

普通化学

任飞 宫葵 夏鸣 主编

清华大学出版社

普通化学

任飞 宫葵 夏鸣 主编

清华大学出版社

内 容 简 介

本书由理论篇和实验篇两部分组成。理论篇包括酸碱反应、沉淀的形成与沉淀平衡、电化学基础、配位化合物与配位平衡 4 章,每章包含必读和选读两部分;实验篇包括实验常用仪器介绍和 6 个实验。其中,酸碱反应着重介绍酸碱理论和缓冲溶液;沉淀的形成与沉淀平衡介绍溶度积、溶解度、沉淀的生成和溶解及分步沉淀、沉淀的影响因素;电化学基础介绍氧化还原的基本概念、化学电池、电极电势及其应用;配位化合物与配位平衡主要介绍配位化合物、配位平衡及其影响因素。

本书可作为高等院校工科或与化学关系密切的各类专业少课时的普通化学课程教材。

版权所有,侵权必究。侵权举报电话:010-62782989 13701121933

图书在版编目(CIP)数据

普通化学/任飞,宫葵,夏鸣主编.--北京:清华大学出版社,2014

ISBN 978-7-302-37017-8

I. ①普… II. ①任… ②宫… ③夏… III. ①普通化学—高等学校—教材 IV. ①O6

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2014)第 143064 号

责任编辑:冯 昕 雒 华

封面设计:常雪影

责任校对:赵丽敏

责任印制:王静怡

出版发行:清华大学出版社

网 址: <http://www.tup.com.cn>, <http://www.wqbook.com>

地 址:北京清华大学学研大厦 A 座 邮 编:100084

社总机:010-62770175 邮 购:010-62786544

投稿与读者服务:010-62776969, c-service@tup.tsinghua.edu.cn

质 量 反 馈:010-62772015, zhiliang@tup.tsinghua.edu.cn

印 装 者:三河市吉祥印务有限公司

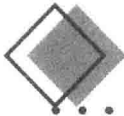
经 销:全国新华书店

开 本:170mm×230mm 印 张:12 字 数:241 千字
版 次:2014 年 8 月第 1 版 印 次:2014 年 8 月第 1 次印刷

印 数:1~4000

定 价:28.00 元

产品编号:057123-01



前言

“普通化学”是工科及与化学关系密切的各类专业本科生的一门基础课。它是学生实现从中学到大学学习方法和思维方式过渡和转变的桥梁,同时也是培养学生科学素质、提高创新能力的关键。由于工科院校的普通化学课程学时少,课程的讲解不可能面面俱到,一本详略得当的教材显得尤为重要。基于这样的出发点,本教材的编写力求做到内容由浅入深,循序渐进,注重基础,突出重点,便于学生的自学和创新能力的培养。

本书依据编者多年的教学体会,同时借鉴其他院校的宝贵经验,整合知识点,形成了新的知识体系。

整本教材的框架由理论篇和实验篇两部分组成。理论篇包括酸碱反应、沉淀的形成与沉淀平衡、电化学基础、配位化合物与配位平衡4章。实验篇包括实验常用仪器介绍和6个实验。

酸碱反应(第1章)介绍酸碱理论和缓冲溶液;沉淀的形成与沉淀平衡(第2章)介绍溶度积、溶解度、沉淀的生成和溶解及分步沉淀、沉淀的影响因素;电化学基础(第3章)介绍氧化还原的基本概念、化学电池、电极电势及其应用;配位化合物与配位平衡(第4章)主要介绍配位化合物、配位平衡及影响因素。每章都设有选读部分供学生选读,基础知识的延伸与应用有利于学生知识面的扩展和思路的拓宽。

