

第 3 章 酸、碱和离子平衡

3.1 酸碱质子理论

3.2 弱酸和弱碱的解离平衡

3.3 缓冲溶液

3.4 难溶电解质的沉淀-溶解平衡

3.1 酸碱质子理论

3.1.1 酸碱理论的发展简史

3.1.2 酸碱质子理论

3.1.3 酸碱反应

3.1.1 酸碱理论的发展简史



阿仑尼乌斯 (1859-1927)

瑞典物理化学家，1887年提出酸碱电离理论，1903年获诺贝尔化学奖。酸碱电离理论赋予了酸碱的科学定义，提高了人们对酸碱本质的认识，但有局限性。

酸: 在水中电离产生的正离子全部是 H^+

碱: 在水中电离产生的负离子全部是 OH^-

酸碱电离理论的不足之处：

- (1) 限定介质为水，不能解释非水溶剂中的酸碱
- (2) 不能解释不产生 H^+ 、 OH^- ，但有酸碱性的物质的性质



布朗斯特

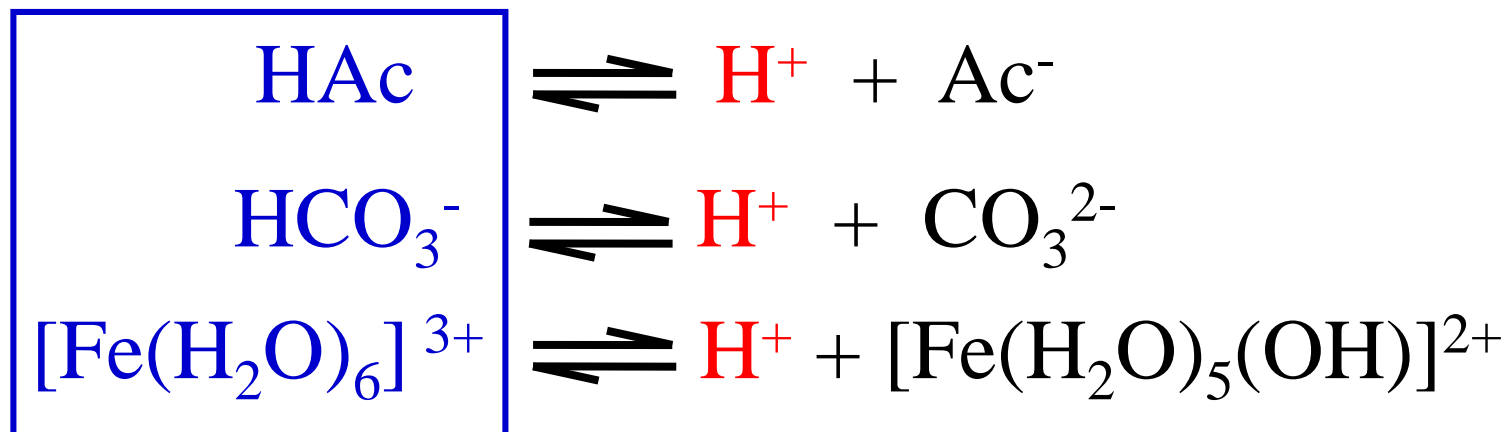
以质子的转移为判别标准

1923年丹麦的布朗斯特和剑桥大学的劳莱同时提出了酸碱的质子理论

3.1.2 酸碱质子理论

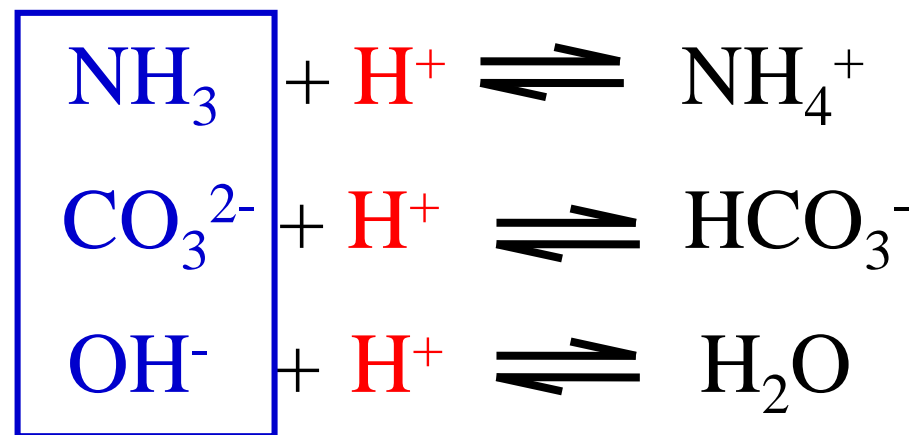
1. 定义 质子酸(*Brønsted* 酸)

