行计算,可以免除笔算的繁琐和差错,同时可以自然地弃去过多无意义的数字。

综上所述,可得分析化学中数据的记录与计算规则如下:

- (1) 记录分析结果时,只应保留一位不定数字。
- (2) 在运算中弃去多余数字时,以四舍五入为原则。
- (3) 几个数相加减时,保留有效数字的位数,决定于绝对误差最大的数。
- (4) 几个数相乘除时,以有效数字位数最少的为标准,弃去过多的位数,然后再进行乘除。在计算过程中,可以暂时多保留一位数字,得到最后结果时,再弃去多余的数字。
- (5) 容量、重量分析测量数据,计算结果只须保留四位有效数字。一般计算(如计算平衡时某离子的浓度)保留二或三位有效数字。

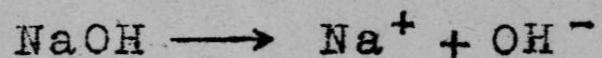
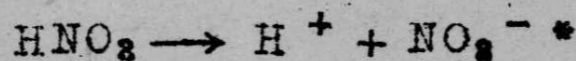
第二章 中和滴定法

中和滴定法是应用中和反应来测定物质含量的。它是酸碱反应生成盐和水的反应，其实质是 $H^+ + OH^- = H_2O$ 反应，因此，研究分析过程中溶液中 H^+ 离子及 OH^- 离子浓度（或 pH 值）的变化，是本法讨论的重点。但是，溶液中 pH 的变化，往往与酸、碱、盐溶液的电离状况和反应规律有着密切的联系。其次，酸、碱、盐是无机化合物的主要部分，在实际生产中应用很多，所以，只有掌握了酸、碱、盐的性质、反应规律，才能深入了解中和滴定法的原理，才能更好地使用它们。

第一节 弱电解质的电离平衡

一、一元弱酸弱碱的电离平衡

在电解质溶液中，强电解质和弱电解质有不同的行为。强电解质如硝酸和氢氧化钠等几乎完全电离，电离后生成的阳离子和阴离子并不结合成分子，它们的电离是不可逆的：



因此，溶液中阴阳离子的克离子浓度** 可以根据电解质的克分子浓度直接求出。

* 因为半径很小的氢离子（即质子， H^+ ）能和水分子牢固地结合成水合氢离子（ H_3O^+ ），所以 HNO_3 在水溶液中的电离，更正确地应写成：

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

** 克离子浓度也就是每升溶液中，所含该离子的克离子数，可以克离子/升表示，也可以 M 表示。克离子的定义和克分子定义类似，例如 1 克离子的 H^+ 离子重 1 克，1 克离子的 OH^- 离子重 17 克。

〔例1〕 求0.1 M HNO₃中H⁺离子浓度和0.05 M NaOH中OH⁻离子浓度。

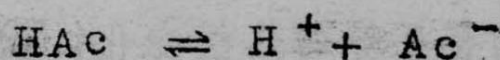
〔解〕 1、在0.1 M HNO₃溶液中, 1个HNO₃分子电离出1个H⁺离子, 所以H⁺离子浓度也就是0.1克离子/升, 简写:

$$[H^+] = 0.1 \text{ M}$$

2、在0.05 M NaOH溶液中, 1个NaOH分子电离出1个OH⁻离子, 所以OH⁻离子浓度等于原来NaOH溶液的浓度, 即

$$[OH^-] = 0.05 \text{ M}$$

弱电解质如醋酸和氢氧化铵等在水溶液中不能完全电离成离子, 电离后生成的阳离子和阴离子可以再结合生成分子, 所以它们在水溶液中存在着已电离的离子和没有电离的分子间的平衡, 例如在醋酸溶液中就存在着下列平衡:



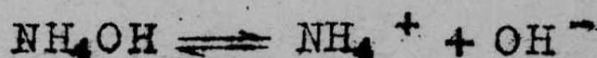
这种分子和离子间建立的动态平衡, 称为电离平衡。

电离平衡是化学平衡的一种, 根据质量作用定律可以导出电离平衡常数。

就弱电解质HAc的电离平衡来说, 反应物是HAc分子, 生成物是H⁺和Ac⁻离子。如以[HAc]表示平衡时未电离的醋酸分子的浓度(克分子/升)而以[H⁺]和[Ac⁻]分别表示平衡时氢离子和醋酸根离子的浓度(克离子/升)可得:

$$K_{HAc} = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]}$$

一元弱碱的电离情况也是这样。例如NH₄OH溶液中的电离平衡为:



同样可得到：

$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

K_{HAc} 或 $K_{\text{NH}_4\text{OH}}$ 叫做电离平衡常数，简称电离常数。K 值愈大，表示到达电离平衡时离子的浓度愈大，电解质愈容易电离。各种弱电解质都有一定的电离常数，（常用的弱酸和弱碱的电离常数见附表 1）。对于同类型（如 A^+B^- 型）的酸（或碱）只要比较 K 值的大小，就可以知道它们相对强弱的程度。例如：

$$\text{HAc 的 } K_{\text{HAc}} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$\text{HCOOH 的 } K_{\text{HCOOH}} = 2 \times 10^{-4}$$