各章安排了适量的习题,帮助学生理解并掌握基本概念、基本原理、基本知识和基本内容。

本书由沈阳航空航天大学任飞、宫葵、夏鸣主编,沈德芬参编,并由任飞统稿、夏鸣审核完成。

本书在编写过程中参考了其他高等院校的教材和有关著作,从中借鉴了许多有益的内容,在此向有关的作者表示感谢。

由于编者水平有限,书中内容难免有疏漏和不当之处,恳请使用本书的教师和学生提出宝贵意见。

编 者

2014年4月

目 录

理 论 篇

第 1 章 酸碱反应	3
1.1 酸碱的理论	3
1.2 电解质溶液的解离平衡	3
1.2.1 水的解离平衡	3
1.2.2 弱酸、弱碱的解离平衡	4
1.3 缓冲溶液	7
1.3.1 同离子效应和缓冲溶液	7
1.3.2 缓冲溶液 pH 值的计算	9
1.3.3 缓冲溶液的应用和选择	10
1.4 酸碱理论(选读)	13
1.4.1 酸碱理论概述	13
1.4.2 酸碱反应	14
1.4.3 共轭酸碱对常数间的密切关系	16
1.5 电解质水溶液 pH 值的计算(选读)	17
1.5.1 水溶液中弱酸(碱)各型体的分布	17
1.5.2 酸度对弱酸(碱)各型体分布的影响	20
1.5.3 酸碱溶液中氢离子浓度的计算	24
1.6 酸碱指示剂(选读)	28
1.6.1 指示剂的作用原理	28
1.6.2 指示剂变色的 pH 值范围	29
1.6.3 影响指示剂变色范围的因素	30
1.6.4 混合指示剂	31
1.7 一元酸碱滴定(选读)	33
1.7.1 强碱滴定强酸或强酸滴定强碱	33

1.7.2	强碱滴定一元弱酸或强酸滴定一元弱碱	36
1.7.3	终点误差	38
1.7.4	强碱(酸)滴定一元弱酸(碱)	38
1.8	习题	39
第2章	沉淀的形成与沉淀平衡	41
2.1	溶解度和溶度积	41
2.1.1	溶解度	41
2.1.2	溶度积	42
2.1.3	溶解度与溶度积的关系	43
2.2	沉淀的生成和溶解	45
2.2.1	溶度积规则	45
2.2.2	同离子效应	47
2.3	影响沉淀反应的其他因素(选读)	48
2.3.1	盐效应	48
2.3.2	酸效应	49
2.3.3	配位效应	53
2.3.4	氧化还原效应	54
2.4	分步沉淀(选读)	55
2.4.1	分步沉淀原理	55
2.4.2	分步沉淀的应用	56
2.5	沉淀的转化(选读)	58
2.6	沉淀的形成与纯度(选读)	59
2.6.1	沉淀的类型	59
2.6.2	沉淀的形成	59
2.6.3	影响沉淀纯度的主要因素	61
2.6.4	获得良好、纯净沉淀的措施	62
2.7	沉淀测定法(选读)	64
2.7.1	重量分析法	64
2.7.2	沉淀滴定法	66
2.8	习题	67
第3章	电化学基础	71
3.1	氧化还原反应的基本概念	71

3.1.1	氧化数(值、态)·····	72
3.1.2	氧化还原反应方程式的配平-离子-电子法·····	73
3.1.3	反应的特殊类型·····	75
3.2	化学电池·····	75
3.2.1	原电池的组成·····	75
3.2.2	电池的电动势·····	77
3.3	电极电势·····	77
3.3.1	电极电势的产生·····	77
3.3.2	标准氢电极·····	78
3.3.3	标准电极电势·····	78
3.3.4	影响电极电势的因素——能斯特方程·····	79
3.4	电极电势的应用(选读)·····	81
3.4.1	判断氧化剂和还原剂的强弱·····	81
3.4.2	判断氧化还原反应自发进行的方向·····	82
3.4.3	求氧化还原反应的平衡常数·····	83
3.4.4	元素电势图·····	85
3.5	甘汞电极(选读)·····	85
3.6	电动势 E 与 ΔG 之间的关系(选读)·····	86
3.7	计算 $\varphi^\ominus$ 和 E 的热力学方法(选读)·····	87
3.8	习题·····	87
第4章	配位化合物与配位平衡·····	91
4.1	配位化合物·····	91
4.1.1	配位化合物的组成·····	92
4.1.2	配位化合物的命名·····	93
4.1.3	配位化合物的应用·····	94
4.2	配位平衡及其影响因素·····	96
4.2.1	配离子的稳定常数 $K_{\text{稳}}$ ·····	96
4.2.2	配离子稳定常数的应用·····	98
4.3	配位化合物(选读)·····	102
4.3.1	简单配位化合物·····	102
4.3.2	螯合物·····	103
4.4	配位化合物的价键理论(选读)·····	105