能给出质子的分子或离子

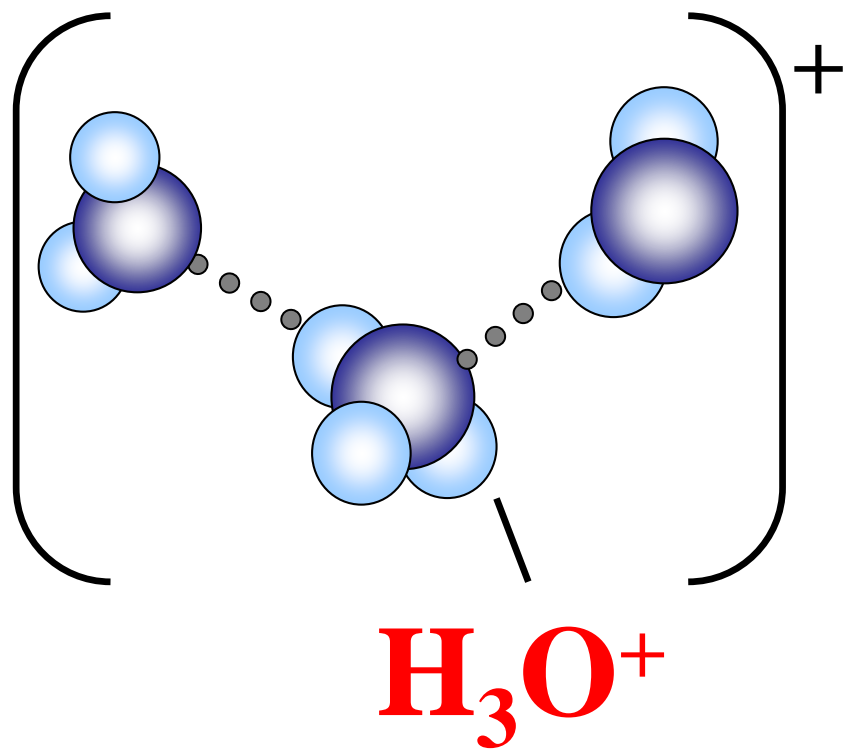


质子碱(*Brønsted* 碱)

能与质子结合_{的分子或离子}



质子 H^+ ，在水溶液中以水合质子（ H_3O^+ ）形式存在，习惯上仍写作 H^+



质子酸

质子碱



酸碱两性物质



2. 共轭酸碱对

酸 \rightleftharpoons 碱 + 质子



(共轭酸) (共轭碱)

相差一个 H^+



共轭

共轭

非共轭

3.1.3 酸碱反应

1. 酸碱解离、酸碱反应、盐类水解实质

酸解离



碱解离

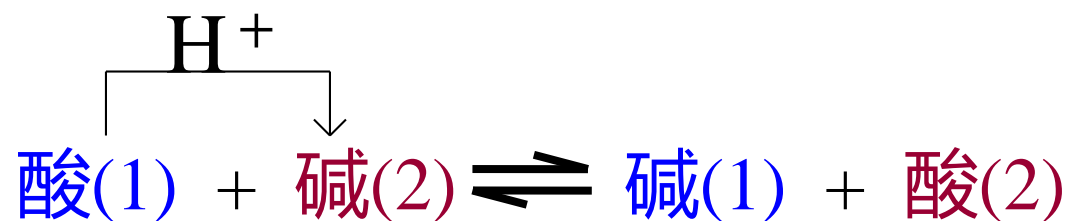


盐类水解

在溶液中盐电离出来的弱离子，与水所解离出来的 H^+ 或 OH^- 结合生成弱电解质的反应



两个非共轭酸碱之间的质子传递



酸解离



碱解离



水的解离(水的自偶平衡)

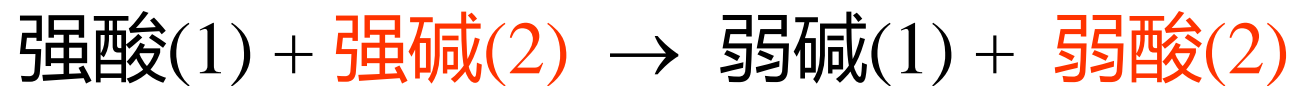


酸碱反应



盐类水解

2. 酸碱反应的方向



HCl

Cl⁻

NH₃

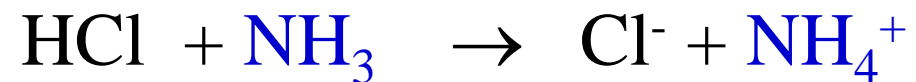
NH₄⁺

强酸

弱碱

(相对)强碱

弱酸



3. 布朗斯特酸碱理论的特点

- 酸、碱通过给出和接受质子的共轭关系
- 扩大酸碱定义范围，包括分子、离子酸碱
- 把Arrhenius理论中的电离、中和、盐的水解统一为 “质子传递反应”
- 扩大至非水体系乃至无溶剂体系
- 只限于有质子传递的物质，不能合理说明不交换质子物质的酸碱性

