

山西药科职业学院

授 课 教 案

授课教师：

授课日期：

年 月 日

授课题目	第三章 缓冲溶液		
授课班级		课 时	2
教学目的 与要求	1. 知道定义、缓冲对、 2. 理解缓冲作用原理 3. 了解缓冲溶液的选择与配制方法		
教学基本 内容	1. 缓冲溶液的概念、组成与 缓冲作用原理 2. 缓冲溶液的 PH 值		
教学重点	缓冲作用原理及应用		
教学难点	缓冲溶液的 PH 值		
德育渗透	希望只有和勤奋做伴，才能如虎添翼。		
授课方法	讲解和练习法相结合的形式教学	授课手段	
使用教材 及主要参 考资料	(1) 傅春华 黄月君 主编的教材《基础化学》 (2) 周井炎主编的教材《基础化学实验》 (3) 杂志《化学教学》等		

课后作业 与思考题	1. 计算 0.1 mol/LNaOH 溶液的 PH 2. 说出常温下水的离子积常数是多少？ 3. 计算 298K 时，0.001mol/LNaOH 溶液中 $[H^+]$ 和 $[OH^-]$ 。
----------------------	---

第五章 酸碱平衡与酸碱滴定

教学设计

教学过程设计：

一、教学地点

教室

二、到课人数统计

三、板书设计

【板书 1】 标题 第五节 缓冲溶液

【板书 2】 一、缓冲溶液的概念、组成

【板书 3】 二、缓冲作用原理

【板书 4】 三、缓冲溶液的 PH 值

四、问题设计：

【问题 1】说说酸碱电离理论是如何定义酸、碱的。酸碱反应的实质是什么？

【问题 2】写出 KCl、NaOH、HAc 的电离方程式

【问题3】说出水是强电解质还是弱电解质？其电离方程式怎么写？

五、教学环节设计：

教师活动：（60～65 分）

1.统计到课人数

2.分析标题，引出问题，导入新课，讲解本次课的主要内容

学生活动：（15～20 分）

听讲、质疑、思考回答问题

六、教学内容设计：

1. 缓冲溶液的概念、组成

2. 缓冲作用原理

3. 缓冲溶液的 PH 值

4.缓冲溶液的选择与配制

七、教学小结及思考题设计（15 分）

本章小结：

作业布置：

1. 计算 0.1 mol/L NaOH 溶液的 PH

2. 说出常温下水的离子积常数是多少？

3. 计算 298K 时， 0.001 mol/L NaOH 溶液中 $[\text{H}^+]$ 和 $[\text{OH}^-]$ 。

第五节 缓冲溶液

1、 缓冲溶液的概念、组成

在纯水中加入一定浓度的盐酸或氢氧化钠，经测定溶液的 PH 值发生变化，若在醋酸和醋酸钠溶液中加入相同量的盐酸或氢氧化钠，经实验测定溶液的 PH 值维持在 4.75 左右，即溶液的 PH 值几乎不发生变化。

1. 定义：**缓冲溶液** (buffer solution) 能够抵抗外加少量酸、碱和水的稀释，而本身 PH 值不发生显著变化的作用称为缓冲 (buffer) 作用，具有缓冲作用的溶液称为缓冲溶液。缓冲溶液实际上就是共轭酸碱对溶液。

缓冲对：缓冲溶液中的一对具有抗酸、抗碱成份的物质，称为缓冲对或缓冲体系，作为缓冲对的物质是**酸碱质子理论中的共轭酸碱对**。如： $\text{HAc}-\text{Ac}^-$ 、 $\text{NH}_4^+-\text{NH}_3$ 、 $\text{H}_2\text{PO}_4^--\text{HPO}_4^{2-}$ 。

2. 缓冲对的类型（组成）：

(1) 弱酸及其盐 $\text{HAc}-\text{NaAc}$ $\text{H}_2\text{CO}_3-\text{NaHCO}_3$

(2) 多元弱酸的酸式盐及其次级盐 $\text{NaHCO}_3-\text{Na}_2\text{CO}_3$ $\text{NaH}_2\text{PO}_4-\text{Na}_2\text{HPO}_4$

(3) 弱碱及其盐 $\text{NH}_3\text{H}_2\text{O}-\text{NH}_4\text{Cl}$

2、缓冲作用原理

1. 缓冲溶液中酸及其共轭碱的浓度较大
2. 缓冲对的浓度之比变化甚微，因此，缓冲溶液的 PH 值维持相对稳定
3. 存在抗酸、抗碱成分

讨论：若稀释过度，当弱酸的电离度和盐的水解作用发生明显变化时，PH 值也将发生明显变化。若加入大量的强酸、强碱，溶液中组成缓冲对的物质消耗殆尽时，缓冲溶液就会失去缓冲作用。因此，缓冲溶液的缓冲能力是有限度的。

