



药品



第五章 电解质溶液

袁欣

山东高等医学专科学校



人民卫生出版社

PEOPLE'S MEDICAL PUBLISHING HOUSE



目录



第五节 缓冲溶液



第六节 难溶强电解质的沉淀溶解平衡





第五节

缓冲溶液





生物体液都有各自相对稳定的pH。比如血液的pH为7.35 ~ 7.45，超过此范围就会引起酸碱中毒。而生物体中有自身代谢的一些酸碱物质如枸橼酸、乳酸等，体外也要引入一些酸碱物质，但体液的pH并不以这些酸碱物质的摄入而改变，原因是体液中存在缓冲对，具有缓冲作用。

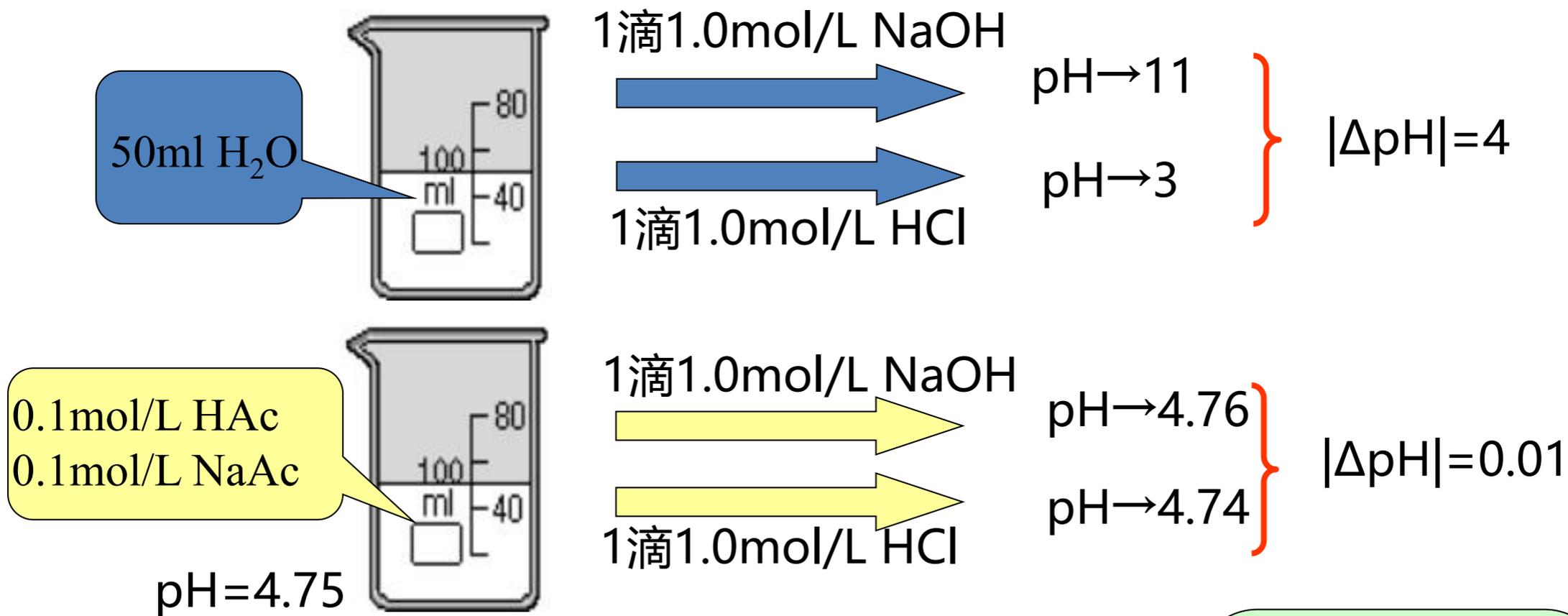
★缓冲溶液的意义

1. 缓冲作用原理将直接应用于后续课程如病理生理学中，用于理解和探讨人体的生理机制和病理生理变化，尤其是体液的酸碱平衡、水盐代谢等正常状态和失调等原因。
2. 应用于基础医学和临床医学研究中，尤其在生物学、分子生物学、细胞生物学实验中，广泛使用缓冲溶液来维持研究体系的酸碱环境。



一、缓冲溶液的组成及其作用

1. 缓冲溶液的概念



缓冲作用 (buffer action)

溶液能抵抗外加的少量强酸、强碱或稀释而

保持溶液的pH基本不变的作用。

缓冲溶液 (buffer solution)