所以 HAc 是比 HCOOH 更弱的酸。

电离常数和其它平衡常数一样，不因反应物或生成物浓度的改变而改变。温度改变时，同一弱电解质的 K 值不同，但由于大部分的弱电解质在电离过程中，没有显著的热量变化，因此，温度对 K 值的影响不大。

根据弱酸和弱碱的电离常数及其起始浓度，就可以计算平衡时溶液中的 H^+ 离子或 OH^- 离子和其他各种离子的浓度。

〔例 2〕 求 0.10 M HAc 溶液中的 H^+ 离子浓度及电离度。

〔解〕 设平衡时溶液的 $[\text{H}^+]$ 为 X 克离子/升。

$$K_{\text{HAc}} = 1.8 \times 10^{-5}$$

	HAc	=	H^+	+	Ac^-
开始时	0.10		0		0
平衡时	$0.10 - X$		X		X

$$\frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = \frac{X \cdot X}{0.1 - X} = K_{\text{HAc}} = 1.8 \times 10^{-5}$$

因为醋酸电离的程度很低，X 相对于 0.1 来讲是个很小的数值，

在近似计算中, 可以认为 $0.10 - X \approx 0.10$ *

$$\therefore \frac{X^2}{0.10} = 1.8 \times 10^{-5}, \quad X = [H^+] = 1.3 \times 10^{-3} \text{ 克离子/升}$$

$$\text{电离度 } (\alpha) = \frac{\text{已电离的分子数}}{\text{原有的分子总数}} \times 100\%$$

此溶液的电离度是:

$$\alpha = \frac{1.3 \times 10^{-3}}{0.10} \times 100\% = 1.3 \times 10^{-2} \times 100\% = 1.3\%$$

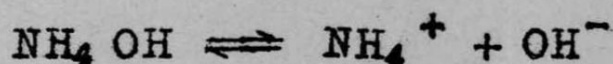
同一弱电解质的电离度与浓度有关, 浓度越稀, 电离度越大。所以电离度是随着浓度的降低而增大的。不同浓度醋酸溶液的电离度及其中所含 H^+ 离子浓度见下表。

不同浓度醋酸电离度及所含 H^+ 离子浓度

C (溶液浓度 M)	α (电离度 %)	H^+ 离子浓度 (M) = C α
0.2	0.934	0.0187
0.1	1.34	0.00134
0.02	2.96	0.00059
0.001	1.24	0.000124

由上表可以看出醋酸浓度愈稀, 电离度愈大, 但是其中所含 H^+ 离子浓度却愈小, 此点不可忽视。

NH_4OH 是一个一元弱碱, 它在水溶液中部分分子电离出 NH_4^+ 及 OH^- 离子。也和醋酸一样在溶液中建立着电离平衡。

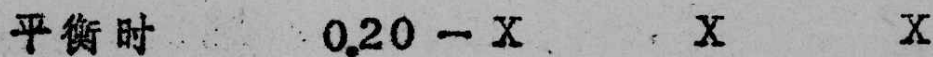


* 一般说来, 如果电解质的电离常数 $K \geq 1 \times 10^{-4}$, 而电解质的浓度小于 0.1 M, 则电离部分的浓度就不能略去; 不然, 误差较大。

$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

NH_4OH 溶液中电离出来的 OH^- 离子浓度及电离度的计算方法，也和醋酸相类似。

〔例 3〕 求 0.20 M NH_4OH 溶液中的 OH^- 离子浓度以及电离度。



$$\frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{X \cdot X}{0.20 - X} = K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1.8 \times 10^{-5}$$

因为 X 较小，则 $0.20 - X \approx 0.20$

$$\therefore \frac{X^2}{0.20} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$X^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.20 = 3.6 \times 10^{-6}$$

$$[\text{OH}^-] = X = \sqrt{3.6 \times 10^{-6}} = 1.9 \times 10^{-3} \text{ 克离子/升}$$

$$\text{电离度 } (\alpha) = \frac{1.9 \times 10^{-3}}{0.20} \times 100\% = 0.95\%$$

二、多元酸的电离平衡

以上我们讨论了一元弱酸、弱碱的电离平衡。那么多元酸的电离情况又是怎样呢？ H_2S 、 H_2CO_3 的分子中含有二个可以置换的氢原子，所以叫二元酸， H_3PO_4 分子中含有三个可以置换的氢原子，叫做三元酸。这类酸在水溶液中的电离是分步进行的。例如，碳酸是分二步电离的。



$$\frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = K_1 = 4.5 \times 10^{-7}$$