



# 基础化学

## 电解质溶液

潘沛玲

## 学习目标

- 1.掌握：酸碱质子理论；缓冲溶液的概念、组成和缓冲作用机制。
- 2.熟悉：弱电解质的解离平衡、解离度；缓冲溶液pH计算。
- 3.了解：缓冲容量及其影响因素，缓冲范围。
- 4.能力要求：配制一定pH的缓冲溶液。
- 5.素质要求：应用缓冲溶液知识，理解机体维持pH稳定的原理，分析酸碱平衡失调的原因。

# 你知道这瓶白醋 的pH是多少吗？如何计算？



商品名称：加加 糯米白醋

配 料：水、糯米、食用酒精、白砂糖、食用盐、  
食品添加剂（山梨酸钾）

净含量：500ml

包 装：瓶装

总 酸： $\geq 4.0\text{g}/100\text{ml}$

保质期：2年

产品标准：GB 18187 液态发酵

贮存条件：阴凉干燥处贮存。

温馨提示：存放若发生少量沉淀，不影响食用。

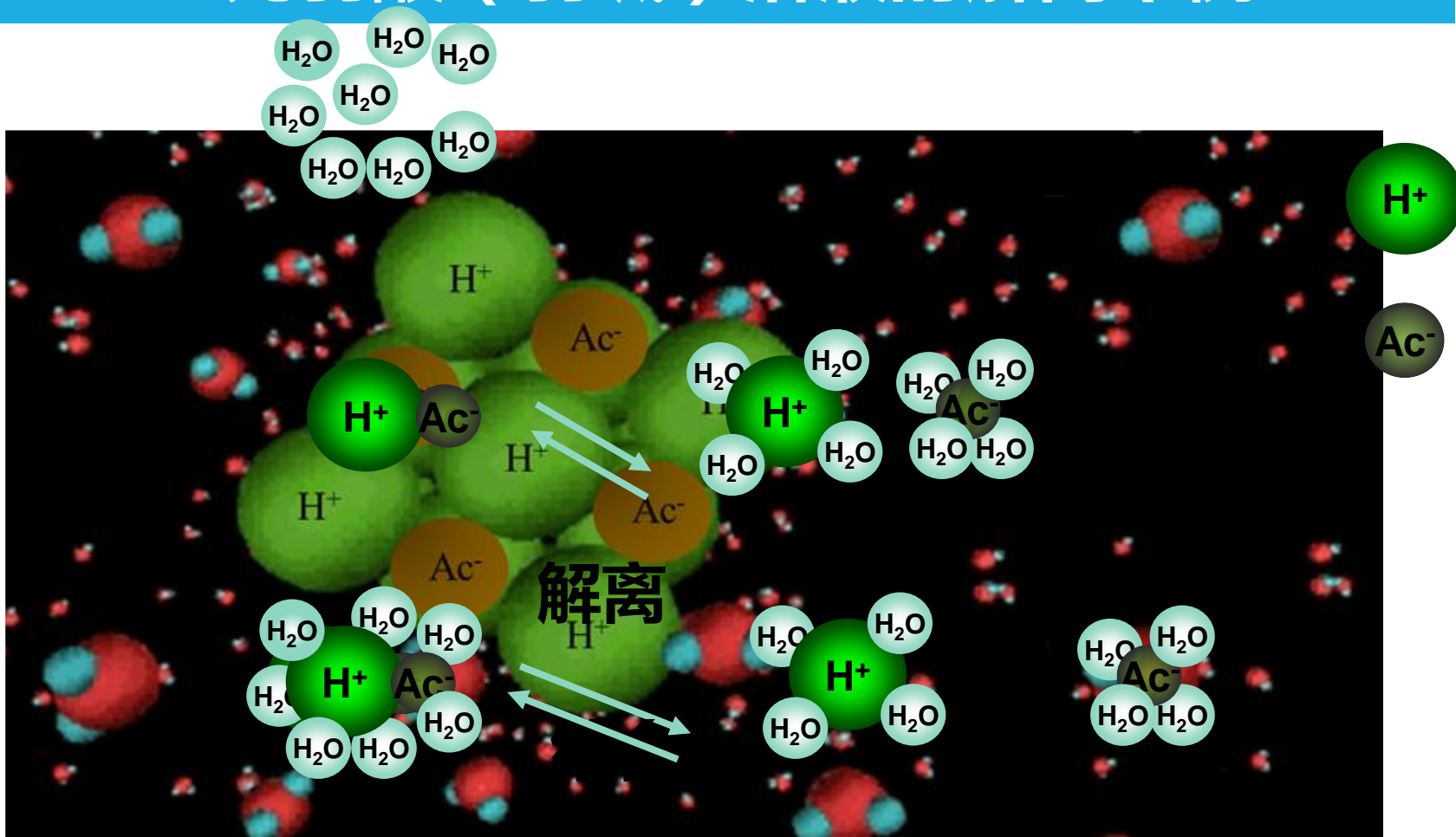
# 第一节 弱电解质的解离平衡

## 一、一元弱酸弱碱溶液的解离平衡

## 二、弱酸弱碱共轭酸碱对 $K_a$ 和 $K_b$ 的关系

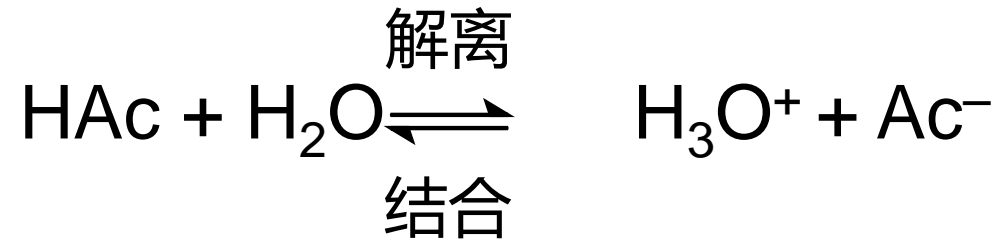
## 三、同离子效应和盐效应

# 一元弱酸（弱碱）溶液的解离平衡



# 解离平衡

在一定条件下，当弱电解质（如HAc）分子解离成离子的速度率与离子结合成分子的速度率相等时的状态。



具有等、定、动、变的化学平衡特征。

# 解离常数

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{B}^-]}{[\text{HB}]}$$

$\left\{ \begin{array}{l} K_a \text{ 弱酸的解离常数} \\ K_b \text{ 弱碱的解离常数} \end{array} \right.$

(1)  $K_a$ (或 $K_b$ )的大小可表示弱酸(或弱碱)在水溶液中的解离程度, 其值越大, 弱酸(或弱碱)解离程度越大, 酸(或碱)越强

例: 298K水溶液中 HAc  $K_a=1.76 \times 10^{-5}$

HCN  $K_a=4.93 \times 10^{-10}$

(2)  $K_a$ (或 $K_b$ )取决于电解质本身的性质, 与温度、溶剂有关, 与电解质的浓度无关。

大多数的酸,碱的酸度常数。碱度常数都能从参考书中查找到的。

# 某些常见酸在水中的电离常数 (298K)

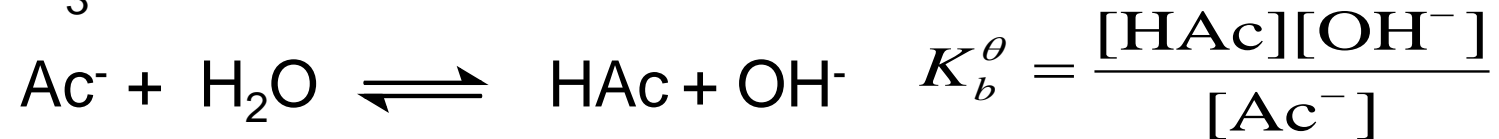
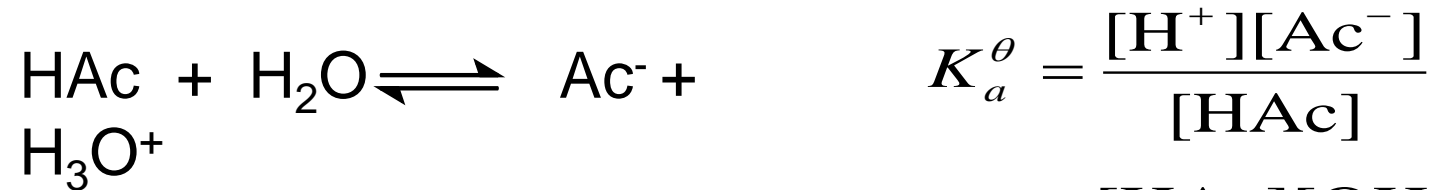
名称	HB	B <sup>-</sup>	$K_a^\theta$	$pK_a^\theta$
氢碘酸	HI	I <sup>-</sup>	(10 <sup>11</sup> )	(-11)
高氯酸	HClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	(10 <sup>10</sup> )	(-10)
氢溴酸	HBr	Br <sup>-</sup>	(10 <sup>9</sup> )	(-9)
氢氯酸	HCl	Cl <sup>-</sup>	(10 <sup>7</sup> )	(-7)
硫酸	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	(10 <sup>2</sup> )	(-2)
水合质子	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	1	0.0
亚硫酸	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	1.5×10 <sup>-2</sup>	1.81
硫酸氢根离子	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1.2×10 <sup>-2</sup>	1.92
磷酸	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	7.5×10 <sup>-3</sup>	2.12
氢氟酸	HF	F <sup>-</sup>	3.5×10 <sup>-3</sup>	3.45
碳酸	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	4.3×10 <sup>-7</sup>	6.37
氢硫酸	H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	1.3×10 <sup>-7</sup>	6.88
铵离子	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	5.6×10 <sup>-10</sup>	9.25
氢氰酸	HCN	CN <sup>-</sup>	4.9×10 <sup>-10</sup>	9.31
碳酸氢根离子	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	4.8×10 <sup>-11</sup>	10.32
磷酸氢根离子	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	2.2×10 <sup>-12</sup>	12.67
水	H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>	1.0×10 <sup>-14</sup>	14.00