具有缓冲作用的溶液。

“少量”
“基本不变”
说明缓冲作用有
限度



一、缓冲溶液的组成及其作用

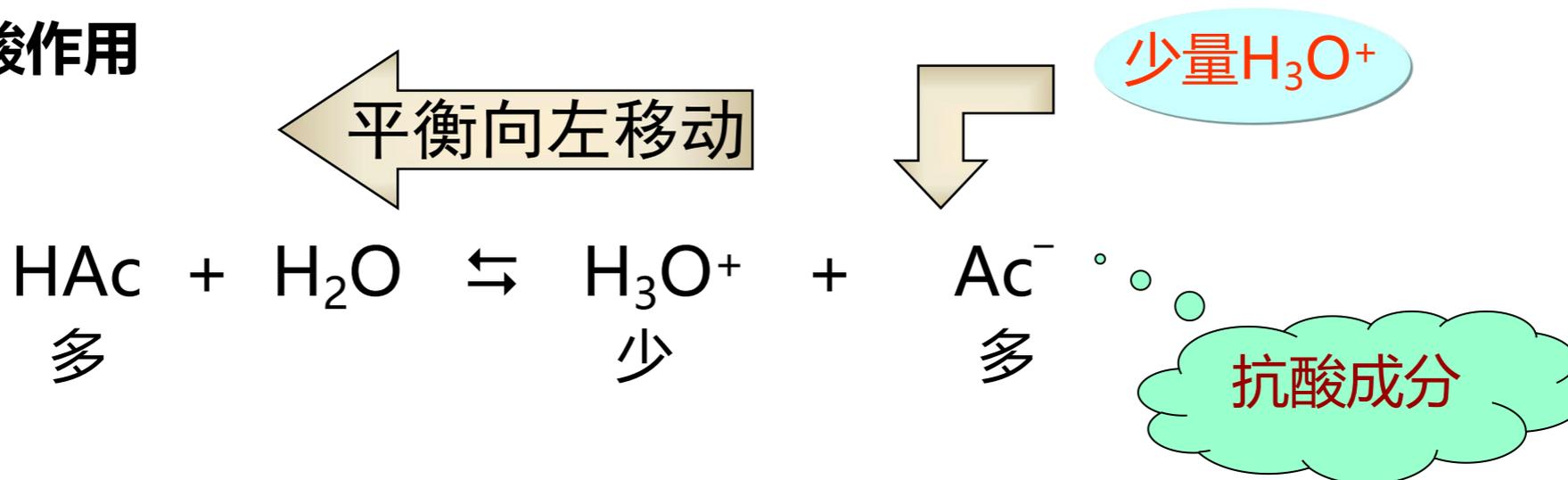
2. 缓冲溶液的组成

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。

按照酸碱质子理论，**缓冲对就是共轭酸碱对**，如HAc-Ac⁻、NH₄⁺-NH₃、H₂PO₄⁻-HPO₄²⁻等。

3. 缓冲作用原理

(1) 抗酸作用



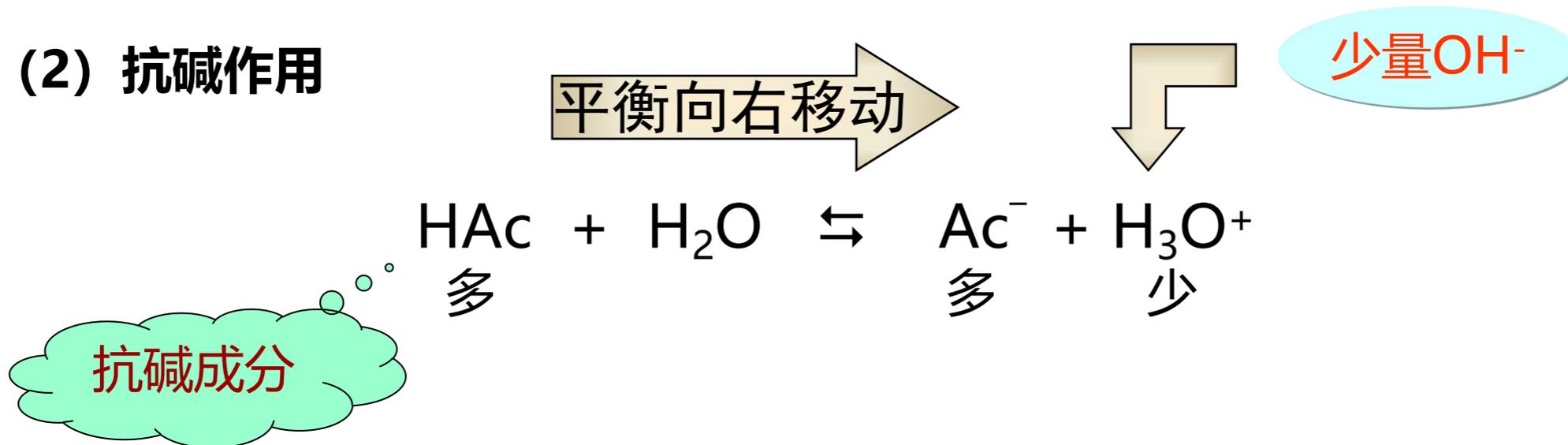
➤ 缓冲对中的共轭碱发挥了抵抗外来强酸的作用，是抗酸成分。



一、缓冲溶液的组成及其作用

3. 缓冲作用原理

(2) 抗碱作用



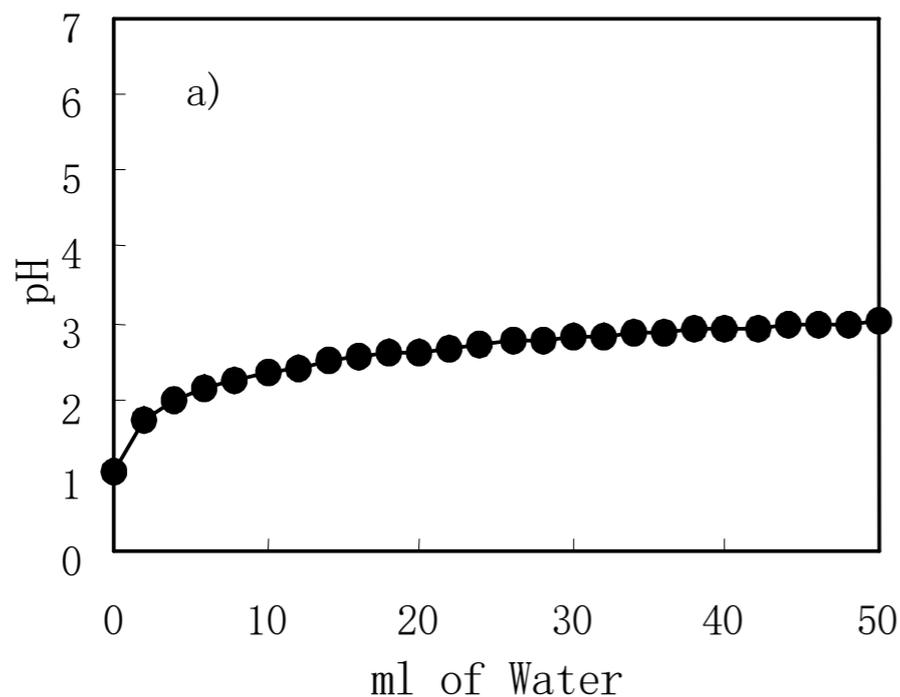
➤ 缓冲对中的共轭酸发挥了抵抗外来强酸的作用，是抗碱成分。

(3) 抗稀释作用

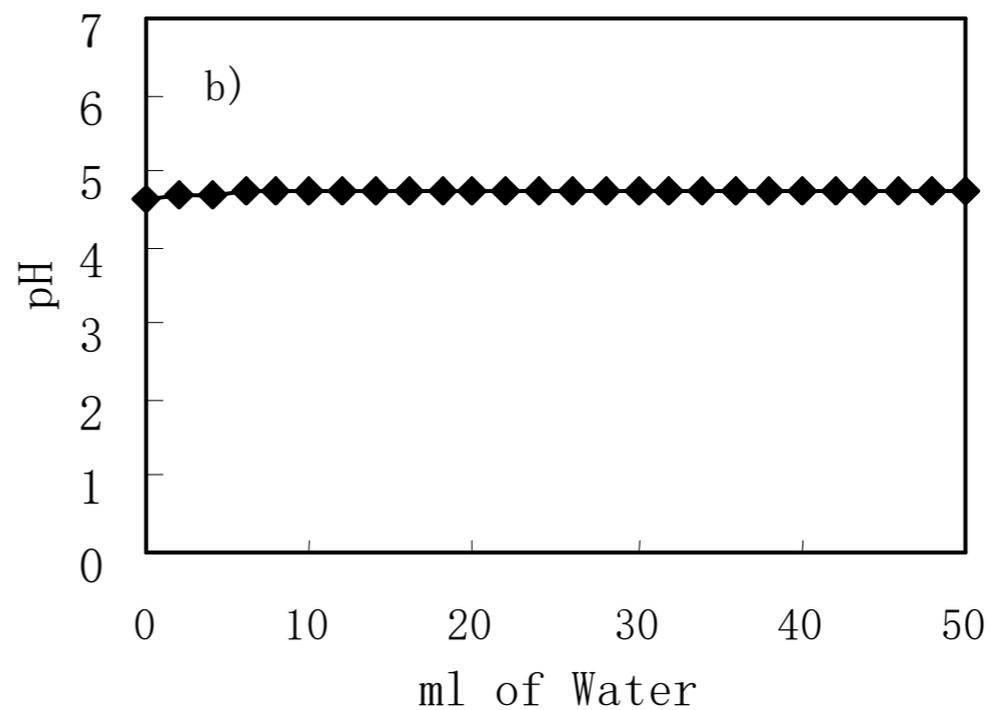
在缓冲溶液适当稀释时，虽然H₃O⁺的浓度因稀释有所降低，但Ac⁻与HAc的浓度同时也降低，同离子效应减弱，HAc的解离度增加，H₃O⁺的浓度得以弥补，溶液的pH基本不变。



第五节 缓冲溶液



(a) 0.50ml 0.10mol/L HCl



(b) 0.50ml 0.10mol/L HAc和
0.10mol/L NaAc混合液

结论:

- (1) 较大浓度的共轭酸、共轭碱是缓冲作用的**物质基础**。
- (2) 共轭酸碱物质之间的质子传递平衡是缓冲作用的**内在动力**。



二、缓冲溶液的pH计算

HA-A⁻缓冲系: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

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

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

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

亨德森-哈塞尔巴赫方程式, 用于pH计算

缓冲溶液的pH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5-12 用200ml 0.10mol/L HAc溶液和300ml 0.10mol/L NaAc溶液混合配成500ml缓冲溶液，计算此溶液的pH。并计算此缓冲溶液分别加入10ml 0.10mol/L HCl和10ml 0.10mol/L NaOH后，溶液pH的变化值。

解：(1) 求原缓冲溶液的pH

缓冲系为HAc-Ac⁻，HAc的pK_a=4.75