4.4.1	配位化合物价键理论的基本要点	105
4.4.2	配位化合物的形成和空间构型	105
4.4.3	外轨型配合物与内轨型配合物	108
4.4.4	配位化合物的稳定性和磁性	109
4.5	配位平衡及其影响因素(选读)	110
4.5.1	EDTA 与金属离子的配合物	110
4.5.2	配位反应的完全程度及其影响因素	112
4.6	配位滴定法(选读)	117
4.6.1	滴定曲线和滴定条件	117
4.6.2	金属指示剂的作用原理	120
4.6.3	提高配位滴定选择性的方法	122
4.6.4	配位滴定方式及其应用	125
4.7	习题	127

实 验 篇

第 5 章	普通化学实验的常用仪器	131
5.1	电子天平	131
5.2	磁力搅拌器	135
5.3	酸度计	135
5.4	分光光度计	138
第 6 章	普通化学实验	141
6.1	电子分析天平的使用	141
6.2	化学反应焓变的测定	142
6.3	乙酸解离度和解离常数的测定	145
6.4	配合物的形成和性质	146
6.5	三价铁离子与磺基水杨酸配合物的组成与稳定常数的测定(选做)	148
6.6	解离平衡与沉淀反应研究(选做)	152
实验一	电子分析天平的使用	157
实验二	化学反应焓变的测定	159
实验三	乙酸解离度和解离常数的测定	161

实验四 配合物的形成和性质	163
附录 A 弱酸(弱碱)在水溶液中的解离常数(298.15K)	167
附录 B 难溶电解质溶度积常数(298.15K)	169
附录 C 标准电极电势(298.15K 在酸性溶液中)	171
附录 D 一些常见配离子的稳定常数	174
附录 E 金属离子与 EDTA 络合物的形成常数(18~25℃)	175
附录 F 历届诺贝尔化学奖获得者名单及贡献	176
参考文献	182

理 论 篇

酸碱反应

1.1 酸碱的理论

酸碱物质和酸碱反应是化学研究的重要内容,在科学实验和生产实际中有着广泛的应用,人们对酸碱物质的认识不断深入。水溶液的酸碱性常用 pH 值表示,酸性溶液的 $\text{pH} < 7$,碱性溶液的 $\text{pH} > 7$ 。

1887 年由阿仑尼乌斯提出的酸碱电离理论认为:在水溶液中电离时产生的阳离子全部是 H^+ 的化合物叫作酸;在水溶液中电离时产生的阴离子全部是 OH^- 的化合物叫作碱。他指出了酸碱反应的实质是 H^+ 和 OH^- 结合生成 H_2O 。酸碱的相对强弱可以根据它们在水溶液中解离出的 H^+ 或 OH^- 浓度的大小来衡量。这一酸碱电离理论对化学,尤其是酸碱理论的发展起了积极作用,至今仍得以广泛的应用。

1.2 电解质溶液的解离平衡

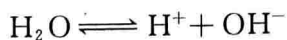
人们按物质在水溶液中或熔融状态下能否导电而将其分为电解质和非电解质。通常还根据导电能力的强弱把电解质分为强电解质和弱电解质。

1.2.1 水的解离平衡

1. 水的解离

弱电解质解离后形成带电离子,带电离子又重新组合成分子,因此弱电解质解离过程是个可逆过程。当温度一定时,会达到一个动态平衡,称作弱电解质的解离平衡。解离平衡也是化学平衡,可用化学平衡表达式来表示。

纯水是极弱的电解质,它微弱的解离可表示为:



2. 水的解离平衡常数

在一定温度下,达到解离平衡时,纯水的平衡常数表示为:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$[\text{OH}^-]$ 和 $[\text{H}^+]$ 的乘积为一常数,这个常数 K_w 称为水的离子积常数。

水的离子积常数随温度的升高而增大。但在无机及分析化学中常温下作一般计算时可认为 OH^- 和 H^+ 浓度都为 $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, 即 $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ 。

K_w 是指在一定温度下,水中的氢离子浓度与氢氧根离子浓度乘积为一常数, 25°C 时为 1.0×10^{-14} 。

K_w 与其他平衡常数一样,是温度的函数。

1.2.2 弱酸、弱碱的解离平衡

1. 解离平衡和平衡常数

(1) 解离平衡

弱电解质在水溶液中是部分解离的,在水溶液中存在着已解离的弱电解质的组分离子和未解离的弱电解质分子之间的平衡,即解离平衡。

一元弱酸 HA 在水溶液中存在下列解离平衡:



(2) 弱酸解离平衡常数

$$K_{a(\text{HA})} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$[\text{H}^+]$ 、 $[\text{A}^-]$ 和 $[\text{HA}]$ 分别表示平衡时, H^+ 、 A^- 和 HA 的平衡浓度。

① 以 K_a 表示弱酸的解离常数,以 K_b 表示弱碱的解离常数。一些弱酸、弱碱的解离常数见附录 A。

弱碱 NH_3 在水溶液中存在下列解离平衡:



$$K_{b(\text{NH}_3)} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

② K_a 和 K_b 是衡量弱电解质解离程度大小的特性常数,其值越小,表示解离程度越小,电解质越弱。在温度相同时,可用解离常数比较同类型电解质的强弱,即随 K_a 和 K_b 值越大,酸或碱的强度就越强。例如,通常人们根据 K_a 的相对大小对酸进行分类:

K_a	$\geq 10^{-1}$	$10^{-2} \sim 10^{-3}$	$\leq 10^{-4}$	$< 10^{-7}$
酸强度	强酸	中强酸	弱酸	极弱酸

③ 弱酸、弱碱的解离常数与其他平衡常数一样,不随浓度的改变而改变。温度的改变对解离常数有一定的影响,但在一定范围内,影响不太大。因此,在常温范围内可认为温度对解离常数没有影响。

2. 解离度和稀释定律

(1) 解离度

电解质导电能力的差异在于它们解离程度的差异,解离程度用解离度 α 来表示。

解离度:弱电解质在溶液中解离达平衡后,已解离的弱电解质的分子百分数称为解离度。实际应用中常以已解离的那部分弱电解质浓度百分数表示。

$$\text{解离度 } \alpha = \frac{\text{已解离的弱电解质分子数(浓度)}}{\text{溶液中原电解质分子数(浓度)}} \times 100\%$$

强电解质 $\alpha=1$,弱电解质 $\alpha \ll 1$ 。

注意:

① 电解质强弱分类是针对某种溶剂而言,如乙酸在水中为弱电解质,在液氨中为强电解质。我们通常所说的电解质强弱,是针对水溶液而言的。

② 解离度 α 和解离常数 K_a 和 K_b 都可用来表示酸碱强弱,但解离度随溶液浓度 c 变化而变化, K_a 和 K_b 为常数,不随浓度变化。所以用解离度比较电解质相对强弱时,需指明电解质浓度。

(2) 稀释定律

解离度 α 与解离常数 K_a 和 K_b 之间有一定的关系。设 c 为弱酸 HA 的初始浓度, α 为其解离度,则对于一元弱酸而言存在下列解离平衡:



代入平衡常数表达式

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(c\alpha)^2}{c - c\alpha} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

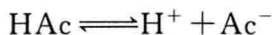
当满足 $c/K_a > 500$,则有 $1 - \alpha \approx 1$,所以

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

上式表明,溶液的解离度与其浓度二次方根成反比,即浓度越稀,解离度越大,这就是稀释定律。稀释定律是表示弱电解质解离度、解离常数和溶液浓度之间的定量关系的。

【例 1-1】 HAc 在 25°C 时, $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ 。求 $0.20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ HAc 的解离度。