第 3 章 酸、碱和离子平衡

3.1 酸碱质子理论

3.2 弱酸和弱碱的解离平衡

3.3 缓冲溶液

3.4 难溶电解质的沉淀-溶解平衡

3.2 弱酸和弱碱的解离平衡

3.2.1 一元弱酸弱碱的解离平衡

3.2.2 多元弱酸的解离平衡

3.2.3 酸碱平衡的移动 — 同离子效应

3.2.1 一元弱酸弱碱的解离平衡

1. 解离常数

(1) 如何判断溶液的酸碱性？



298K pH < 7

酸性

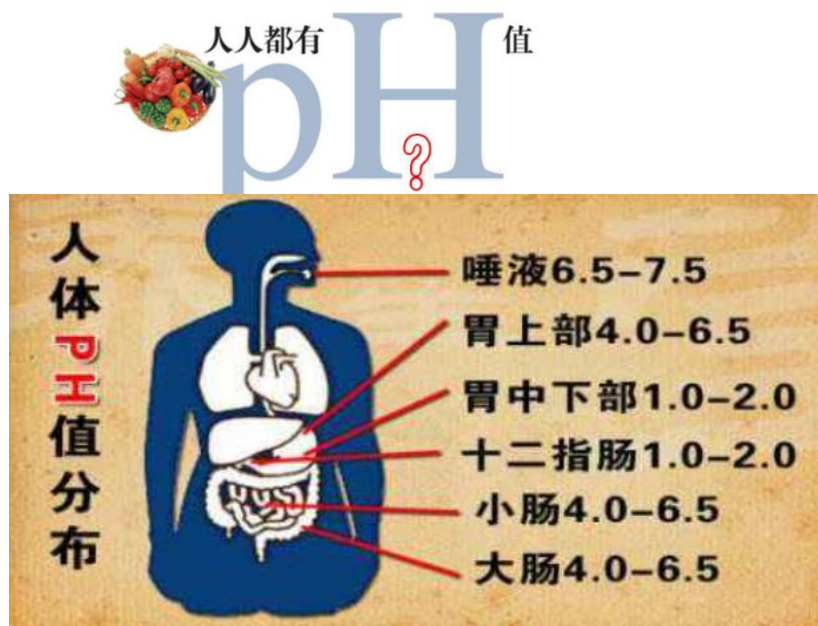
pH = 7

中性

pH > 7

碱性

生活中常见“溶液”的 pH 值



花青素-大自然的酸碱指示剂



人血液	牛奶	雨	番茄汁	葡萄酒	柠檬汁
7.4	6.8	5.7	4.2	3.4	2.2

人血液 pH 超出 ± 0.4 将有生命危险!

(2) 酸解离平衡常数

在温度 T 时，弱酸 HA 在溶液中存在着平衡



$$K_{\text{a}}^{\theta}(\text{HA}) = \frac{\left(c_{\text{H}_3\text{O}^+}/c^{\theta}\right)\left(c_{\text{A}^-}/c^{\theta}\right)}{c_{\text{HA}}/c^{\theta}}$$

$$c^{\theta} = 1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}, \text{ 简化为 } K_{\text{a}}^{\theta}(\text{HA}) = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{A}^-}}{c_{\text{HA}}}$$

K_a^θ 性质

a. 是酸的特征常数, $K_a^\theta \uparrow$, 酸解离出质子的能力越大

b. $K_a^\theta = f(T)$, 温度变化不大时近似看作常数

c. $\text{p} K_a^\theta = -\lg K_a^\theta$ $K_a^\theta \uparrow, \text{p} K_a^\theta \downarrow$

d. 按 K_a^θ 大小可划分强弱酸

$10^{-3} < K_a^\theta \leq 10^{-2}$ 中强酸

$10^{-7} < K_a^\theta \leq 10^{-4}$ 弱酸

$K_a^\theta \leq 10^{-7}$ 极弱酸

(3) 碱解离平衡常数

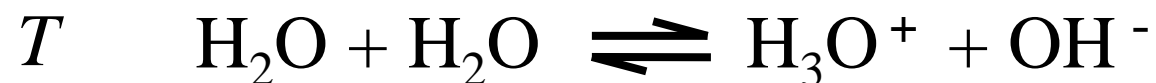
一元弱碱如 B 的解离平衡为 $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

$$K_b^\theta(B) = \frac{(c_{BH^+}/c^\theta)(c_{OH^-}/c^\theta)}{c_B/c^\theta}$$

$$c^\theta = 1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}, \text{ 简化为: } K_b^\theta(B) = \frac{c_{BH^+} \cdot c_{OH^-}}{c_B}$$

(4) 共轭酸碱对酸碱常数间的关系

a. 水的质子自递常数 (水的离子积)



$$K_w^\theta = \left(c_{\text{H}_3\text{O}^+} / c^\theta \right) \left(c_{\text{OH}^-} / c^\theta \right) = c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{OH}^-}$$

25℃时精确测定：

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = 1.004 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, \quad c_{\text{OH}^-} = 1.004 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_w^\theta = 1.00 \times 10^{-14} \quad \text{温度 } T \uparrow, K_w^\theta \uparrow, \text{ 但变化不明显}$$