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

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

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



(2) 求加入HCl后缓冲溶液pH的变化值

$$\text{加入HCl的量 } n_{\text{HCl}} = 0.10 \times 10 \times 10^{-3} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ (mol)}$$

$$\text{加入HCl后, } n_a = 0.020 + 1.0 \times 10^{-3} = 0.021 \text{ (mol)}$$

$$n_b = 0.030 - 1.0 \times 10^{-3} = 0.029 \text{ (mol)}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{c_b}{c_a} = 4.75 + \lg \frac{0.029 / 0.51}{0.021 / 0.51} = 4.89$$

$$\Delta\text{pH} = 4.89 - 4.93 = -0.04$$

(3) 求加入NaOH后缓冲溶液pH的变化值

$$\text{加入NaOH的量 } n_{\text{NaOH}} = 0.10 \times 10 \times 10^{-3} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ (mol)}$$

$$\text{加入NaOH后 } n_a = 0.020 - 1.0 \times 10^{-3} = 0.019 \text{ (mol)}$$

$$n_b = 0.030 + 1.0 \times 10^{-3} = 0.031 \text{ (mol)}$$

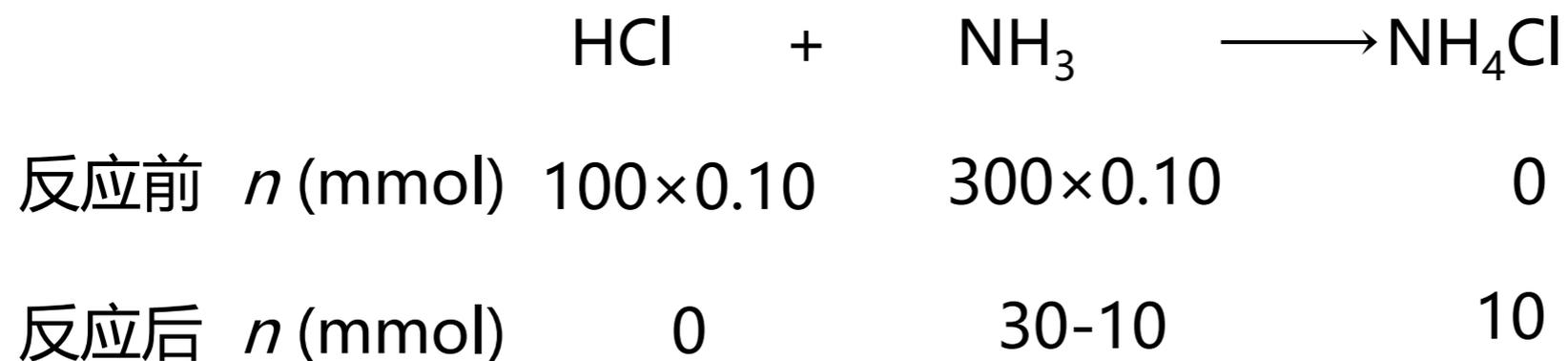
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{c_b}{c_a} = 4.75 + \lg \frac{0.031 / 0.51}{0.019 / 0.51} = 4.96$$

$$\Delta\text{pH} = 4.96 - 4.93 = 0.03$$



例5-13 将100ml 0.10mol/L盐酸加入300ml 0.10mol/L氨水中，求混合后溶液的pH。

解： 缓冲系为 $\text{NH}_4^+ - \text{NH}_3$ ， $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 的 $\text{p}K_b = 4.75$