新知识：人体血液的 pH 值为 7.4，倘若 pH 值低于 7.0 出现酸中毒，高于 7.8 碱中毒，如不能及时调整，就会导致生命危险。因此，从药人员生产的药品进入人体必须符合人体对 pH 值的要求。要求我们应该基本良好的职业道德和必备的知识结构。

(以尿毒症为例)

三、缓冲溶液的 PH 值

1、弱酸及其盐的缓冲溶液

$$PH = PKa + \lg \frac{n_B}{n_A} \quad \text{或} \quad PH = PKa + \lg \frac{C_{\text{共轭碱}}}{C_{\text{弱酸}}}$$

2、弱碱及其盐的缓冲溶液

$$POH = PKb + \lg \frac{C_{\text{共轭酸}}}{C_{\text{弱碱}}} \quad \text{或} \quad PH = PKw - PKb - \lg \frac{C_{\text{共轭酸}}}{C_{\text{弱碱}}}$$

课堂练习：见教学参考书

四、缓冲溶液的缓冲能力

缓冲溶液缓冲能力 的大小常用缓冲容量表示。

缓冲容量是指使 1dm^3 或 1cm^3 缓冲溶液的 PH 值改变 1 个单位所需加入强酸或强碱的物质的量 (mol 或 nmol)，常用符号 β 表示。

缓冲能力的大小与缓冲溶液的总浓度和缓冲比有关：

- 1、当缓冲溶液的缓冲比一定时，缓冲溶液的总浓度越大，缓冲能力就越强
- 2、当缓冲溶液的总浓度一定时，缓冲比越接近于 1，缓冲能力就越大。
- 3、当缓冲比等于 1 时，缓冲溶液的缓冲能力最强。
- 4、缓冲比一般控制在 10: 1 或 1: 10 之间。
- 5、缓冲范围缓冲溶液有效的 PH 值范围称为缓冲范围即 $PH = PKa \pm 1$

五、缓冲溶液的选择和配制

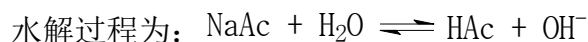
怎样配制具有一定 PH 值且缓冲能力较大的缓冲溶液呢？

1. 选择合适有缓冲对，使用其中弱酸的 P_{ka} 与所需 PH 值相等或接近，弱碱的 P_{kb} 与所需缓冲溶液的 POH 接近或相等，确保缓冲溶液对外加酸碱具有相同的缓冲能力。如：HAc 的 P_{ka} 为 4.75，要配制 PH=5 的缓冲溶液，可选择 HAc—NaAc 缓冲对； H_3PO_4 的 P_{ka2} 为 7.21 要配制 PH=7 左右的缓冲溶液，可选择 NaH_2PO_4 — Na_2HPO_4 缓冲对
2. 如果不完全相等，可按照所需计算缓冲比
3. 为了有较大的缓冲能力，一般所需酸和其共轭碱的浓度范围为 $0.05 - 0.5 \text{ mol dm}^{-3}$
4. 所选择的缓冲溶液不能与反应物或生成物发生反应。

第六节 盐类的水解

一、盐类水解的实质

盐的水解（salt hydrolysis）：组成盐的离子与水作用使水的解离平衡发生移动从而可能改变溶液的酸度，这种作用叫做盐的水解。如 NaAc 水解溶液显碱性：



水解方程式为： $\text{Ac}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HAc} + \text{OH}^-$

盐的水解的实质是：盐的离子与水分子间的质子传递反应

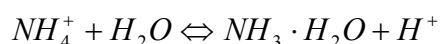
各类盐的水解平衡

1. 强碱弱酸盐

这类盐的阴离子有水解作用如： $\text{Ac}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HAc} + \text{OH}^-$ 溶液显碱性。

2. 强酸弱碱盐

以 NH_4Cl 为例，这类盐的阳离子有水解作用，



3. 弱酸弱碱盐这类盐的阴阳离子都有水解作用。

分三种情况

4. 酸碱两性物质的电离

二、影响盐类水解的因素

1. 温度的影响 水解反应是一个吸热反应，升高温度有利于水解反应的进行。例如，加热 FeCl_3 溶液时，其颜色逐渐变深，最后可以析出 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 沉淀。

2. 盐浓度的影响

强酸弱碱盐和强碱弱酸盐，稀释可促进水解；对于弱酸弱碱盐，水解程度与浓度无关。

3. 溶液的酸碱度可以促进或抑制水解反应。如： KCN 是剧毒物质，它在水溶液中有明显的水解现象，为了避免氢氰酸的生成，常常先在水溶液中加入适量的碱抑制水解。

德育渗透：许多化学反应，尤其是生物体内的酶催化反应，需要在一定的酸度条件下才能正常进行。当 pH 不合适或反应过程中介质的 pH 易发生改变时，都会影响反应的正常进行。因此，维持溶液和体液的 pH 基本恒定，才能达到以药治病的目的。

新知识：在实际工作中，经常会遇到盐类水解的问题，了解水解反应的实质及其规律具有重要的意义，这就是理论对实际工作的指导。常见的应用有：

作业：教学参考书 P. 89