

盐类水解知识的梳理

江苏省苏州市相城区陆慕高级中学 215133 莫叶红

“盐类水解”是人教版高中化学选修 4 的重要内容,其知识规律是高中化学知识体系的重要组成部分,帮助学生理解、强化盐类水解知识对于学生学习化学基础理论具有重要的现实意义。

一、定义实质 规律总结

1. 基本定义

溶液中盐电离出的离子与水电离出的 H^+ 或者 OH^- 进行结合生成弱电解质的反应。

2. 水解实质

盐电离 $\left\{ \begin{array}{l} \text{弱酸的阴离子与水电离出的 } H^+ \text{ 结合} \\ \text{弱碱的阳离子与水电离出的 } OH^- \text{ 结合} \end{array} \right.$

→生成弱电解质→破坏水的电离平衡→促进水的电离,电离程度增大→ $c(H^+) \neq c(OH^-)$ →溶液呈现酸性、碱性或者中性。

3. 特点分析

- (1) 可逆,从反应特点来看,盐类水解反属于可逆反应。
- (2) 吸热,从反应的热效应来看,盐类水解进行的是酸碱中和反应的逆反应。
- (3) 微弱,从反应的程度来看,盐类水解一般是微弱进行的,反应程度较为微弱。

4. 水解规律

(1) 有弱才水解,越弱越水解;谁强显谁性,同强显中性,具体情况见表 1。

表 1 水解规律

盐的类型	是否进行水解	溶液酸碱性	溶液的 pH
强酸弱碱盐	是	酸性	pH < 7
弱酸强碱盐	是	碱性	pH > 7

(2) 规律拓展:

①“谁弱谁水解,越弱越水解”,哪种离子弱,则哪种离子发生水解,并且越弱水解程度越大,例如 HCN 的酸性弱于 CH_3COOH ,则在相同条件下,NaCN 的碱性强于 CH_3COONa 。

②对于弱酸的酸式盐溶液,溶液的酸碱性由酸式根离子的电离、水解程度共同决定,溶液酸碱性由进行程度大的过程决定。

5. 盐类水解中的守恒规律

盐类水解依然会遵循化学的守恒规律,主要涉及到物料守恒、质子守恒和电荷守恒,现以 Na_2CO_3 为例进行分析:

(1) 物料守恒, $c(Na^+) = 2c(CO_3^{2-}) + 2c(HCO_3^-) + 2c(H_2CO_3)$

$$106:73 = y:7.3 \text{ g}$$

$$y = \frac{106 \times 7.3 \text{ g}}{73} = 10.6 \text{ g}$$

因此 Na_2CO_3 溶液中溶质的质量分数为:

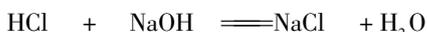
$$\frac{10.6 \text{ g}}{106 \text{ g}} \times 100\% = 10\%$$

在初中化学教学中,紧扣 pH 这条主线,可以串联起相当多的化学知识,让学生掌握的相对零散的知识能够得到整合,形成大的知识组块。这对于促进学生理解与记忆都是有好处的,对于知识的应用则更是有促进作用。类似于此的教学思路在其它知识中也可以有相应的作用,有兴趣者不妨一试。

(收稿日期:2018-03-25)

► 完全反应(因 NaCl 溶液呈中性)。

设剩余盐酸中含 HCl 的质量为 x 则



36.5 40

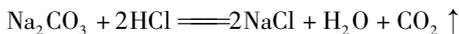
x $50 \text{ g} \times 16\%$

$$36.5:40 = x:50 \text{ g} \times 16\%$$

$$x = \frac{36.5 \times 50 \text{ g} \times 16\%}{40} = 7.3 \text{ g}$$

那么,与 Na_2CO_3 反应的 HCl 有: $40 \text{ g} \times 36.5\% - 7.3 \text{ g} = 7.3 \text{ g}$ 。

又设 7.3 g HCl 与质量为 y 的 Na_2CO_3 完全反应 则



106 73

y 7.3 g

(2) 质子守恒 $c(\text{OH}^-) = 2c(\text{H}_2\text{CO}_3) + c(\text{HCO}_3^-) + c(\text{H}^+)$

(3) 电荷守恒 $c(\text{Na}^+) + c(\text{H}^+) = 2c(\text{CO}_3^{2-}) + c(\text{HCO}_3^-) + c(\text{OH}^-)$