# 一元弱酸（弱碱）共轭酸碱对的Ka和Kb的关系

在HAc-Ac<sup>-</sup>溶液中，存在以下平衡：



$$K_a \times K_b = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} \times \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]} = K_w$$

**例：**

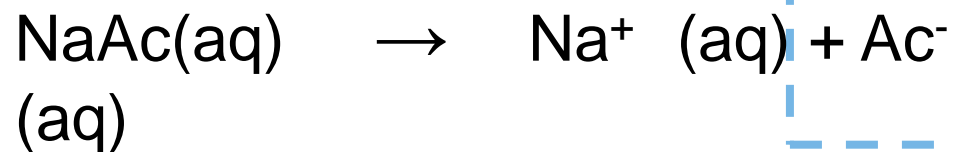
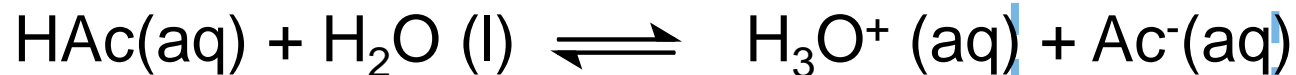
已知298K时HCN的 $K_a$   $4.93 \times 10^{-10}$ ，计算 $\text{CN}^-$ 的  $K_b$ 。

解： $\because$   $\text{CN}^-$ 是 HCN 的共轭碱

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{4.93 \times 10^{-10}} = 2.03 \times 10^{-5}$$

# 同离子效应

平衡移动方向？



电离度由1.33%下降为0.0176%

弱电解质溶液中，加入与弱电解质具有相同离子的**易溶强**电解质，使弱电解质的解离度降低的现象，称为同离子效应。

## 盐效应

在弱电解质溶液中，加入与弱电解质不具有相同离子的强电解质，弱电解质的解离度增大，这种现象称为盐效应。

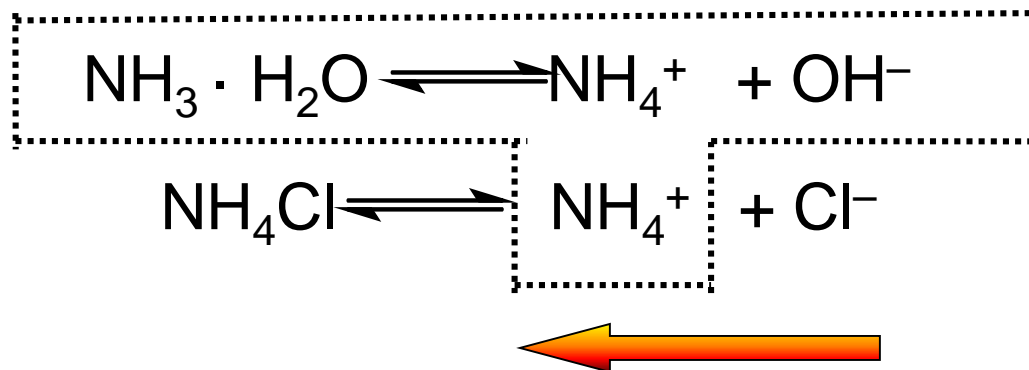
同离子效应与盐效应的作用相反，但因同离子效应远超过盐效应，在离子浓度较小的溶液中，常常忽略盐效应的影响。

例如：在 $0.1\text{mol/L}$  HAc溶液中，加入 $0.1\text{mol/L}$  NaCl，弱电解质电离度由 $1.33\%$ 增加为 $1.68\%$ 。

1. 已知HAc的 $K_a^\theta=1.76 \times 10^{-5}$ ，则反应 $\text{Ac}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{HAc} + \text{OH}^-$ 的平衡常数 $K^\theta$ 为\_\_\_\_\_，共轭酸碱对为\_\_\_\_\_。

2. 在氨水中加入酚酞指示剂，溶液显红色，加入少许氯化铵晶体，红色变浅？为什么？

解2. 发生了同离子效应，使平衡左移，碱性减弱，酸性增强。



# 《试剂》

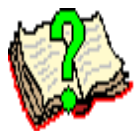


席慕蓉

化学课里有一种试纸  
遇酸变红遇碱变蓝  
我多希望  
在人生里  
能有一种试纸  
可以先来替我试出  
那交缠在我眼前的  
种种悲欢

在生物体的生命过程中,酸碱起着重要的作用,适宜稳定的酸度,有利于细胞的正常生理功能的表达。

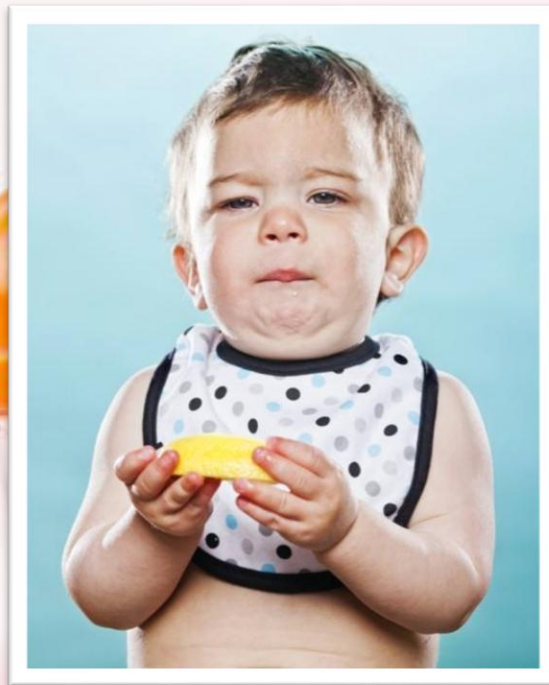
在医药领域常用的许多试剂和药物都有酸碱性,临床检验常用试剂的制备、贮存和性质,以及临床药物的吸收、分布、代谢和药效都与物质的酸碱性有密切的关系。



疑问：什么是酸？什么是碱呢？







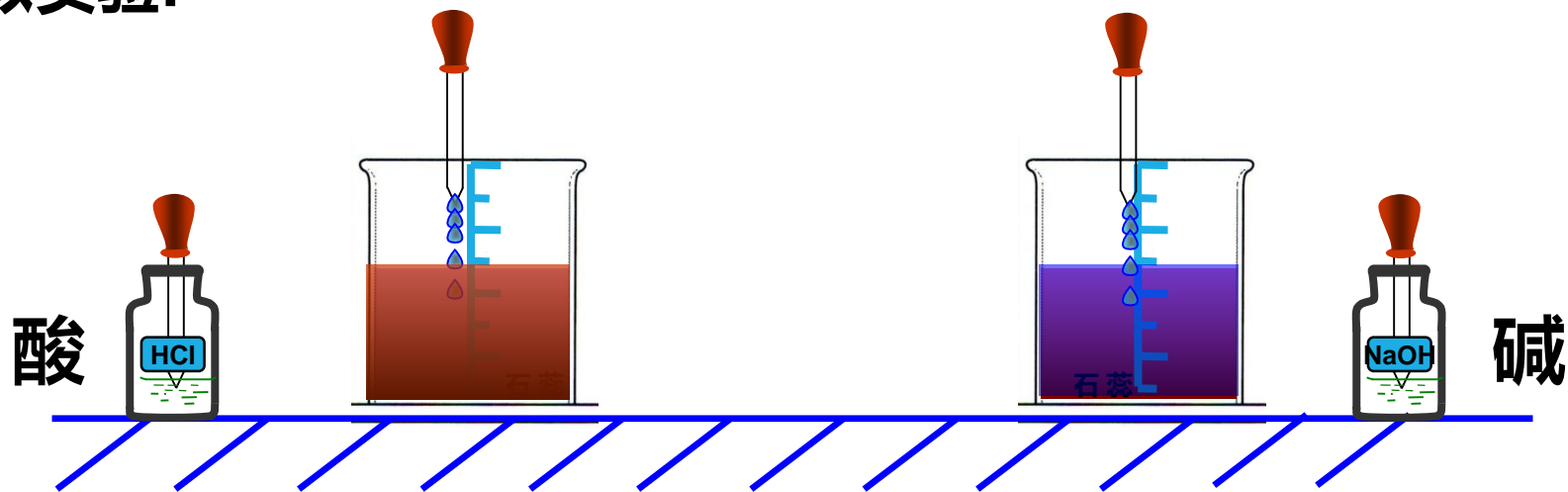
酸！

涩！

# 人们对酸碱的感性认知

最初人们根据物质表现出来的性质来区分酸和碱。

模拟实验:



实验现象: 石蕊试剂: 蓝色 → 红色      红色 → 蓝色

# 模拟实验:

**酸性**                      **碱性**

盐酸                      氢氧化钠  
氯化铵                      氨水  
醋酸                      醋酸钠  
碳酸                      碳酸钠