解:



平衡浓度

$$0.20(1-\alpha) \quad 0.20\alpha \quad 0.20\alpha$$

$$K_{a(\text{HAc})} = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(0.20\alpha)^2}{0.20(1-\alpha)}$$

$$\alpha = 0.95\%$$

注意: α 随着溶液稀释而增大,但这并不意味着溶液中离子浓度也增大。

因为 $[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = c\alpha$, 即 $[\text{H}^+]$ 和 $[\text{A}^-]$ 不但与解离度 α 有关,还与溶液浓度 c 有关。

(3) 离子浓度与溶液浓度关系

对于一元弱酸(采用最简式)有 $[\text{H}^+] = c\alpha = \sqrt{cK_a}$

同理,一元弱碱(采用最简式)有 $[\text{OH}^-] = \sqrt{cK_b}$

即由已知的弱酸、弱碱的解离常数,就可以计算已知浓度弱酸、弱碱溶液中的平衡组成。

【例 1-2】 已知 HAc 的 $\text{p}K_a = 4.75$, 求 $0.30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ HAc 溶液的 pH 值。

解: $c/K_a = 0.30/10^{-4.74} > 500$

可采用最简式计算:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{cK_a} = \sqrt{0.3 \times 10^{-4.75}} = 2.3 \times 10^{-3} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$$

$$\text{pH} = 2.64$$

3. 多元弱酸的分步解离

多元弱酸或弱碱的解离是分步进行的,每一级解离都有一个解离常数。前面所讨论的一元弱酸(弱碱)的解离平衡原理也适用于多元弱酸的解离平衡。现以碳酸为例说明,碳酸为二元弱酸,它的解离反应分两步进行:

第一步: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$

$$K_{a_1} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4.5 \times 10^{-7}$$

第二步: $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$

$$K_{a_2} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4.7 \times 10^{-11}$$

K_{a_1} 和 K_{a_2} 分别表示 H_2CO_3 的一级和二级解离常数。从它们数值的大小可以看出,二级解离比一级解离困难得多。因此, H^+ 主要来自 H_2CO_3 的一级解离。近似计算 H_2CO_3 水溶液中 H^+ 的浓度时,可忽略二级解离产生的 H^+ 。

【例 1-3】 已知 H_2S 的 $K_{a_1} = 1.1 \times 10^{-7}$, $K_{a_2} = 1.3 \times 10^{-13}$ 。计算在 $0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ H_2S 溶液中 $[\text{H}^+]$ 和 pH 值。

解：采用最简式计算：

$$[\text{H}^+] = \sqrt{cK_a} = \sqrt{0.10 \times 1.1 \times 10^{-7}} = 1.05 \times 10^{-4} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$$

$$\text{pH} = 3.98$$

1.3 缓冲溶液

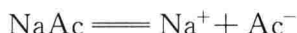
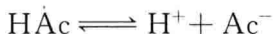
1.3.1 同离子效应和缓冲溶液

1. 同离子效应

解离平衡与所有的化学平衡一样，会随外界条件的改变而发生移动。

同离子效应：在弱电解质溶液的平衡体系中，加入与弱电解质含有相同离子的、易溶的强电解质时，使解离平衡发生移动，降低弱电解质解离作用，这种现象称为同离子效应。

例如，在 HAc 溶液加入与 HAc 含有相同离子的强电解质 NaAc 固体，由于溶液中 Ac^- 浓度的增大，会导致 HAc 电离平衡逆向移动。



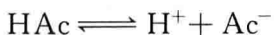
若用甲基橙作指示剂，则溶液先呈现红色。加入 NaAc 之后，溶液则呈现黄色（甲基橙在微酸性和碱性环境中呈黄色），即溶液中氢离子浓度降低了，说明 HAc 的解离度降低。同样，在氨水溶液中加入 NH_4Cl ，会使溶液中 OH^- 浓度降低，则 NH_3 在水中的解离度降低。

【例 1-4】 在 $0.100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ HAc 溶液中，加入固体 NaAc 使其浓度为 $0.100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ，求此混合溶液中 $[\text{H}^+]$ 和 HAc 的解离度。