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{c_b}{c_a} = 9.25 + \lg \frac{20 / 400}{10 / 400} = 9.55$$



三、缓冲容量和缓冲范围

1. 缓冲容量的概念

衡量缓冲溶液缓冲能力的大小

缓冲容量(buffer capacity)是使单位体积(1L)缓冲溶液的pH改变1个单位时,所需加入的一元强酸或一元强碱的物质的量。

$$\beta = \frac{n}{V \cdot |\Delta \text{pH}|}$$

β 值越大,说明在一定体积的缓冲溶液中加入一定量的强酸或强碱时,缓冲溶液的pH变化越小,缓冲能力越强

缓冲容量是缓冲溶液自身的特性,它只与缓冲溶液的总浓度和缓冲比有关,而与外加酸碱的量无关。



三、缓冲容量和缓冲范围

2. 影响缓冲容量的因素

(1) 缓冲溶液总浓度 ($c_{\text{总}}$)

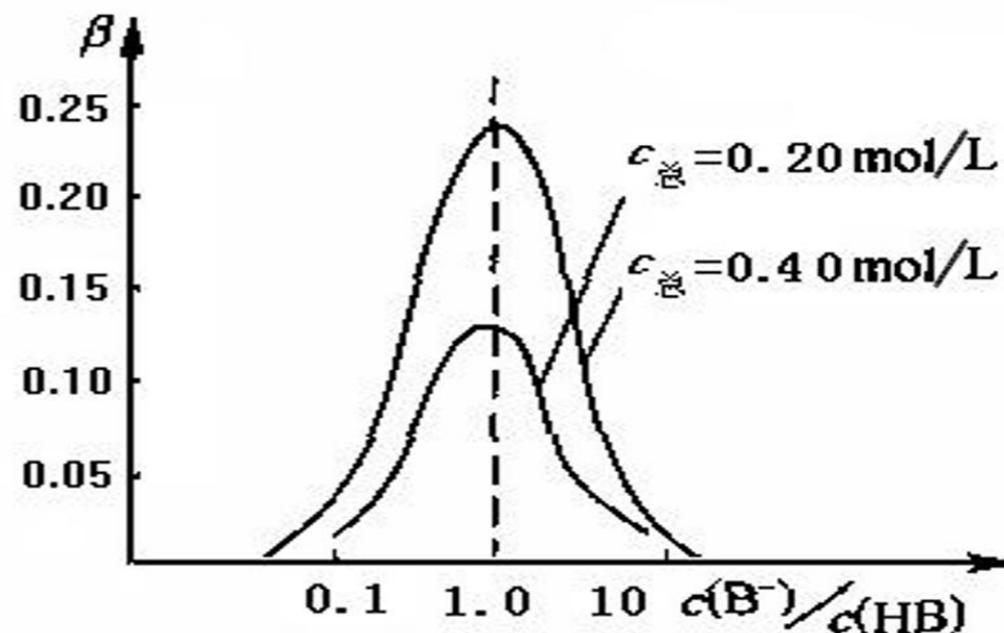
$$c_{\text{总}} = c_a + c_b$$

对于同一缓冲对组成的缓冲溶液，当缓冲比一定时，缓冲溶液的总浓度越大，溶液中的抗酸、抗碱成分越多，缓冲容量越大。

(2) 缓冲比 (c_b/c_a)

对于同一缓冲对组成的缓冲溶液，当缓冲溶液的总浓度一定时，缓冲比越接近1，缓冲容量越大；缓冲比=1时，缓冲容量最大。

取决于缓冲溶液的总浓度和缓冲比



HAc-NaAc缓冲溶液的
 β 与缓冲比曲线图



三、缓冲容量和缓冲范围

3. 缓冲范围

一般当缓冲比 > 10 或 < 0.1 时，可认为缓冲溶液已基本丧失缓冲能力。缓冲溶液只有当缓冲比在 $1/10 \sim 10/1$ 时，即 pH 在 $\text{p}K_a - 1$ 至 $\text{p}K_a + 1$ 之间时，缓冲溶液有较强的缓冲能力。

缓冲范围： 缓冲溶液具有缓冲作用的 pH 范围。

$$\text{p}K_a - 1 \sim \text{p}K_a + 1$$

如 HAc-Ac^- 的缓冲范围为 $3.75 \sim 5.75$ 。

不同的缓冲系，由于共轭酸的 $\text{p}K_a$ 不同，所组成的缓冲溶液的缓冲范围也不同。



三、缓冲容量和缓冲范围

常见的缓冲溶液及其缓冲范围

缓冲系	pK_a	缓冲范围
$H_2C_8H_4O_4-NaOH$	2.89	2.2 ~ 4.0
HAc-NaAc	4.75	3.7 ~ 5.6
$KHC_8H_4O_4-NaOH$	5.51	4.0 ~ 5.8
$KH_2PO_4-Na_2HPO_4$	7.21	5.8 ~ 8.0
巴比妥酸-巴比妥酸钠	7.43	7.0 ~ 9.0
TrisH ⁺ -Tris	8.21	7.2 ~ 9.0
H_3BO_3-NaOH	9.24	8.0 ~ 10.0
$NH_3 \cdot H_2O-NH_4^+$	9.25	8.3 ~ 10.2
$NaHCO_3-Na_2CO_3$	10.25	9.2 ~ 11



四、缓冲溶液的配制

1. 缓冲溶液的配制原则

- (1) 选择合适的缓冲系：pH尽量接近共轭酸的 pK_a 。
- (2) 选取适当的总浓度：总浓度一般在0.05~0.20mol/L, 缓冲容量在0.01~0.10。
- (3) 计算各缓冲成分所需要的量（体积）

$$pH = pK_a + \lg \frac{V_b}{V_a} \quad (\text{若共轭酸、碱溶液的初始浓度相同})$$

- (4) 用pH计校正



四、缓冲溶液的配制

2. 配制注意事项

(1) 所选择的缓冲对不能与反应物质作用，不得干扰样品相继步骤的反应。药用缓冲溶液还必须考虑是否有毒性等。

(2) 所用的试剂必须使用二级以上纯度的试剂。

一级：优级纯G.R

二级：分析纯A.R

三级：化学纯C.R

四级：实验试剂L.R

(3) 实验用水选用新鲜的蒸馏水。pH > 6的缓冲溶液应用无CO₂的水配制，并在储存期间防止CO₂的侵入。

(4) 贮藏在抗腐蚀的玻璃或聚乙烯塑料瓶中。保存期一般为2~3个月，如出现浑浊、霉变、沉淀等现象应停止使用。



例5-14 如何配制100ml pH为4.95的缓冲液?