**实验现象:** 石蕊试剂: 蓝色 → 红色                      红色 → 蓝色

## 第二节 酸碱质子理论

### 一、酸碱电离理论

### 二、酸碱电离理论



**阿仑尼乌斯(Svante August Arrhenius 1859 — 1927 )**

**瑞典化学家。提出的电离学说是现代化学的基础理论之一。建立了活化分子和活化能的概念，导出著名的反应速率方程，即阿仑尼乌斯公式。**

**1903 年获得诺贝尔化学奖，还曾获英国皇家学会戴维奖、吉布斯奖、法拉第奖等。**

# 电解质与非电解质

在水溶液中或熔融状态下能够导电的化合物称为电解质。如：酸、碱、盐等

在水溶液中或熔融状态下不能导电的化合物称为非电解质。如：葡萄糖、蔗糖等有机物



# 强电解质与弱电解质

在水溶液中完全电离的化合物称为强电解质。

在水溶液中部分电离的化合物称为弱电解质。

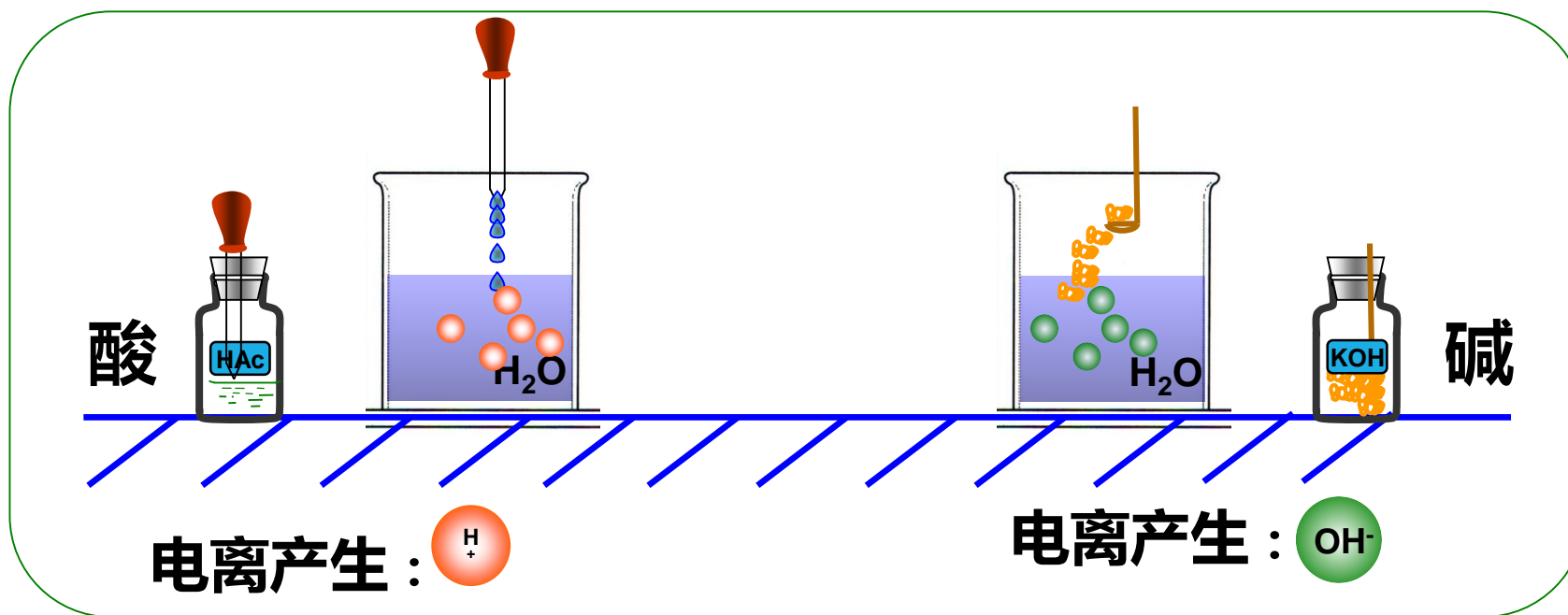
表1：强电解质与弱电解质比较

性质比较	电离程度	电离过程	导电能力	举例
强电解质	大、完全、彻底	不可逆	强	强酸、碱、多数盐
弱电解质	小、不完全、不彻底	可逆	弱	弱酸、碱、少数盐

# 电离理论要点

1887年阿仑尼乌斯 ( S.Arrhenius ) 提出:

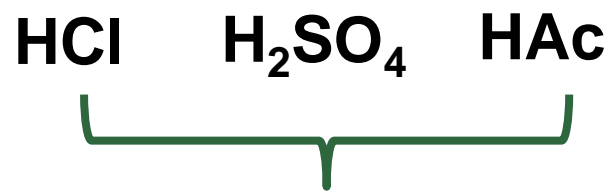
- 1.凡在水溶液中能电离产生  $H^+$  的物质是酸。
- 2.凡在水溶液中能电离产生  $OH^-$  的物质是碱。



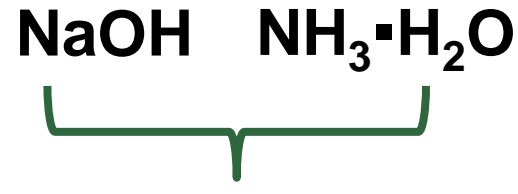
3.中和反应的实质  $H^+ + OH^- = H_2O$



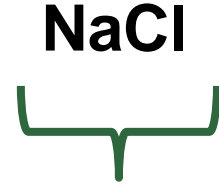
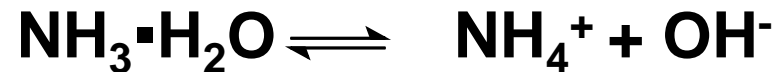
根据酸碱电离理论，下列物质分别属于什么？写出电离方程式。



酸



碱



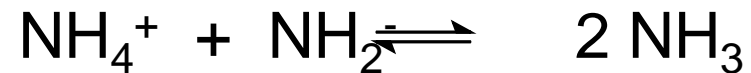
盐

# 酸碱电离理论

明显的局限性：

非水滴定

✚仅限于水溶液，无法说明物质在非水溶液中的酸碱问题。如：在液氨中， $\text{NH}_4^+$ 与 $\text{NaNH}_2$ 的反应。



✚把碱限制为氢氧化物，对 $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 、 $\text{Na}_3\text{PO}_4$ 等本质上具有碱性无法说明。



布朗斯特  
( *Bronsted. J .N* )  
1879 — 1947



劳瑞  
( *M Lowry* )  
1874 — 1936

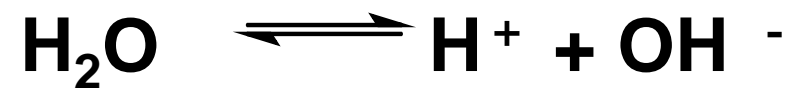
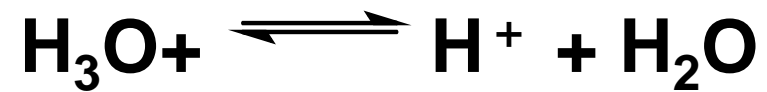
1923 年，布朗斯特和劳瑞提出酸碱质子理论

1923年丹麦化学家Bronsted和英国化学家Lowry提出

## 一、质子理论的酸碱定义

酸碱质子理论认为：凡能给出质子（ $H^+$ ）的物质都是酸；凡能接受质子的物质都是碱。酸是质子的给予体，酸给出质子后剩余的部分就是碱；碱是质子的接受体，碱接受质子后即成为酸。

酸                      质子 + 碱



## 演示实验 不同电解质的酸碱性测定

在洁净9孔点滴板中放入9片pH试纸，按下表序号分别吸取不同电解质溶液2滴于试纸上，观察试纸颜色变化，并与比色卡比较，读出对应pH值。

点滴板序号	1	2	3	4	5	6	7	8	9
电解质	HCl	HAc	NH <sub>4</sub> Cl	NaCl	NaHCO <sub>3</sub>	NaAc	NH <sub>3</sub> H <sub>2</sub> O	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	NaOH
pH 试纸颜色变化									
pH <sub>测</sub> 际									

# 实验现象及数据记录表

点滴板 序号	1	2	3	4	5	6	7	8	9
电解质	HCl	HAc	NH <sub>4</sub> Cl	NaCl	NaHCO <sub>3</sub>	NaAc	NH <sub>3</sub> H <sub>2</sub> O	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	NaOH
pH 试纸 颜色 变化	红色	红色	红色	黄色	浅 蓝色	浅 蓝色	蓝色	蓝色	深 蓝色
pH <sub>测</sub>	1	3	5	7	8	9	11	11.5	13
pH <sub>理</sub>	1	2.88	5.12	7	8.3	8.8	11.2	11.62	13