b. 共轭酸碱对酸碱常数间的关系



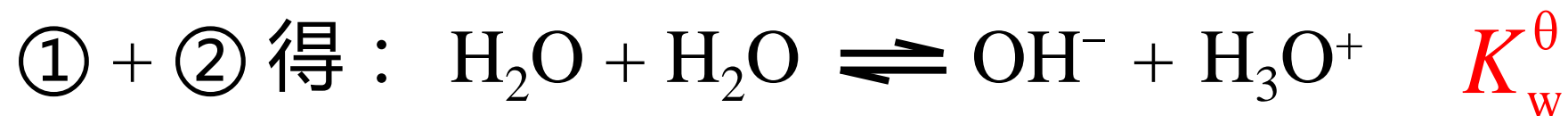
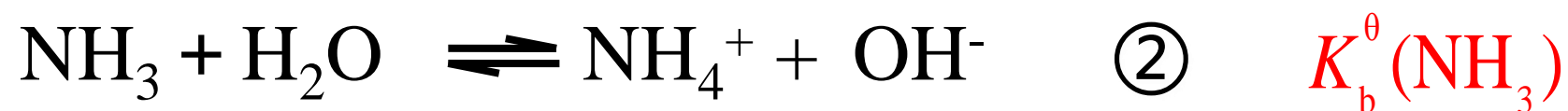
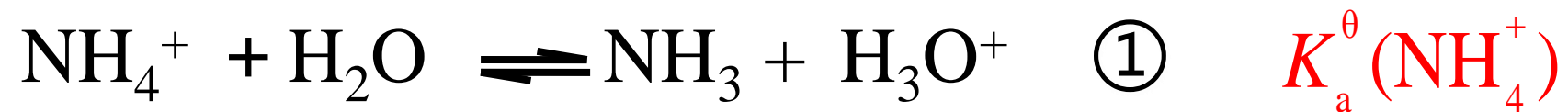
$$K_a^\theta(\text{NH}_4^+) = \frac{c_{\text{NH}_3} \cdot c_{\text{H}_3\text{O}^+}}{c_{\text{NH}_4^+}}$$



$$K_b^\theta(\text{NH}_3) = \frac{c_{\text{NH}_4^+} \cdot c_{\text{OH}^-}}{c_{\text{NH}_3}}$$

$$K_a^\theta(\text{NH}_4^+) \times K_b^\theta(\text{NH}_3) = \frac{\cancel{c_{\text{NH}_3}} \cdot c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot \cancel{c_{\text{NH}_4^+}} \cdot c_{\text{OH}^-}}{\cancel{c_{\text{NH}_4^+}} \cdot \cancel{c_{\text{NH}_3}}}$$

$$= c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{OH}^-} = K_w^\theta = 10^{-14}$$



$$K_w^\theta = K_a^\theta(\text{NH}_4^+) \cdot K_b^\theta(\text{NH}_3)$$

$$K_a^\theta \times K_b^\theta = K_w^\theta$$

$$\text{p}K_a^\theta + \text{p}K_b^\theta = \text{p}K_w^\theta = 14$$

一对共轭酸碱中酸的 K_a^θ 越大，则其共轭碱的 K_b^θ 越小

酸强度 $\text{H}_3\text{O}^+ > \text{HF} > \text{HAc} > \text{NH}_4^+ > \text{H}_2\text{O}$

碱强度 $\text{H}_2\text{O} < \text{F}^- < \text{Ac}^- < \text{NH}_3 < \text{OH}^-$

K_a^θ, K_b^θ 如何得到



(1) 由实测系统中各物质的平衡浓度，经化学平衡定律式计算得到

(2) 由热力学函数计算得到 $\Delta_r G_m^\theta = -RT \ln K^\theta$

P48 由热力学函数计算 NH_3 的解离常数

(3) 同时平衡规则计算得到

化学手册上列出了常见弱酸、弱碱的 K_a^θ, K_b^θ

2. 一元弱酸弱碱的解离平衡

以 HAc 水溶液为例，溶液中 H^+ 的来源有二：

(1) 来自 HAc 的解离

(2) 来自 H_2O 的解离

由于 H_2O 的 $K_w^\theta = 1.0 \times 10^{-14}$ ，是很弱的两性物质，其自偶反应趋势很弱

酸的浓度不是太小

酸的强度与水相比不是太弱

计算时可以忽略水的解离

条件: $cK_a^\theta(\text{HAc}) \geq 20K_w^\theta$ 可不考虑水的质子自递

设平衡时 $c_{\text{H}_3\text{O}^+} = x \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$



初始浓度/ $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	c	0	0
--------------------------------------	-----	-----	-----

平衡浓度/ $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$c - x$	x	x
--------------------------------------	---------	-----	-----

$$K_a^\theta(\text{HAc}) = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{Ac}^-}}{c_{\text{HAc}}} = \frac{x^2}{c - x}$$

$$x = c_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{-K_a^\theta + \sqrt{(K_a^\theta)^2 + 4cK_a^\theta}}{2}$$

$$\text{若 } c/K_a^\theta(\text{HAc}) \geq 500$$

则解离的 HAc 很少，可近似认为 $c - x \approx c$

$$K_a^\theta(\text{HAc}) = \frac{x^2}{c - x} = \frac{x^2}{c}$$

最简式

$$x = c_{\text{H}_3\text{O}^+} = \sqrt{c \cdot K_a^\theta}$$

一元弱酸解离平衡计算小结

$$cK_a^\theta(\text{HAc}) \geq 20K_w^\theta$$

(1) 若 $c/K_a^\theta(\text{HAc}) \geq 500$ 最简计算式

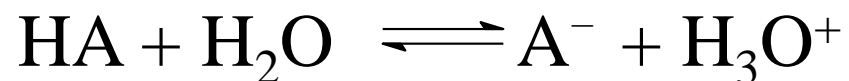
$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = \sqrt{c \cdot K_a^\theta}$$

(2) 若 $c/K_a^\theta(\text{HAc}) < 500$ 简化计算式

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{-K_a^\theta + \sqrt{(K_a^\theta)^2 + 4cK_a^\theta}}{2}$$