解：NaAc 为强电解质，在水溶液中完全解离。

由 NaAc 解离提供的 $[\text{Ac}^-] = 0.100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

设由 HAc 解离的 $[\text{H}^+] = x \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$



平衡浓度 ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) 0.100 x $0.100 + x$

代入解离平衡常数定义式 $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x(0.100 + x)}{0.100 - x}$$

因为 HAc 的解离度很小， $0.100 - x \approx 0.100$ ， $0.100 + x \approx 0.100$

所以 $x \approx 1.8 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{此时 HAc 解离度 } \alpha_1 = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{0.100} \times 100\% = 1.8 \times 10^{-2}\%$$

在没加 NaAc 时, 在 $0.100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ HAc 溶液中:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{cK_a} = \sqrt{0.100 \times 1.8 \times 10^{-5}} = 1.34 \times 10^{-3} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$$

$$\text{此时 HAc 解离度 } \alpha_2 = \frac{1.34 \times 10^{-3}}{0.100} \times 100\% = 1.34\%$$

$$\alpha_1 : \alpha_2 = 1 : 74.4$$

所以加入 NaAc 使 $[\text{H}^+]$ 和 α 均降低。

在实际应用中, 可利用同离子效应调节溶液酸碱性; 也可控制酸根离子浓度, 使某种金属离子沉淀析出, 而另一些金属离子不沉淀, 进行分离提纯。

2. 缓冲溶液

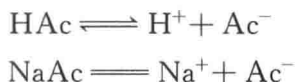
(1) 缓冲作用: 如果在 100 mL 含有 $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ HAc 和 $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ NaAc 的混合溶液中, 加入少量的 HCl 或 NaOH, 或稍加稀释时, 溶液的 pH 值会稳定在 4.7 左右, 几乎无变化。溶液的这种能抵抗外加少量强酸、强碱或稀释的影响, 使 pH 值保持稳定的现象称为缓冲作用。具有缓冲作用的溶液称作缓冲溶液。

而如果在 100 mL 纯水中, 加入 0.1 mL 的 $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 的 HCl 溶液 (或 NaOH 溶液), 就会使水的 pH 值由 7 降至 3 (或由 7 升至 11), 说明水不能抵抗外来酸、碱的影响。

(2) 缓冲原理

现以 HAc-NaAc 组成的缓冲溶液为例说明缓冲作用的原理。

在 HAc-NaAc 溶液中, NaAc 完全解离成 Na^+ 和 Ac^- , 由于同离子效应, 使得 HAc 解离程度降低。该溶液的特点是溶液中存在大量的 HAc 和 Ac^- , 即 HAc 和 Ac^- 的浓度都比较大, 也即弱酸和它的弱酸盐浓度都比较大。溶液中存在如下平衡:



根据平衡移动原理, 可解释为什么外加少量强酸、强碱或稀释时, 缓冲溶液的 pH 值能基本保持稳定。

如果向该缓冲溶液中加入少量强酸, 强酸解离出的 H^+ 与大量存在的 Ac^- 结合生成 HAc, 平衡向着生成 HAc 方向移动, $[\text{H}^+]$ 几乎没有增加, pH 几乎没有降低, 保持了 pH 值的相对稳定。因为加入的 H^+ 是少量的, 而 Ac^- 浓度则要大得多, 使得溶液中 $[\text{Ac}^-]$ 仅略有减小而 $[\text{HAc}]$ 略有增加。 Ac^- 充当缓冲溶液抗酸成分。

如果向该缓冲溶液中加入少量强碱, 溶液中的 H^+ 和强碱解离出来的 OH^- 结合生成弱电解质 H_2O 。由于溶液中存在着大量的 HAc 分子, 这时, HAc 进一步解离以补充被少量 OH^- 中和的 H^+ , 使平衡向着 HAc 解离的方向移动。达到新的平衡时, 只是 HAc 浓度略有减小, Ac^- 浓度略有增加, 溶液中 $[\text{H}^+]$ 保持稳定, 维持 pH 几乎