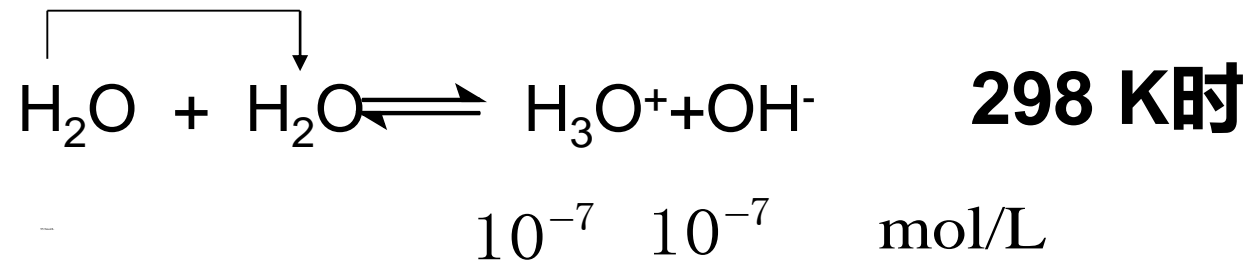
**问题：为什么不同水溶液呈现不同的酸碱性？溶液的酸碱性跟什么有关？**

## 第三节 水溶液的酸碱性

- 一 【水的质子自递平衡】
- 二 【水溶液的酸碱性】
- 三 【强酸强碱溶液的pH计算】
- 四 【弱酸弱碱溶液的pH计算】



# 水的质子自递平衡



$$K_i = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$K_w$ 适用于  
纯水和稀溶液体系  
[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]与[OH<sup>-</sup>]可互求

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$K_w$ 称为的质子自递平衡常数，简称水的离子积。

## 实验测定，22°C ( 295 K ) 纯水

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

在任何水溶液中 $\text{H}_3\text{O}^+$ 和 $\text{OH}^-$ 都同时存在！  
 $K_w$ 在一定温度下是定值！

表4-2 不同温度下水的离子积常数

$T/\text{K}$	$K_w$	$T/\text{K}$	$K_w$
273	$1.139 \times 10^{-15}$	298	$1.008 \times 10^{-14}$
283	$2.920 \times 10^{-15}$	323	$5.474 \times 10^{-14}$
295	$1.000 \times 10^{-14}$	373	$5.500 \times 10^{-13}$

# 氢离子浓度与溶液酸碱性

常温下

**中性溶液**  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{mol/L} = [\text{OH}^-]$

**酸性溶液**  $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{mol/L} > [\text{OH}^-]$

**碱性溶液**  $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{mol/L} < [\text{OH}^-]$

**水溶液中:  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  越大, 酸性越强, 碱性越弱。**

**$[\text{OH}^-]$  越大, 碱性越强, 酸性越弱。**

# pH与溶液酸碱性

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pOH} = -\lg[[\text{OH}^-]]$$

一般：若 $[\text{H}^+] = m \times 10^{-n}$

则： $\text{pH} = n - \lg m$

295 K 酸性溶液： $\text{pH} < 7$  中性溶液： $\text{pH} = 7$  碱性溶液： $\text{pH} > 7$

$\text{pH} \downarrow$  , 酸性越强 ;  $\text{pH} \uparrow$  , 碱性越强

$\text{pOH} \downarrow$  , 碱性越强 ;  $\text{pOH} \uparrow$  , 酸性越强

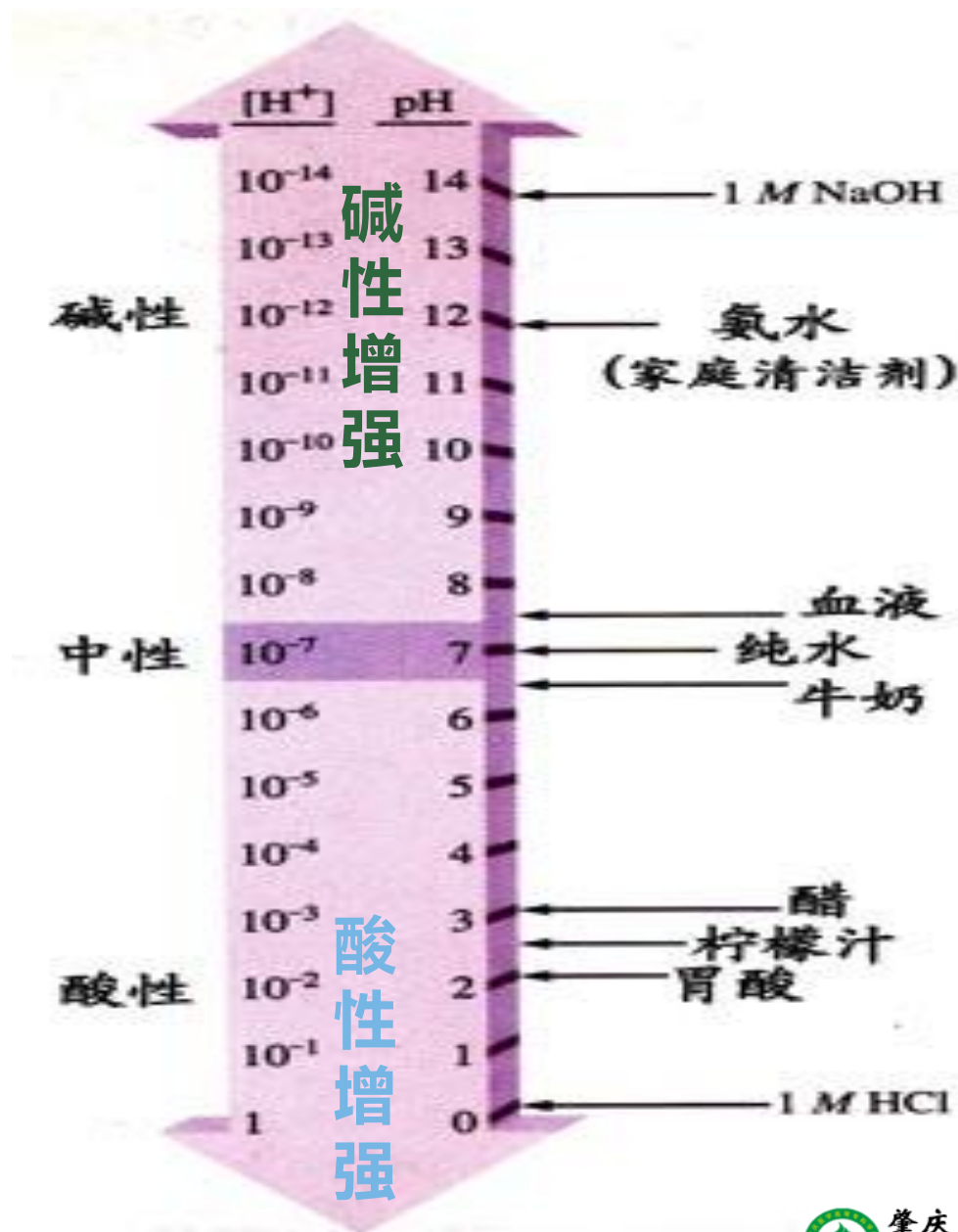
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

pH 适用范围:  $1.0 \text{ mol/L} \geq [\text{H}^+] \geq 1.0 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$

# 常见溶液的pH

溶液	pH
人血液	7.4
牛奶	6.8
雨水	5.7
番茄汁	4.2
葡萄酒	3.4
柠檬汁	2.2
胃液	1.3

人血液 pH 超出  $\pm 0.4$  将有生命危险!!!



## 强酸强碱溶液的pH计算

例 计算298K时，0.10mol/L HCl和NaOH的pH。

解： HCl和NaOH为强电解质，全部解离：



$$[\text{H}^+] = 0.1 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 0.1 = 1$$



$$[\text{OH}^-] = 0.1 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0.1 = 1$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13$$

将下列强酸或强碱溶液等体积混合，  
求：混合后溶液的pH。

1 )  $\text{pH}=2$ 、  $\text{pH} = 5$

2 )  $\text{pH}=2$ 、  $\text{pH} = 12$

3 )  $\text{pH}=11$ 、  $\text{pH} = 13$

解： 1) 为强酸溶液等体积混合，故混合后 $[H^+]$ 为，

$$[H^+] = \frac{10^{-2} + 10^{-5}}{2} \approx \frac{10^{-2}}{2} \approx 5.0 \times 10^{-3} \quad \text{pH} = 2.3$$

2) 同浓度强酸与强碱溶液等体积混合，酸碱完全反应，故混合后 $[H^+]$ 为 $10^{-7}$ ， $\text{pH} = 7$

3) 为强碱溶液的等体积混合，故混合后 $[OH^-]$ 为，

$$[OH^-] = \frac{10^{-3} + 10^{-1}}{2} \approx \frac{10^{-1}}{2} \approx 5.0 \times 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = 1.3$$

$$\text{pH} = 12.7$$



你知道这瓶白醋的  
pH是多少吗？如何计算？



商品名称：加加 糯米白醋

配 料：水、糯米、食用酒精、白砂糖、食用盐、  
食品添加剂（山梨酸钾）

净含量：500ml

包 装：瓶装

总 酸： $\geq 4.0\text{g}/100\text{ml}$

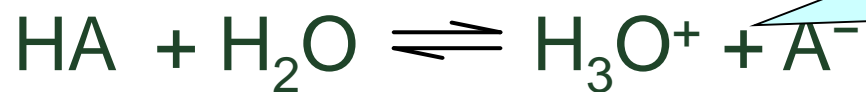
保质期：2年

产品标准：GB 18187 液态发酵

贮存条件：阴凉干燥处贮存。

温馨提示：存放若发生少量沉淀，不影响食用。

## 一元弱酸溶液的pH近似计算



当弱酸的  $K_a \cdot c_a \geq 20K_w$  时，忽略水的解离对  $\text{H}_3\text{O}^+$  浓度的影响，只考虑弱酸的解离对  $\text{H}_3\text{O}^+$  浓度的贡献。

$$\begin{cases} [\text{H}_3\text{O}^+] \approx [\text{A}^-] \\ [\text{HA}] \approx c_a - [\text{H}_3\text{O}^+] \end{cases} \longrightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_a - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a \cdot c_a}}{2} \quad (\text{近似式})$$