有时也可用解离度 α 来表示弱酸（碱）的解离能力

$$\alpha = \frac{\text{平衡时解离的弱酸浓度}}{\text{弱酸的初始浓度}} \times 100\%$$



起始浓度： c 0 0

平衡浓度: $c - x$ x x

$$\left\{ \begin{array}{l} K_a^\theta(\text{HA}) = \frac{x^2}{c-x} \\ \alpha = \frac{x}{c} \end{array} \right. \quad \text{若 } c/K_a^\theta(\text{HA}) > 500 \quad \begin{array}{l} c-x \approx c \\ \alpha \approx \sqrt{\frac{K_a^\theta(\text{HA})}{c}} \end{array}$$

例1: 计算下列 HAc 溶液的 pH 值与 α 。HAc 浓度 c 分别为：

(1) $0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

(2) $1.0 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

(已知 $K_a^\theta(\text{HAc}) = 1.75 \times 10^{-5}$)

解： (1) 浓度为 $0.010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 时

$$cK_a^\theta(\text{HAc}) > 20K_w^\theta \quad \text{故只考虑 HAc 与 H}_2\text{O 反应}$$



$$\frac{c}{K_a^\theta(\text{HAc})} = \frac{0.010}{1.75 \times 10^{-5}} > 500$$

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = \sqrt{cK_a^\theta(\text{HAc})} = 4.18 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 3.38 \quad \alpha = \frac{4.18 \times 10^{-4}}{0.010} \times 100\% = 4.18\%$$

续解：(2) 浓度为 $1.0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 时

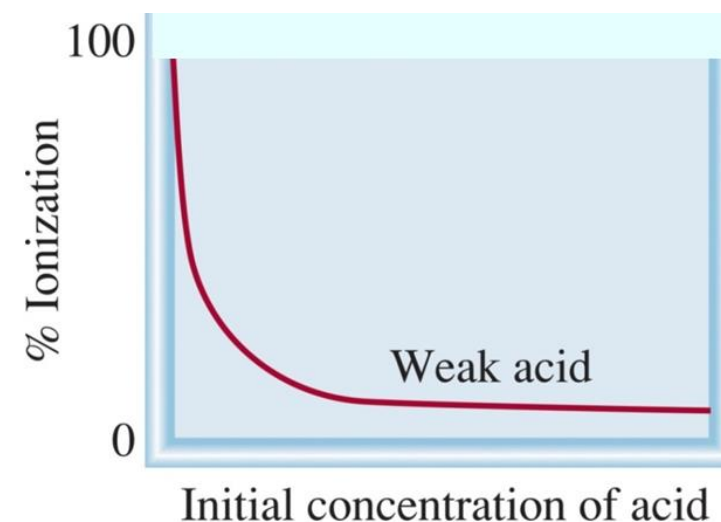
$$\frac{c}{K_a^\theta(\text{HAc})} = \frac{1.0 \times 10^{-5}}{1.75 \times 10^{-5}} < 500$$

$$K_a^\theta(\text{HAc}) = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{Ac}^-}}{c_{\text{HAc}}} = \frac{x^2}{c - x}$$

$$x = c_{\text{H}_3\text{O}^+} = 7.1 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 5.15 \quad \alpha = \frac{7.1 \times 10^{-6}}{1.0 \times 10^{-5}} \times 100\% = 71\%$$

浓度 ($c/\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	pH	α (%)
0.010	3.38	4.18
1.0×10^{-5}	5.15	71



- K_a^θ 表示弱酸解离出质子的能力大小, 不随起始浓度变化
- α 表示在指定条件下弱酸的电离程度, 随着溶液稀释, α 增大

一元弱碱溶液 pH 值近似计算

F^- , NO_2^- , NH_3 , HS^- , CN^- .. 近似计算方法同一元弱酸

$cK_b^\theta > 20K_w^\theta$ 不考虑水的解离对 c_{OH^-} 的贡献

$$c / K_b^\theta \geq 500 \xrightarrow{\text{最简式}} c_{\text{OH}^-} = \sqrt{cK_b^\theta}$$

$$c / K_b^\theta < 500 \xrightarrow{\text{简化计算式}} c_{\text{OH}^-} = \frac{-K_b^\theta + \sqrt{(K_b^\theta)^2 + 4cK_b^\theta}}{2}$$

例2：0.010 mol·L⁻¹ 的一元弱碱 ($K_b^\theta = 1.0 \times 10^{-8}$)
溶液与等体积水混合后，溶液的 pH 值为多少？