解: \because HAc的 $pK_a=4.75$, 与pH 4.95接近

\therefore 选用HAc-NaAc缓冲系

选用0.10mol/L HAc和0.10mol/L NaAc溶液来配制。

设需HAc V_a ml, 则需NaAc $V_b=100-V_a$ ml

$$4.75 + \lg \frac{100 - V_a}{V_a} = 4.95$$

$$\longrightarrow V_a = 38.7\text{ml}$$

$$V_b = 100 - V_a = 61.3\text{ml}$$

将38.7ml 0.10mol/L HAc和61.3ml 0.10mol/L NaAc 混合就可配成100ml pH为4.95的缓冲液。

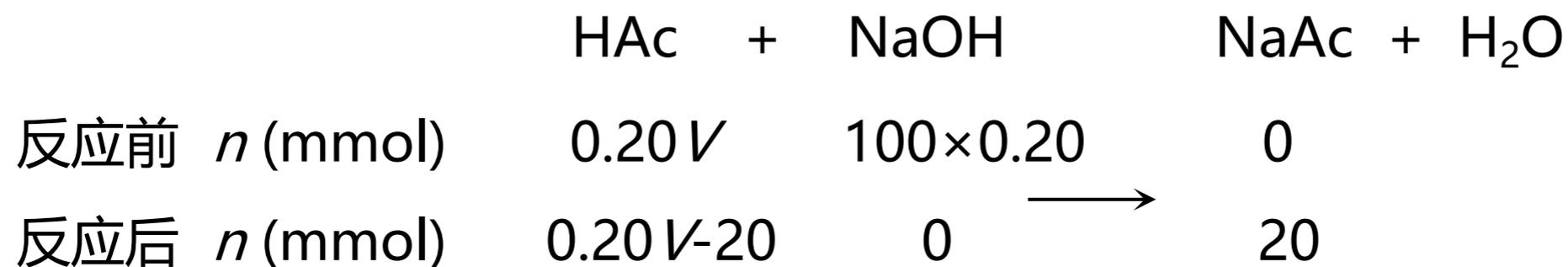
配制缓冲溶液时, 除直接选用共轭酸碱溶液配制外, 还可选用弱酸与强碱或弱碱与强酸进行配制。弱酸或弱碱的物质的量一定要大于强碱或强酸的物质的量, 根据两者之间的化学反应, 计算出剩余的弱酸或弱碱的物质的量及生成的共轭碱或共轭酸的物质的量。



第五节 缓冲溶液

例5-15 欲配制pH为5.05的缓冲溶液500ml，计算应向100ml 0.20mol/L NaOH溶液中加入0.20mol/L HAc溶液的体积，已知HAc的 $pK_a=4.75$ 。

解：设需加入HAc的体积为 V ml



$$4.75 + \lg \frac{20}{0.20V - 20} = 5.05 \quad \longrightarrow \quad V = 150\text{ml}$$

将150ml 0.20mol/L HAc溶液与100ml 0.20mol/L NaOH溶液混合均匀，再用水稀释至500ml，即得所需配制的缓冲溶液。



五、血液中的缓冲系

在人体内各种体液都要保持一定的较稳定的pH，组织、细胞才能进行正常的物质代谢和维持正常的生理活动。人体血液的正常pH在7.35~7.45，当血液的pH < 7.35时发生酸中毒，当血液的pH > 7.45时发生碱中毒。

血液是一个多缓冲系组成的缓冲溶液体系，主要的缓冲对有：

血浆内： $\text{H}_2\text{CO}_3\text{-HCO}_3^-$ 、 $\text{H}_2\text{PO}_4^- \text{-HPO}_4^{2-}$ 、 $\text{H}_n\text{P(血浆蛋白)-H}_{n-1}\text{P}^-$ 。

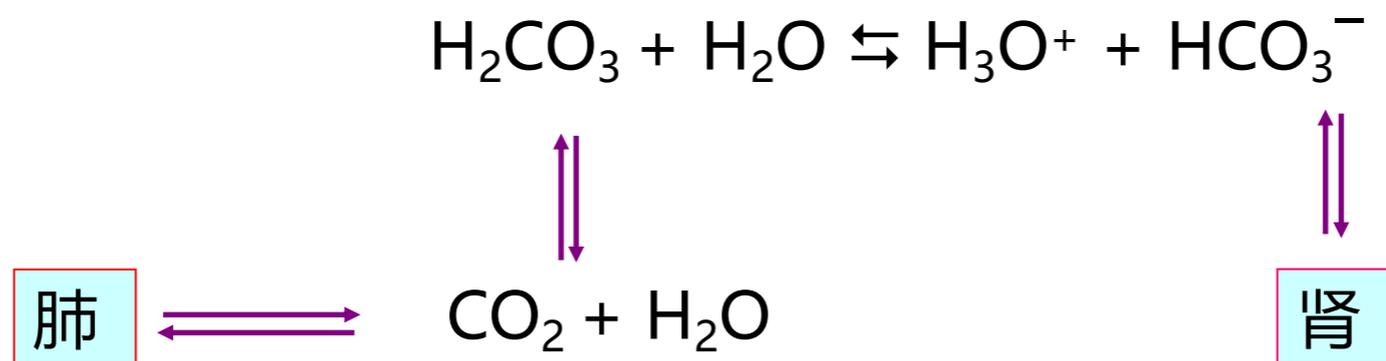
其中 $\text{H}_2\text{CO}_3\text{-HCO}_3^-$ 缓冲系在血液中的浓度最高，缓冲能力最强，维持血液的正常pH也最重要。