当  $c_a/K_a \geq 500$  时， $c_a - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c_a$  时

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot c_a} \quad (\text{最简式})$$

例：

计算298K时0.10mol/L HAc的pH和 $\alpha$ 。已知HAc的 $K_a=1.76\times 10^{-5}$

$$\text{解：} \because K_a \cdot C_a = 1.76 \times 10^{-5} \times 0.10 = 1.76 \times 10^{-6} > 20K_w$$

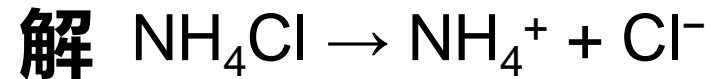
$$C_a / K_a = 0.10 / 1.76 \times 10^{-5} > 500$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot c_a} = \sqrt{1.76 \times 10^{-5} \times 0.10} = 1.33 \times 10^{-3} (\text{mol/L})$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg(1.33 \times 10^{-3}) = 2.88$$

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_a} \times 100\% = \frac{1.33 \times 10^{-3}}{0.10} \times 100\% = 1.33\%$$

**例：** 计算常温下0.10 mol/L NH<sub>4</sub>Cl溶液的pH值。已知NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O 的K<sub>b</sub>=1.8×10<sup>-5</sup>



Cl<sup>-</sup>是极弱的碱，该溶液的酸碱性主要取决于NH<sub>4</sub><sup>+</sup>，按一元弱酸计算。

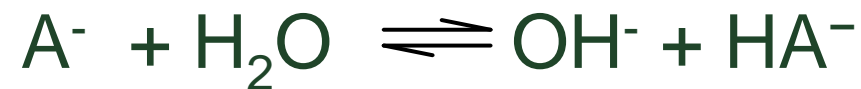
$$\text{NH}_4^+ \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$\because K_a \cdot c_a = 5.6 \times 10^{-11} > 20 K_w, \quad c_a / K_a = 0.10 / 5.6 \times 10^{-10} > 500$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot c_a} = \sqrt{5.6 \times 10^{-10} \times 0.10} = 7.5 \times 10^{-6} (\text{mol/L})$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg(7.5 \times 10^{-6}) = 5.12$$

## 一元弱碱溶液的pH近似计算



当 $K_b \cdot c_b \geq 20 K_w$ 且 $c_b / K_b < 500$ 时，

$$[OH^-] = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_b \cdot c_b}}{2} \quad (\text{近似式})$$

当 $K_b \cdot c_b \geq 20 K_w$ 且 $c_b / K_b \geq 500$ 时，

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot c_b} \quad (\text{最简式})$$

例：

计算0.10mol/L  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 溶液的pH。已知 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 的 $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ 。

解： $\because K_b \cdot c_b = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.1 = 1.8 \times 10^{-6} > 20K_w$

$c_b / K_b = 0.10 / 1.8 \times 10^{-5} > 500$   
 $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot c_b} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.10} = 1.34 \times 10^{-3} (\text{mol/L})$

$\therefore$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg(1.34 \times 10^{-3}) = 2.87$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2.87 = 11.13$$

**例：**

**计算常温下0.10mol/L NaAc溶液的pH。**

**解：**  $\text{NaAc} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Ac}^-$

因 $\text{Na}^+$ 不参与酸碱平衡，溶液的酸碱性主要取决于 $\text{Ac}^-$ 。

$$\text{Ac}^- \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.76 \times 10^{-5}} = 5.68 \times 10^{-10}$$

$$\therefore K_b \cdot c_b = 5.68 \times 10^{-10} \times 0.10 = 5.68 \times 10^{-11} > 20K_w$$

$$c_b / K_b = 0.10 / 5.68 \times 10^{-11} > 500$$

$$\therefore \sqrt{K_b \times c_b} = \sqrt{5.68 \times 10^{-10} \times 0.10} = 7.5 \times 10^{-6} \text{ (mol/L)}$$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg(7.5 \times 10^{-6}) = 5.12$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5.12 = 8.88$$

请计算质量浓度大于4.0g/100mL白醋的pH是多少？



商品名称：加加 糯米白醋

配 料：水、糯米、食用酒精、白砂糖、食用盐、食品添加剂（山梨酸钾）

净含量：500ml

包 装：瓶装

总 酸： $\geq 4.0\text{g}/100\text{ml}$

保质期：2年

产品标准：GB 18187 液态发酵

贮存条件：阴凉干燥处贮存。

温馨提示：存放若发生少量沉淀，不影响食用。



解： 已知该白醋的质量浓度为40g/L

$$\therefore c_B = \frac{\rho_B}{M_B} = \frac{40\text{g/L}}{60\text{g/mol}} = 0.667\text{mol/L}$$

$$\therefore K_a \cdot c_a = 1.76 \times 10^{-5} \times 0.667 = 1.76 \times 10^{-6} > 20K_w$$

$$c_a/K_a = 0.667/1.76 \times 10^{-5} > 500$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{c_a \cdot K_a}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 3.43 \times 10^{-3} \text{mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg(3.43 \times 10^{-3}) = 2.46$$

## 小结：

### 电解质溶液pH的计算公式：

一元弱酸： $c_a \cdot K_a \geq 20K_w$ ， $c_a/K_a \geq 500$ 时， $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{c_a \cdot K_a}$

一元弱碱： $c_b \cdot K_b \geq 20K_w$ ， $c_b/K_b \geq 500$ 时， $[\text{OH}^-] = \sqrt{c_b \cdot K_b}$

多元弱酸： $c_a \cdot K_{a1} \geq 20K_w$ ，且 $c_a/K_{a1} \geq 500$ 时， $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{c_a \cdot K_{a1}}$

多元弱碱： $c_b \cdot K_{b1} \geq 20K_w$ ，且 $c_b/K_{b1} \geq 500$ 时， $[\text{OH}^-] = \sqrt{c_b \cdot K_{b1}}$

两性物质： $c/K_a' \geq 20$ ， $c \cdot K_a \geq 20K_w$ 时， $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a' \cdot K_a}$

# 酸碱平衡

常吃醋会  
酸中毒吗？



人体那被爱醋宋海名一些酸醋酸勿黄理此范酸、才会酸等引起从体外也要这是为些酸呢碱物质。

## 第四节 缓冲溶液

一

【缓冲溶液的概念】

二

【缓冲溶液的组成】

三

【缓冲溶液的pH计算】

四

【缓冲溶液的配制】

# 人体中常见体液的pH

体 液	pH	体 液	pH
血 液	7.35-7.45	大 肠 液	8.3-8.4
成人胃液pH	0.9-1.5	乳 汁	6.6-6.9
唾 液	6.35-6.85	泪 液	7.4
胰 液	7.5-8.0	尿 液	4.8-7.5
小 肠 液	7.6左右	脑 脊 液	7.35-7.45

pH<7.35

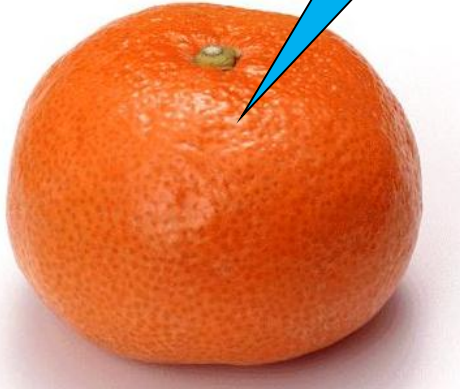
酸中毒

pH>7.45

碱中毒

# 碱性食物

含K、Ca、Na、Mg



# 酸性食物

P、S、Cl

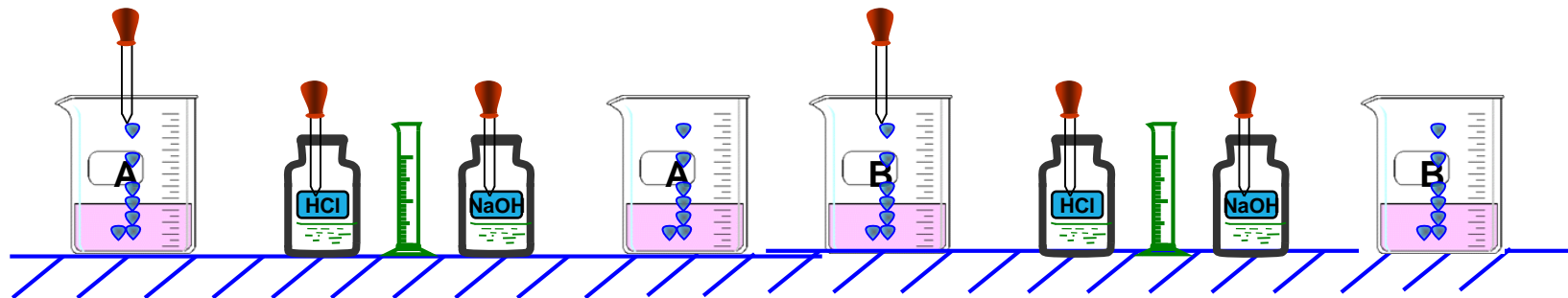


## 视频：缓冲溶液抗酸抗碱作用



# 实验：缓冲溶液抗酸抗碱作用

模拟实验：



实验数据：

0.10 mol/L溶液1L	加酸量	pH变化	加碱量	pH变化
纯水 ( A )	0.001molHCl	<b>7.0 → 3.0</b>	0.001molNaOH	<b>7.0 → 13.0</b>
NaCl ( B )				
HAc与NaAc ( C )	0.001molHCl	<b>4.75 → 4.74</b>	0.001molNaOH	<b>4.75 → 4.76</b>