解：等体积混合后：弱碱浓度 = 0.005 mol·L⁻¹

$$\frac{c}{K_b^\theta} = \frac{0.005}{1.0 \times 10^{-8}} > 500$$

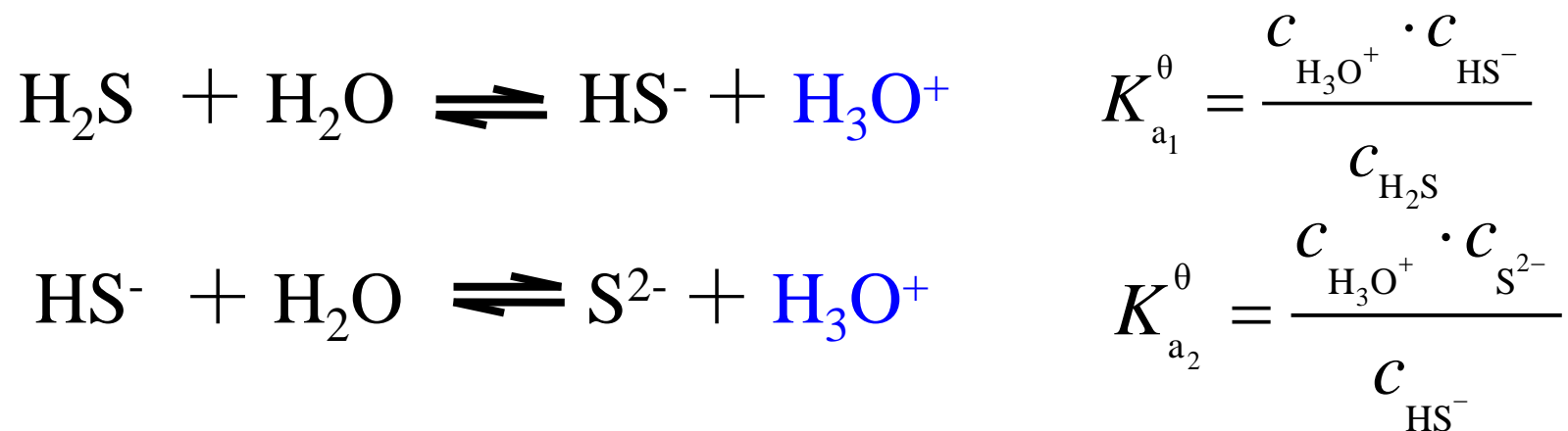
$$c_{\text{OH}^-} = \sqrt{cK_b^\theta} = \sqrt{0.005 \times 1.0 \times 10^{-8}} = 7.071 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 8.85$$

3.2.2 多元弱酸的解离平衡

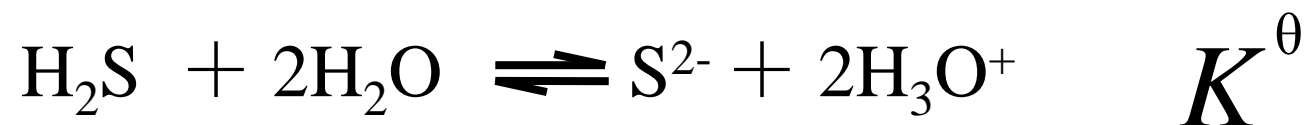
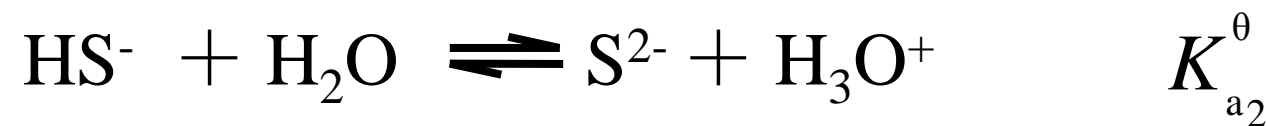
多元弱酸：含有两个或两个以上可释放质子的酸 $K_{a_1}^{\theta} \gg K_{a_2}^{\theta} \gg K_{a_3}^{\theta}$

(1) 多元弱酸(碱)解离特点：分步解离、分步达到平衡



(2) $c_{\text{H}_3\text{O}^+}$ 主要决定于第一步离解

(3) $c_{\text{H}_3\text{O}^+} \sim c_{\text{A}^{n-}}$ 关系



$$K^\theta = K_{\text{a}_1}^\theta K_{\text{a}_2}^\theta = \frac{\left(c_{\text{H}_3\text{O}^+}\right)^2 \cdot c_{\text{S}^{2-}}}{c_{\text{H}_2\text{S}}}$$

由第三个平衡式，得出在 H_2S 水溶液中，

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2[\text{S}^{2-}]$$





总的离解平衡式只是两个分步解离平衡的加和，并不代表实际的电离过程

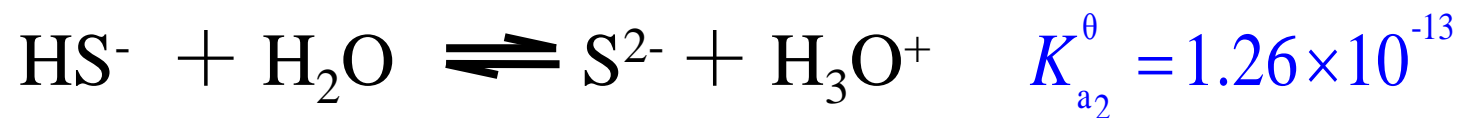
化学平衡式中的计量系数比跟相应物质的浓度比无关

$$K^\theta = K_{a_1}^\theta K_{a_2}^\theta = \frac{\left(c_{\text{H}_3\text{O}^+} \right)^2 \cdot c_{\text{S}^{2-}}}{c_{\text{H}_2\text{S}}}$$