红细胞内： HHb(血红蛋白)-Hb^- 、 $\text{HHbO}_2\text{(氧合血红蛋白)-HbO}_2^-$ 、 $\text{H}_2\text{CO}_3\text{-HCO}_3^-$ 、 $\text{H}_2\text{PO}_4^- \text{-HPO}_4^{2-}$ 。



五、血液中的缓冲系

血浆中 $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{NaHCO}_3$ 缓冲系的缓冲原理



正常人的血浆中

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0.0012\text{mol/L}, [\text{HCO}_3^-] = 0.024\text{mol/L}$$

$$\text{pH} = 6.10 + \lg \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 6.10 + \lg \frac{0.024}{0.0012} = 7.40$$

临床上常用： NH_4Cl 纠正碱中毒

乳酸钠、 NaHCO_3 纠正酸中毒



五、血液中的缓冲系

案例：临床检验测得甲、乙两人血浆中 HCO_3^- 和 H_2CO_3 的浓度分别为：

甲： $[\text{HCO}_3^-]=21.0\text{mmol/L}$ ， $[\text{H}_2\text{CO}_3]=1.40\text{mmol/L}$

乙： $[\text{HCO}_3^-]=54.0\text{mmol/L}$ ， $[\text{H}_2\text{CO}_3]=1.35\text{mmol/L}$

两人血浆的pH正常吗？若不正常，是酸中毒还是碱中毒？

分析：

$$\text{甲pH} = 6.10 + \lg \frac{21}{1.4} = 7.28, \text{ 低于} 7.35, \text{ 属于酸中毒}$$

$$\text{乙pH} = 6.10 + \lg \frac{54}{1.35} = 7.70, \text{ 高于} 7.45, \text{ 属于碱中毒}$$

课堂活动

- 1.需要控制pH为4~6和8~10时，应分别选用哪种缓冲溶液？
- 2.为什么糖尿病患者易发生酸中毒？



第六节

难溶强电解质的沉淀溶解平衡



一、溶度积常数



$$K = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4(\text{s})]}$$

$$K_{\text{sp}} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$



$$K_{\text{sp}} = [\text{A}^{a+}]^m \cdot [\text{B}^{b-}]^n$$

溶度积常数

在一定温度下，难溶性电解质达成沉淀与溶解平衡时，溶液中有关离子浓度幂的乘积为一常数（ K_{sp} ）。

K_{sp} 的大小取决于难溶性电解质的本性，并随着温度的升高而增大，但与难溶性电解质沉淀的量及溶液中离子浓度的变化无关。

K_{sp} 的大小反映了难溶强电解质溶解能力的大小， K_{sp} 越小，难溶强电解质就越难溶于水。



二、溶度积和溶解度 s 的关系



$$K_{sp} = [A^{a+}]^m \cdot [B^{b-}]^n = (ms)^m \cdot (ns)^n$$

$$\rightarrow s = \sqrt[m+n]{\frac{K_{sp}}{m^m n^n}}$$

AB型化合物: $s = \sqrt{K_{sp}}$

A_2B 或 AB_2 型化合物: $s = \sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}}$

相同类型的难溶性电解质, K_{sp} 越小, s 也越小。

不同类型的难溶性电解质, K_{sp} 大, s 不一定大, 必须通过计算才能得出正确的结论。





例5-16 已知298K时， Ag_2CrO_4 和 BaSO_4 的溶度积分别为 1.1×10^{-12} 和 1.1×10^{-10} ，试求 Ag_2CrO_4 和 BaSO_4 在水中的溶解度。

解： Ag_2CrO_4 的溶解度为：

$$S_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = \sqrt[3]{\frac{K_{\text{sp}}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1.1 \times 10^{-12}}{4}} = 6.5 \times 10^{-5} (\text{mol/L})$$

BaSO_4 的溶解度为：

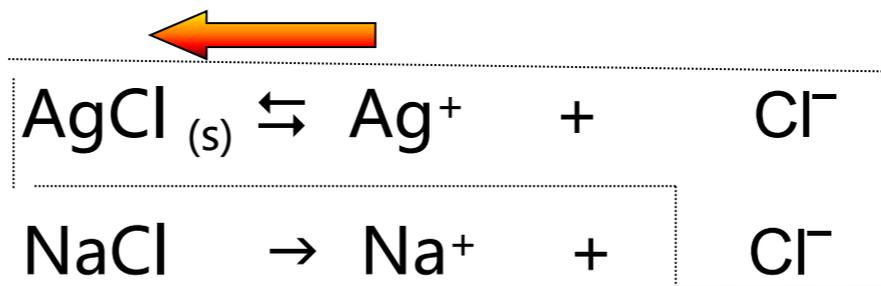
$$S_{\text{BaSO}_4} = \sqrt{K_{\text{sp}}} = \sqrt{1.1 \times 10^{-10}} = 1.05 \times 10^{-5} (\text{mol/L})$$

从计算结果看出，虽然 Ag_2CrO_4 比 BaSO_4 的溶度积小，但溶解度却较大。



三、同离子效应

向AgCl溶液中加入NaCl：



在难溶强电解质溶液中加入与该电解质具有**相同离子**的易溶强电解质，使难溶性电解质的**溶解度降低**的现象称为**同离子效应**。

例5-17 计算298K时 Ag_2CrO_4 在0.10mol/L K_2CrO_4 溶液中的溶解度，并与在纯水中的溶解度相比较。



若 Ag_2CrO_4 的溶解度为 s ,

则 $[\text{Ag}^+] = 2s$, $[\text{CrO}_4^{2-}] = s + 0.10 \approx 0.10 \text{ mol/L}$