**结论：混合溶液 ( C ) 能抵御外来少量强酸、强碱的加入或适量稀释，维持体系的pH值基本不变。**



# 缓冲溶液的概念

“少量”、“基本不变”说明缓冲作用有限度。

## 1. 缓冲作用

溶液能抵抗外加少量强酸、强碱和水的稀释而保持溶液pH值基本不变的作用。

## 2. 缓冲溶液

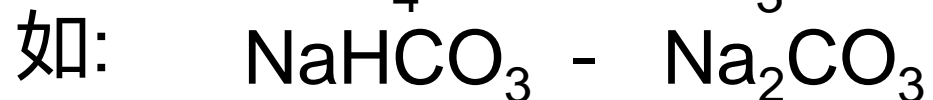
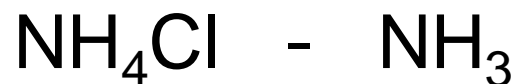
具有缓冲作用的溶液。

如:  $\text{HAc} - \text{NaAc}$ ;  $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3 - \text{NaHCO}_3$

## 缓冲溶液的组成

缓冲溶液之所以具有缓冲作用，是由于缓冲溶液中同时含有抗酸和抗碱两种成分，通常将这两种成分称为缓冲对或缓冲系。

抗碱成分——抗酸成分



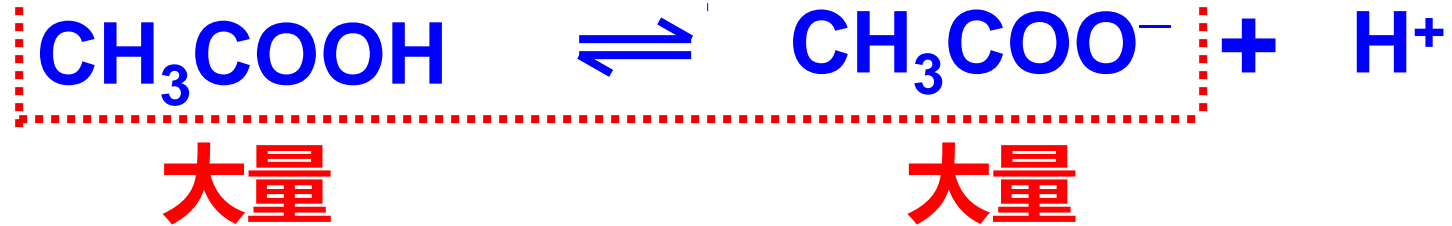
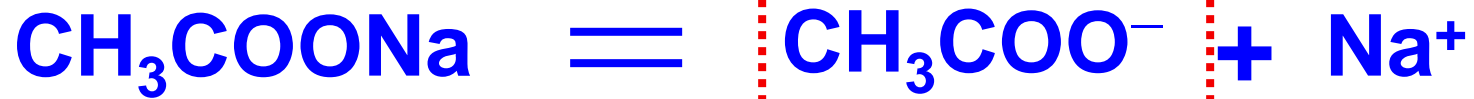
共轭酸碱对  
就是缓冲对?

按照酸碱质子理论，缓冲对就是共轭酸碱对。

## 常见的缓冲对

缓冲对	pK <sub>a</sub>	缓冲范围
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> — H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	2.16	1.0 ~ 3.0
<b>氯乙酸 — 氯乙酸钠</b>	2.86	2 ~ 3.5
<b>甲酸 — 甲酸钠</b>	3.77	2.8 ~ 4.6
HAc — NaAc	4.75	4 ~ 5.5
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> — HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	6.35	5.4 ~ 7.4
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> — HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	7.21	6.5 ~ 8
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> — NH <sub>3</sub>	9.25	8.5 ~ 10
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> — CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	10.25	9.25 ~ 11.5
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> — PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	12.67	11.7 ~ 13.6

## 缓冲原理

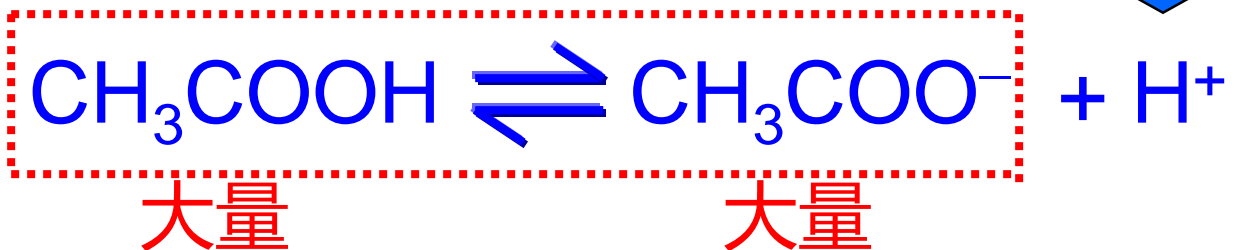


根据解离情况，溶液中有哪些粒子？



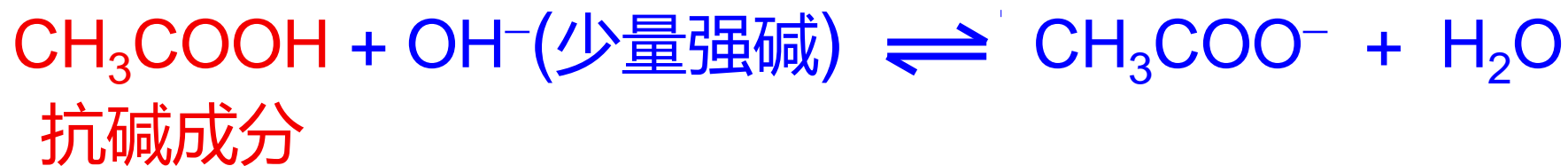
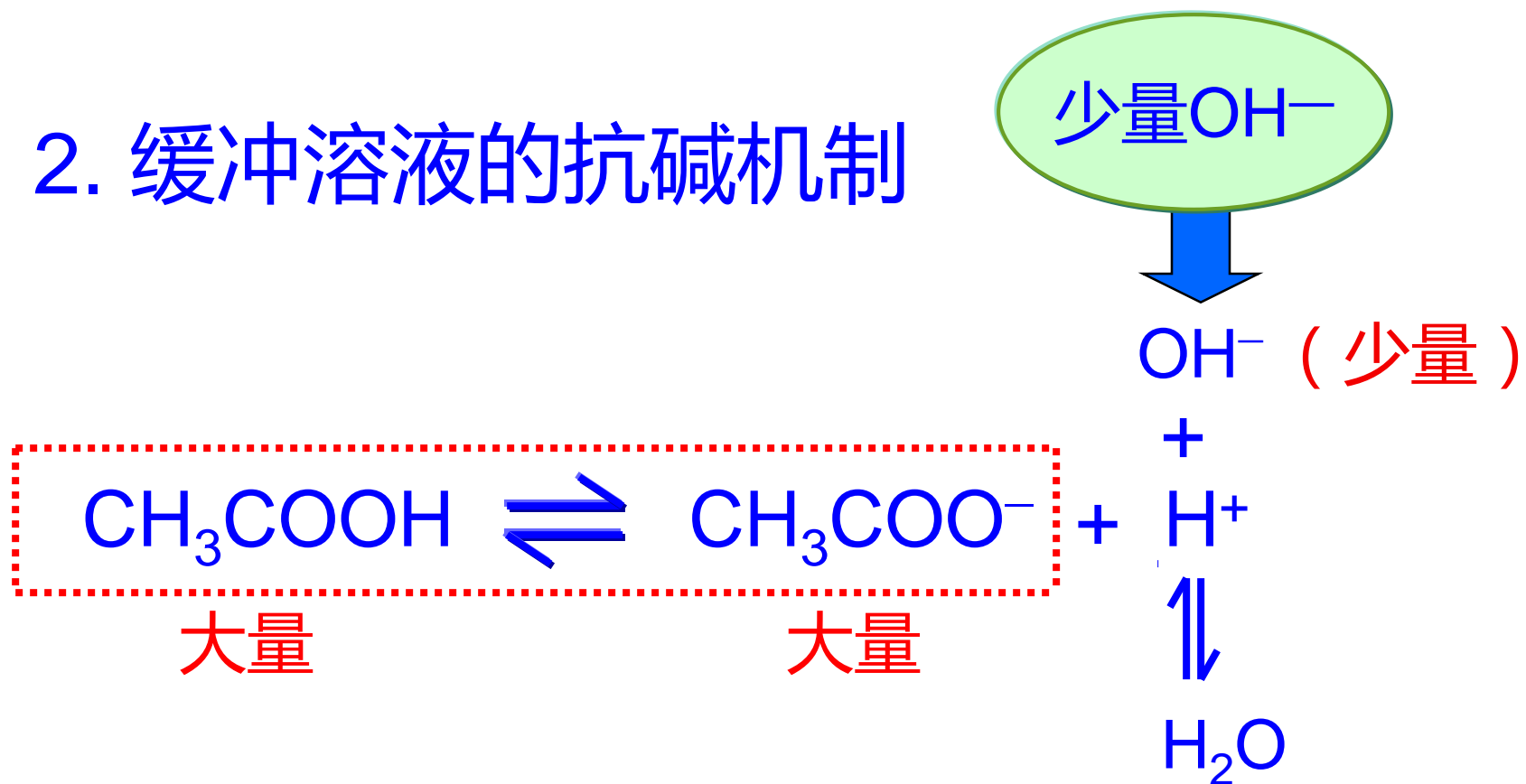
# 1. 缓冲溶液的抗酸机制