K^θ 关系式只表示平衡时体系各种类（离子或分子）的浓度关系

在同一溶液中各离子间的平衡是同时建立的, 涉及多种平衡的离子的浓度, 必须同时满足该溶液中的所有平衡

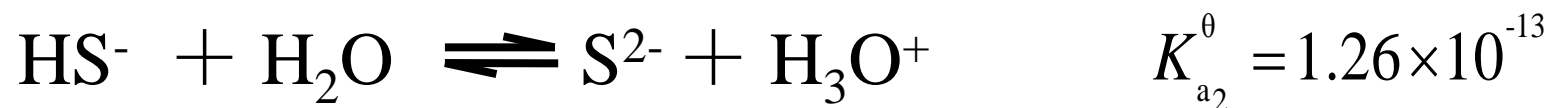
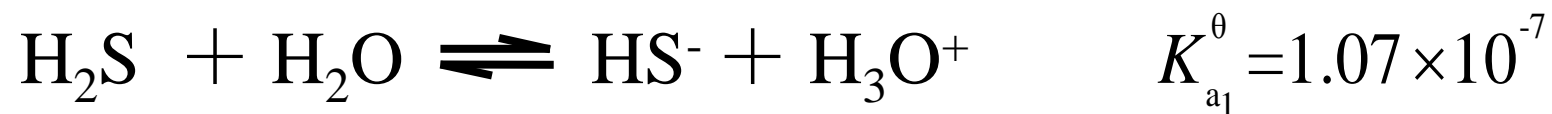
例3: 计算 $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ H_2S 水溶液中 H^+ , S^{2-} 的浓度。



对多元弱酸计算 $c_{\text{H}_3\text{O}^+}$, 如果逐级解离常数相差较大(一般差 10^3) ,
则只考虑多元弱酸的第一级解离, 即按一元弱酸处理

$$\because cK_{a_1}^\theta > 20K_w^\theta, \text{ 且 } \frac{c}{K_{a_1}^\theta} > 500$$

可用最简式计算 $c_{\text{H}_3\text{O}^+} = \sqrt{cK_{a_1}^\theta} = 1.03 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$



续解：因为 H_2S 的第二级解离常数很小，所以 $c_{\text{H}_3\text{O}^+} = c_{\text{HS}^-}$

$$K_{\text{a}_2}^{\theta} = \frac{\cancel{c_{\text{H}_3\text{O}^+}} \cdot c_{\text{S}^{2-}}}{\cancel{c_{\text{HS}^-}}} \approx c_{\text{S}^{2-}}$$

$$c_{\text{S}^{2-}} = 1.26 \times 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

多元弱酸 pH 计算小结

对多元弱酸计算 $[H^+]$ ，如果逐级解离常数相差较大(一般差 10^3)，则只考虑多元弱酸的第一级解离，即按一元弱酸处理

H_2S 水溶液中 H^+ ， S^{2-} 的浓度的计算

$$\text{若 } cK_{a_1}^{\theta} > 20K_w^{\theta}, \quad \frac{c}{K_{a_1}^{\theta}} > 500$$

$$c_{H_3O^+} = c_{HS^-} = \sqrt{cK_{a_1}^{\theta}(H_2S)}$$

$$c_{S^{2-}} = K_{a_2}^{\theta}(H_2S)$$

3.2.3 酸碱平衡的移动 — 同离子效应

例：弱酸 HAc 在水溶液中存在平衡

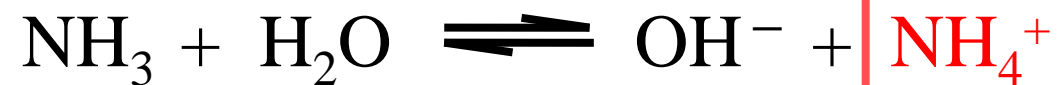


HAc 的解离平衡左移



结果： $c_{\text{H}_3\text{O}^+} \downarrow$ ，HAc 的解离度 $\alpha \downarrow$

例：弱碱 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 在溶液中存在平衡



$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 的解离平衡左移



结果： $c_{\text{OH}^-} \downarrow$, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 的解离度 $\alpha \downarrow$

同离子效应 (*common ion effect*)

弱电解质的解离因溶液中存在同种离子而被抑制的效应

在弱电解质(如弱酸或弱碱)溶液中加入含有相同离子的强电解质时，会抑制弱电解质的电离(弱酸释放质子，弱碱得到质子)作用，从而降低弱电解质(弱酸或弱碱)的解离度的现象

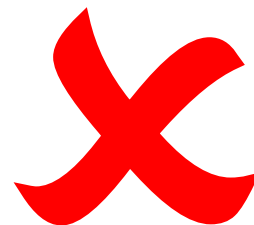
弱酸/弱碱的酸/碱常数仍旧不变!

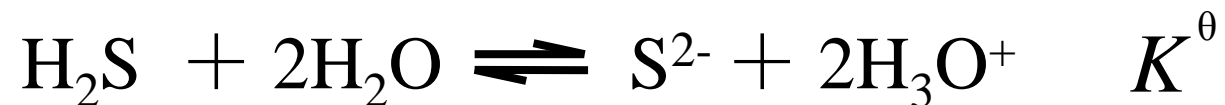
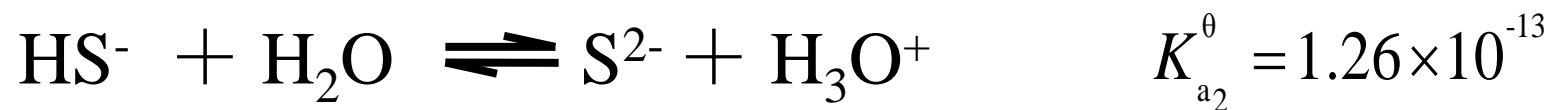
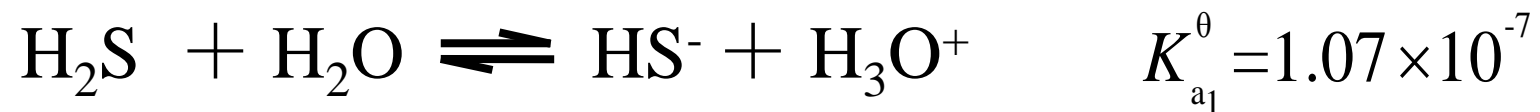
例4：在 $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ HCl 溶液中通入 H_2S 至饱和，其浓度近似为 $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ，计算溶液中 H^+ 、 S^{2-} 的浓度。