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 \times 0.10$$

$$1.1 \times 10^{-12} = (2s)^2 \times 0.10$$

解得

$$s = 1.66 \times 10^{-6} \text{ (mol/L)}$$



四、溶度积规则

离子积 $Q = (A^{n+})^m \cdot (B^{m-})^n$

(1) $Q = K_{sp}$ 饱和溶液，处于沉淀溶解平衡状态。此时，既无沉淀析出又无沉淀溶解。

(2) $Q > K_{sp}$ 过饱和溶液。将有沉淀析出，直至形成饱和溶液。

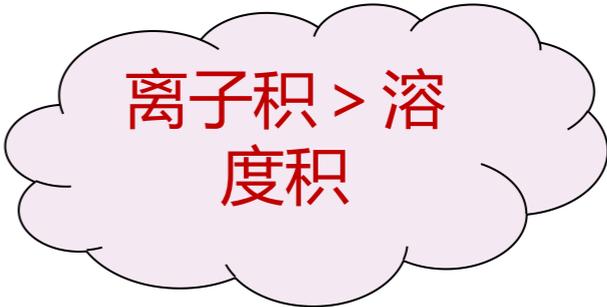
(3) $Q < K_{sp}$ 不饱和溶液。如有固体将溶解，直至全部溶解或形成饱和溶液。

利用溶度积规则可以判断沉淀能否生成或溶解。



五、沉淀的生成和溶解

(一) 沉淀的生成



离子积 > 溶度积

例5-18 将 $1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L AgNO}_3$ 和 $1.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L NaCl}$ 等体积混合, 能否析出AgCl沉淀 (AgCl 的 $K_{\text{sp}} = 1.8 \times 10^{-10}$)?

解: 混合后 $(\text{Ag}^+) = \frac{1.0 \times 10^{-3}}{2} = 5.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

$$(\text{Cl}^-) = \frac{1.0 \times 10^{-4}}{2} = 5.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$Q = (\text{Ag}^+) (\text{Cl}^-) = 2.5 \times 10^{-8} > K_{\text{sp}}$$

所以有AgCl沉淀析出。



课堂讨论

检查纯化水中氯化物的允许限量时，取水样50ml，加硝酸5滴和0.1mol/L AgNO₃试液1ml，静置半分钟，以溶液不发生浑浊为限。加硝酸的目的是什么？水中的[Cl⁻]高于多少，检查时会出现浑浊？

如果溶液中含有两种或两种以上的离子，都能与同一种试剂生成难溶性电解质沉淀，当向溶液中加入这种沉淀剂时就会先后生成几种沉淀，这种先后沉淀的现象称为**分级沉淀**。

率先满足 $Q > K_{sp}$ 的难溶性电解质沉淀先析出。



例5-19 在含有0.10mol/L Cl⁻和0.10mol/L I⁻ 的溶液中逐滴加入AgNO₃, 哪种离子先沉淀? 能否用分级沉淀将两者分离?

解: AgCl沉淀析出所需的Ag⁺最低浓度:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{\text{sp}}}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1.77 \times 10^{-10}}{0.10} = 1.77 \times 10^{-9} (\text{mol/L})$$

AgI沉淀析出所需的Ag⁺最低浓度:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{\text{sp}}}{[\text{I}^-]} = \frac{8.51 \times 10^{-17}}{0.10} = 8.51 \times 10^{-16} (\text{mol/L})$$

沉淀I⁻所需的[Ag⁺]较低, 所以AgI沉淀先析出。

当AgCl沉淀开始析出时, [Ag⁺]=1.77×10⁻⁹ (mol/L)

此时
$$[\text{I}^-] = \frac{K_{\text{sp}}}{[\text{Ag}^+]} = \frac{8.51 \times 10^{-17}}{1.77 \times 10^{-9}} = 4.81 \times 10^{-8} (\text{mol/L})$$

当AgCl开始沉淀时, 溶液中的[I⁻] 已经沉淀完全 (<1×10⁻⁵mol/L) 。

利用分级沉淀原理, 可使两种离子分离

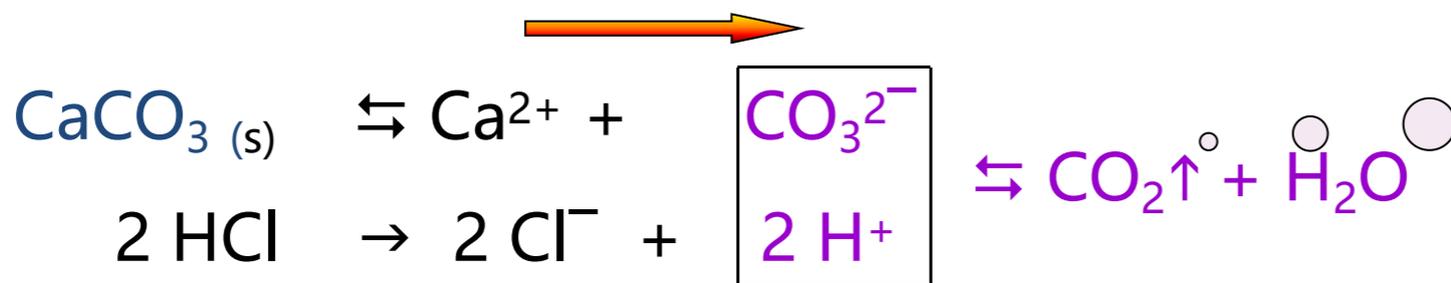
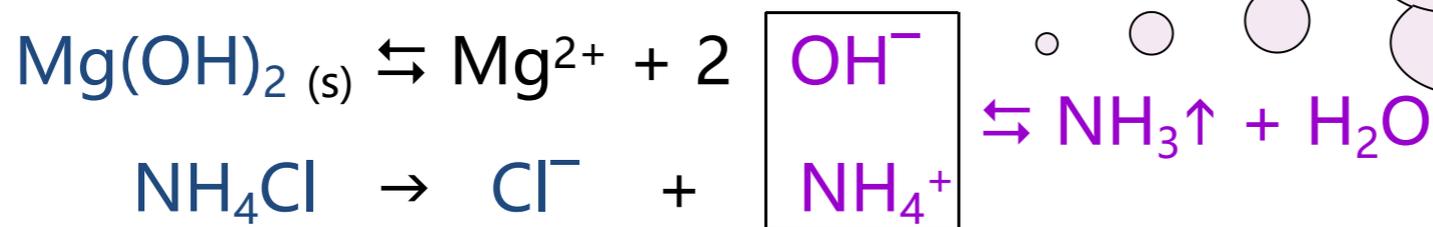
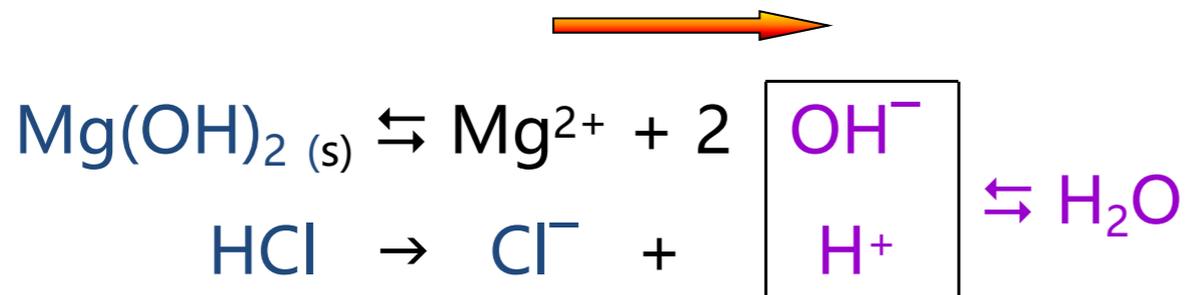