少量 H<sup>+</sup>

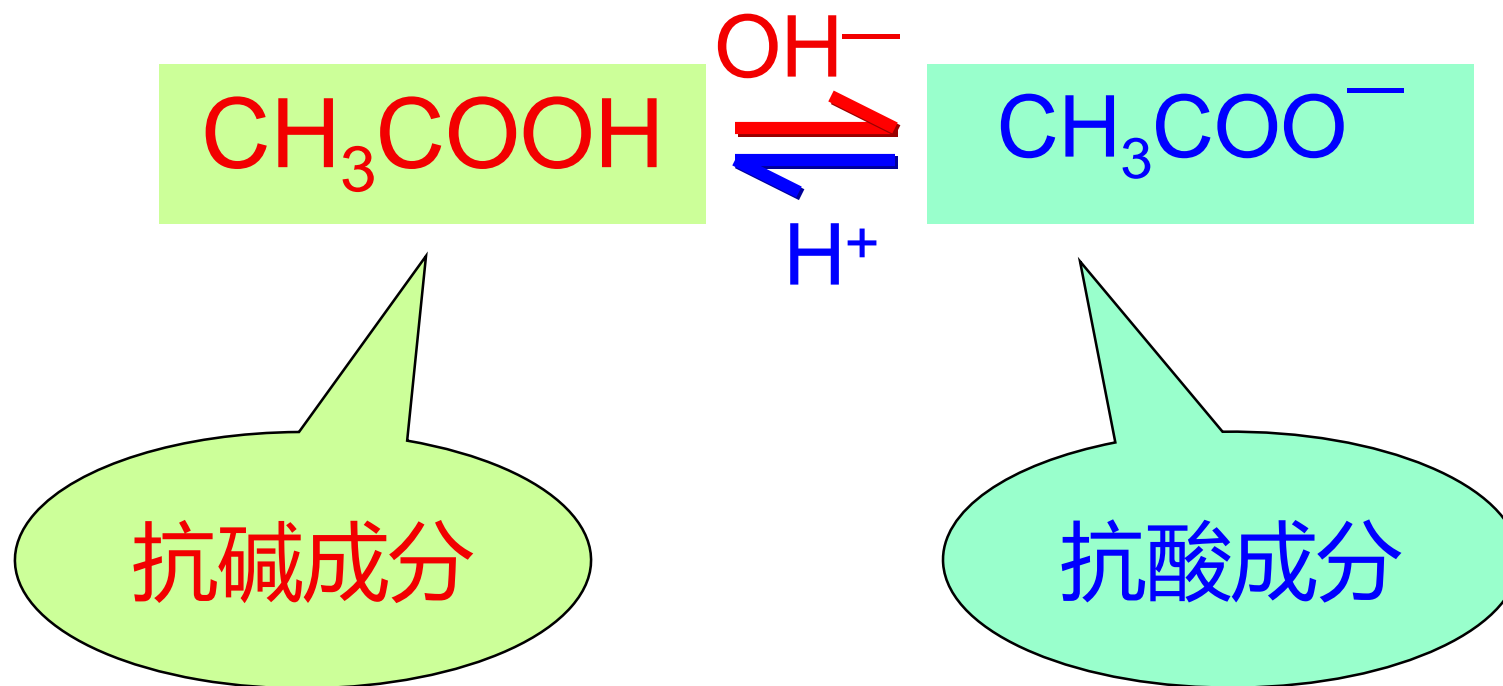


抗酸成分

## 2. 缓冲溶液的抗碱机制



### 三、缓冲作用原理



# 人体中重要的缓冲对

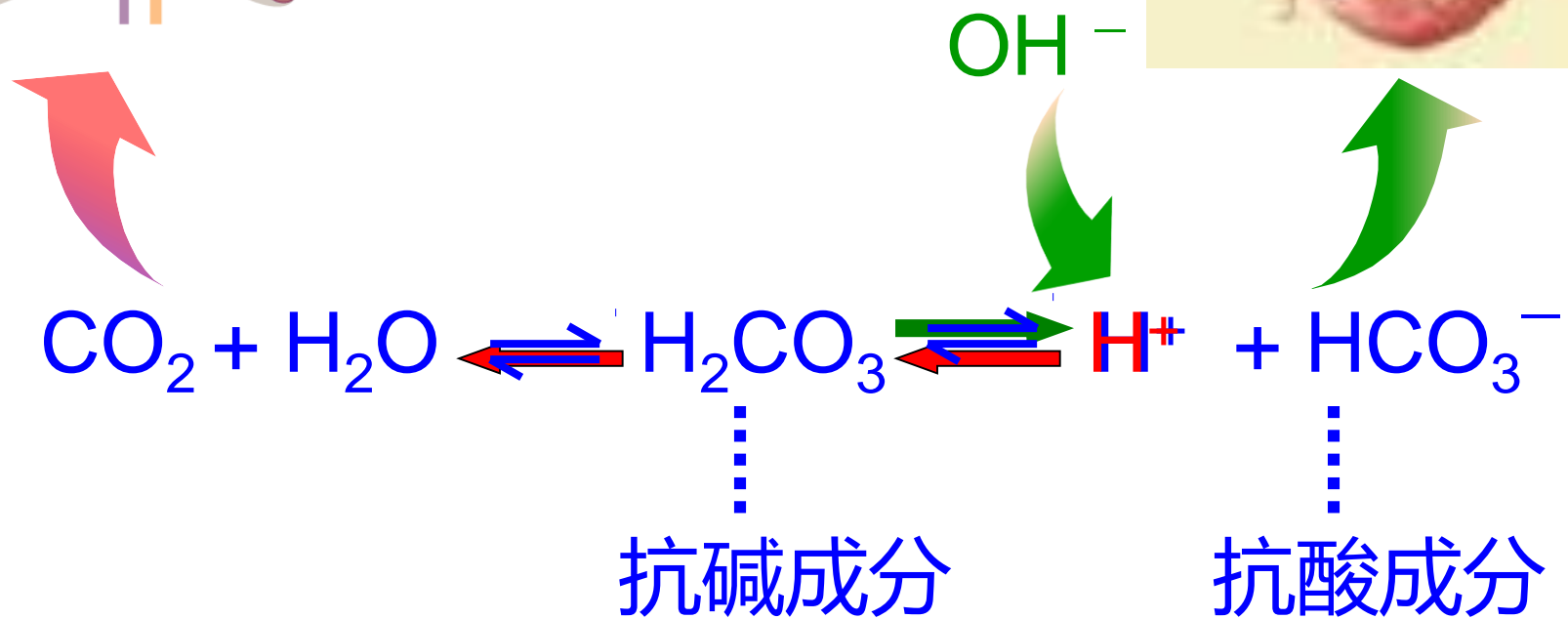
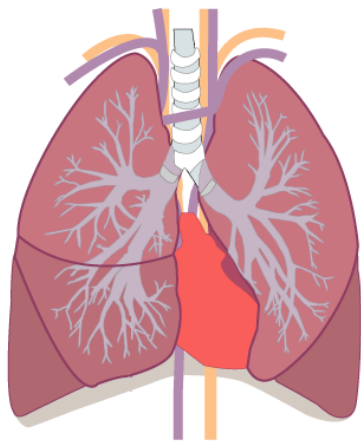
碳酸—碳酸氢盐