解：对强酸和弱酸的混合溶液， H^+ 浓度的大小一般只取决于强酸，可忽略弱酸的解离

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = c_{\text{HCl}} = 0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$K_{a_2}^\theta = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{S}^{2-}}}{c_{\text{HS}^-}} \approx c_{\text{S}^{2-}}$$





$$K^{\theta} = K_{\text{a}_1}^{\theta} K_{\text{a}_2}^{\theta} = \frac{\left(c_{\text{H}_3\text{O}^+}\right)^2 \cdot c_{\text{S}^{2-}}}{c_{\text{H}_2\text{S}}} = 1.35 \times 10^{-20}$$

$$c_{\text{S}^{2-}} = \frac{K^{\theta} \cdot c_{\text{H}_2\text{S}}}{\left(c_{\text{H}_3\text{O}^+}\right)^2}$$

H₂S 的浓度为 0.10 mol·L⁻¹ , H⁺ 的浓度为 0.10 mol·L⁻¹ , 代入下式 :

$$c_{S^{2-}} = \frac{K^{\theta} \cdot c_{H_2S}}{\left(c_{H_3O^+}\right)^2} = \frac{1.35 \times 10^{-20} \times 0.1}{(0.1)^2} = 1.35 \times 10^{-19} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

HCl 溶液中 H⁺ 的存在将抑制 H₂S 的解离 , 可通过改变 H⁺ 来调节 S²⁻ 浓度

H₂S 溶液中有强酸存在时 : $c_{H_3O^+} =$ 强酸电离出的氢离子浓度

$$c_{S^{2-}} = \frac{K_{a_1}^{\theta} \cdot K_{a_2}^{\theta} \cdot c_{H_2S}}{\left(c_{H_3O^+}\right)^2}$$

同离子效应

多元弱酸 pH 计算小结

对多元弱酸计算 $c_{\text{H}_3\text{O}^+}$, 如果逐级解离常数相差较大(一般差 10^3) , 则只考虑多元弱酸的第一级解离 , 即按一元弱酸处理

1. 纯的 H_2S 水溶液中 若 $cK_{a_1}^\theta > 20K_w^\theta$, $\frac{c}{K_{a_1}^\theta} > 500$

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = c_{\text{HS}^-} = \sqrt{cK_{a_1}^\theta(\text{H}_2\text{S})}$$

$$c_{\text{S}^{2-}} = K_{a_2}^\theta(\text{H}_2\text{S})$$

2. H_2S 溶液中有强酸存在时 :

$c_{\text{H}_3\text{O}^+} =$ 强酸电离出的氢离子浓度

$$c_{\text{S}^{2-}} = \frac{K_{a_1}^\theta \cdot K_{a_2}^\theta \cdot c_{\text{H}_2\text{S}}}{\left(c_{\text{H}_3\text{O}^+}\right)^2}$$

例5：在100ml $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 氨水中加入 0.01 mol 的 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 固体，计算氨水溶液的 pH 变化。 $K_b^\theta(\text{NH}_3)=1.74\times 10^{-5}$

解：未加入 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 固体时，只有氨水

$$\because c / K_b^\theta(\text{NH}_3) > 500$$

$$c_{\text{OH}^-} = \sqrt{cK_b^\theta(\text{NH}_3)} = \sqrt{0.10 \times 1.74 \times 10^{-5}} = 1.32 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH}=2.88$$

$$\text{pH}=11.12$$

例5：在100ml $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 氨水中加入 0.01 mol 的 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 固体，计算氨水溶液的 pH 变化。 $K_b^\theta(\text{NH}_3)=1.74\times 10^{-5}$

续解：加入 $0.01 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 固体后，设平衡时 c_{OH^-} 为 $x \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$



平衡时 $0.10-x$ $0.2+x$ x

$$\therefore K_b^\theta(\text{NH}_3) = \frac{c_{\text{NH}_4^+} \cdot c_{\text{OH}^-}}{c_{\text{NH}_3}} = \frac{x(0.2+x)}{0.1-x} = 1.74 \times 10^{-5}$$

$$\therefore K_b^\theta(\text{NH}_3) = \frac{c_{\text{NH}_4^+} \cdot c_{\text{OH}^-}}{c_{\text{NH}_3}} = \frac{x(0.2+x)}{0.1-x} = 1.74 \times 10^{-5}$$

$$\because c / K_b^\theta(\text{NH}_3) > 500$$

将 $0.2 + x \approx 0.2$; $0.1 - x \approx 0.1$ 代入上式

$$x = 8.7 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 5.06$$

$$\text{pH} = 8.94$$