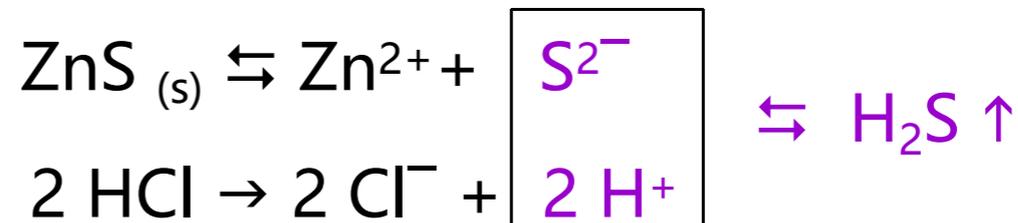
五、沉淀的生成和溶解

(二) 沉淀的溶解

1. 生成弱电解质使沉淀溶解



溶解度较大的硫化物沉淀能溶于强酸



离子积 < 溶度积

氢氧化物沉淀均能溶于酸，溶解度较大的还能溶于铵盐

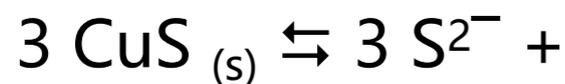
碳酸盐沉淀能溶于强酸



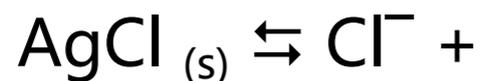
五、沉淀的生成和溶解

(二) 沉淀的溶解

2. 利用氧化还原反应



3. 形成难解离的配离子使沉淀溶解





五、沉淀的生成和溶解

(三) 沉淀转化

在含有某种沉淀的溶液中加入适当的试剂，可以将其转化为另一种沉淀，这种过程称为沉淀转化。

锅炉的锅垢中含有 CaSO_4 ，用 Na_2CO_3 溶液处理，使之转化为易溶于酸的 CaCO_3 ，易于除垢



沉淀转化一般是由溶解度大的向溶解度小的方向进行。对于同类型的难溶性电解质间即由 K_{sp} 大的向 K_{sp} 小的方向转化。 K_{sp} 相差越大，沉淀转化反应越完全。



小结

强电解质溶液

活度和活度系数 $a = \gamma \cdot c$ ($0 < \gamma \leq 1$)

离子强度：反映离子间相互作用力的强弱

水的质子自递平衡

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

常温时 $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$

酸碱质子理论

酸：给出质子的物质

碱：接受质子的物质

酸碱反应实质：质子在酸碱之间的传递过程





小结

弱酸(弱碱)的解离平衡

平衡常数 $K_a(K_b)$ $\left\{ \begin{array}{l} K_a(K_b) \text{ 与温度与有关, 与浓度无关} \\ K_a(K_b) \text{ 表示弱酸 (弱碱) 的解离程度越大,} \\ \text{其弱酸 (弱碱) 的强度就越强。} \end{array} \right.$

解离度 $\alpha = \frac{\text{已解离的分子数}}{\text{电解质分子总数}} \times 100\% = \frac{\text{已解离的浓度}}{\text{电解质总浓度}} \times 100\%$

共轭酸碱对: $K_a \cdot K_b = K_w = 1.0 \times 10^{-14}$

解离平衡的移动 $\left\{ \begin{array}{l} \text{同离子效应} \\ \text{盐效应} \end{array} \right.$



小结

电解质溶液pH的计算

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,

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





小结

缓冲溶液

缓冲溶液的基本概念

能够抵抗外加的少量强酸、强碱或稀释，而保持溶液pH基本不变的作用称为缓冲作用；具有缓冲作用的溶液称为缓冲溶液。

缓冲作用的原理

缓冲溶液中有足够浓度的抗碱成分和抗酸成分，当外加少量的强酸、强碱时，可以通过解离平衡的移动来保持溶液pH基本不变。

缓冲溶液的pH

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{a}} + \lg \frac{c_{\text{b}}}{c_{\text{a}}}$$

缓冲容量的影响因素

{ 缓冲比
缓冲液的总浓度

缓冲范围

$$\text{p}K_{\text{a}} - 1 \sim \text{p}K_{\text{a}} + 1$$

缓冲溶液的配制

{ 选择适当的缓冲对，使缓冲比接近1
要有一定的总浓度



小结

难溶强电解质的沉淀溶解平衡

A_mB_n 型的溶度积常数表达式: $K_{sp}=[A^{a+}]^m \cdot [B^{b-}]^n$

溶度积常数与溶解度的关系:
$$s = \sqrt[m+n]{\frac{K_{sp}}{m^m n^n}}$$

溶度积规则:

$\left\{ \begin{array}{l} Q = K_{sp}, \text{ 饱和溶液} \\ Q > K_{sp}, \text{ 沉淀析出} \\ Q < K_{sp}, \text{ 沉淀溶解} \end{array} \right.$

溶度积规则的应用

$\left\{ \begin{array}{l} \text{沉淀的生成与溶解} \\ \text{分步沉淀} \\ \text{沉淀转化} \end{array} \right.$





药品

第五节 电解质溶液

THANKS

谢谢观看



人民卫生出版社

PEOPLE'S MEDICAL PUBLISHING HOUSE