血液中浓度最高  
缓冲能力最强  
发挥作用最重要

磷酸氢盐—磷酸二氢盐

蛋白质—蛋白质盐

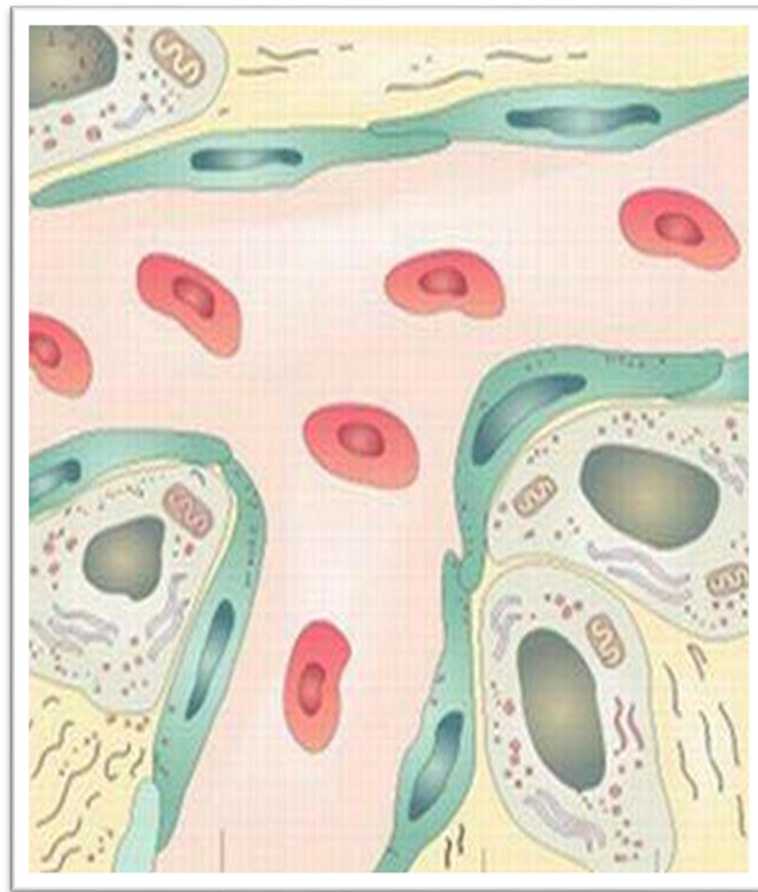




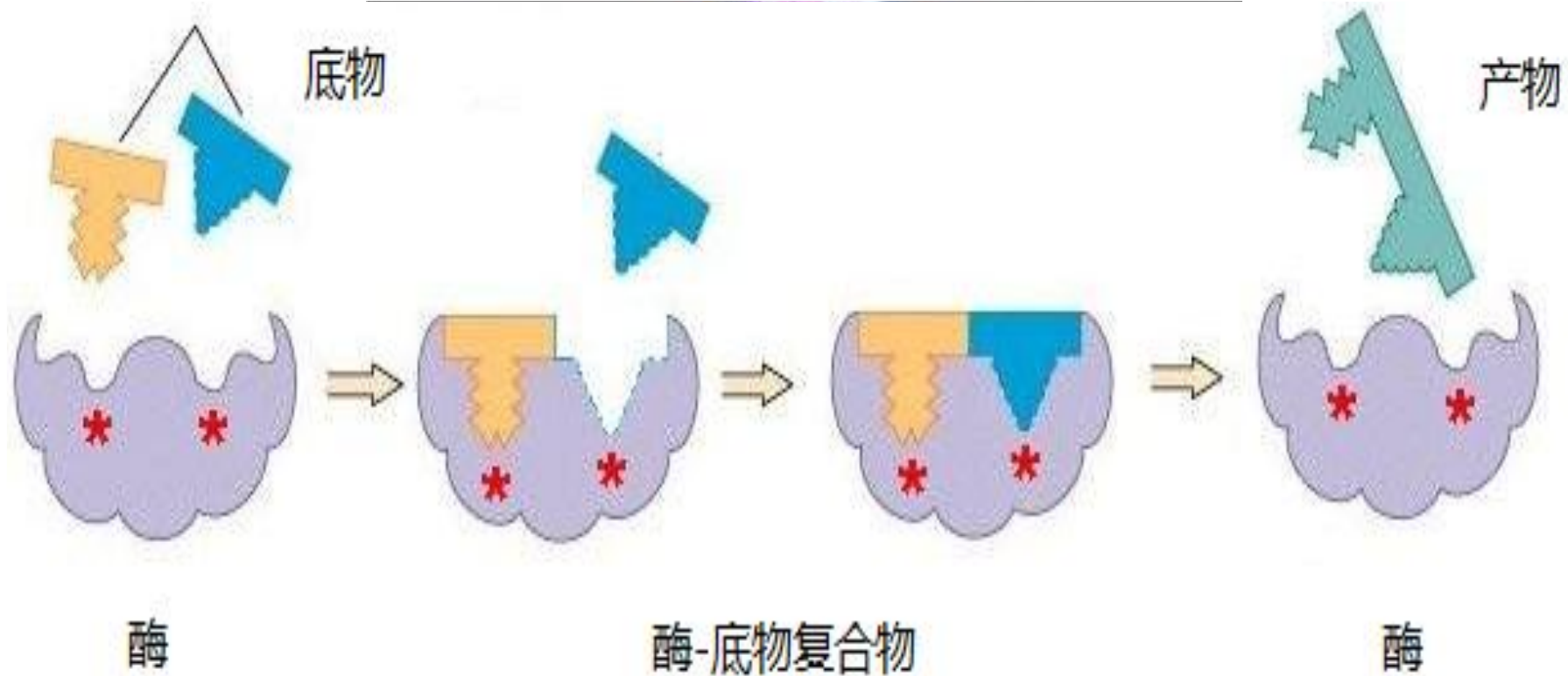
## 血液中的缓冲系

人体体液要保持一定稳定pH，组织、细胞才能进行正常物质代谢和维持正常生理活动。

人体血液正常pH范围：  
7.35~7.45，pH < 7.35时  
发生酸中毒；pH > 7.45时  
发生碱中毒。



# 酶的催化作用



## 小结

缓冲溶液在医学上非常重要，许多生化反应都要求在适宜而稳定的pH条件下进行，例如细菌的培养、染色，生物体的酶催化反应等。

又如，配制药用维生素c溶液时，需用碳酸氢钠调节其pH在5.0-6.6之间，以增加维生素c溶液的稳定性，同时还能避免注射时引起人体局部的疼痛等。

总之，在实际应用中，用缓冲溶液控制溶液的pH，保持溶液的pH相对稳定，具有非常重要的意义！

# 缓冲溶液的计算



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{HA}] \approx c_a ; [\text{A}^-] \approx c_b$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{c_b}{c_a}$$

(1)

(2)

亨德森-哈塞尔巴赫方程式，用于pH值计算

缓冲溶液的pH值取决于缓冲对的本性，而且与缓冲比（共轭碱与共轭酸的浓度之比）有关。

例：

用200 ml 0.10 mol/L HAc溶液和300 ml 0.10 mol/L NaAc溶液混合配成500 ml缓冲溶液，计算该溶液的pH值。

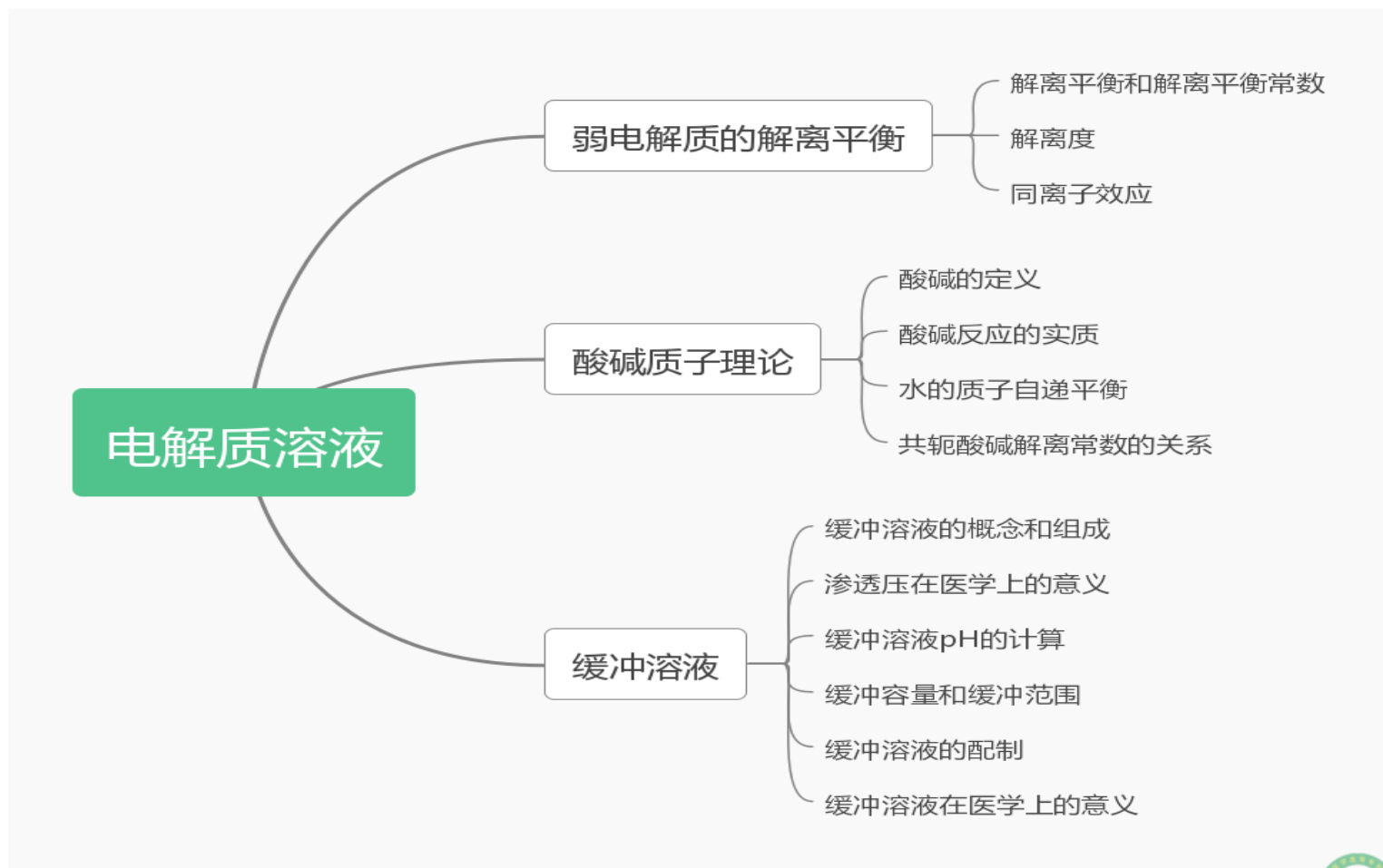
解：该缓冲系为HAc-Ac<sup>-</sup>，HAc的pK<sub>a</sub>=4.75

$$n_a = 0.10 \times 200 \times 10^{-3} = 0.020 \text{ (mol)}$$

$$n_b = 0.10 \times 300 \times 10^{-3} = 0.030 \text{ (mol)}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{c_b}{c_a} = 4.75 + \lg \frac{0.030 / 0.5}{0.020 / 0.5} = 4.93$$

# 小结



谢 谢 观 看