二、方程书写 要求注意

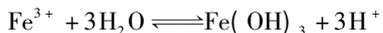
1. 基本要求

(1) 符号, 一般情况下, 盐类水解的程度是很微小的, 并且水解产物浓度较小, 在对水解方程式进行书写时需要用可逆符号连接, 即“ \rightleftharpoons ”, 并且不对气体或者沉淀标注“ \uparrow ”、“ \downarrow ”, 也不把弱酸、弱碱进行拆分。但对于可以彻底进行水解的离子组, 由于水解已经趋近于完成, 在书写时要用符号“ \rightleftharpoons ”、“ \uparrow ”、“ \downarrow ”。

(2) 分步, 对于多元弱酸盐的水解需要进行分步书写, 但一般以第一步的水解为主, 只需要书写第一步的水解离子方程式即可。

2. 特殊注意

(1) 对于多元弱碱阳离子, 需要将其水解方程式一步书写完成, 如 FeCl_3 水解方程式为:



(2) 需要注意的是, 可以进行水解的盐溶液, 其溶液可能呈现酸性、碱性和中性三种情形, 不能一概而论地认为必呈酸性或碱性。

(3) 在同等条件下, 水解程度越大的离子生成的电解质就越弱, 离子与 H^+ 或 OH^- 结合的能力就越强。

三、影响因素, 内因外因

盐类水解的程度受到内因和外因两种因素的影响, 内因主要指离子强酸性, 外因指外部环境的改变, 如温度、溶液浓度、添加物等。

1. 内因影响

盐类的弱酸根离子、弱碱阳离子对应的酸或碱的酸性越弱, 则越容易发生水解。如 HCN 和 CH_3COOH , 酸性: $\text{HCN} < \text{CH}_3\text{COOH}$, 同等浓度的 NaCN 、 CH_3COONa 溶液, 碱性: $\text{NaCN} > \text{CH}_3\text{COONa}$, 溶液的 pH 大小关系为 $\text{pH}(\text{NaCN}) > \text{pH}(\text{CH}_3\text{COONa})$ 。

2. 外因影响

(1) 温度的变化可以影响水解程度, 造成水解的平衡移动。一般温度升高, 水解程度增大, 水解平衡正向移动, 使生成的离子浓度增大。

(2) 改变溶液的浓度, 对溶液增加溶质可增大浓度, 稀释溶液可减小浓度, 溶液浓度的改变同样会对水解平衡造成影响。一般增大浓度, 水解程度减小, 但水解平衡正向移动, 生成的离子浓度增大。

(3) 对溶液添加酸或碱, 需要分析酸弱根离子或弱碱阳离子的水解程度, 对于不同情况需针对性分析。

归结外界因素对盐类水解的影响情形, 见表 2。

表 2 外界因素对盐类水解的影响

因素及改变	水解平衡		水解程度	水解生成
	移动	变化	离子浓度	
温度	升高	右移	增大	增大
	降低	左移	减小	减小
浓度	增大	右移	减小	增大
	减小	左移	增大	减小
添加酸或碱	加酸	弱酸根离子的水解程度增大, 弱碱阳离子的水解程度减小		
	加碱	弱酸根离子的水解程度减小, 弱碱阳离子的水解程度增大		

四、盐类水解 酸碱判断

对于盐类水解酸碱性的判断, 除了可以通过水解平衡常数 (K_h) 来定量分析外, 还可以依据一定的水解关系及规律来对溶液性质作出判断, 具体总结如下:

1. 对于强酸的酸式盐, 在溶液中只进行电离, 不发生水解, 因此溶液显酸性。

2. 对于弱酸的酸式盐, 酸式酸根离子的电离程度和水解程度的相对大小决定了溶液的酸碱性, 具体情形如下: (1) 如果其电离程度小于水解程度, 则溶液的酸碱性由离子水解决定, 溶液显碱性。(2) 如果其电离程度大于水解程度, 则溶液的酸碱性由离子电离决定, 溶液显酸性。(3) 一般情况下, 相同条件下正盐的水解程度大于相对应的酸式盐。相互促进的水解盐、单独水解盐和相互抑制的水解盐, 三者的水解程度是由大到小的, 即相互促进的水解盐 > 单独水解盐 > 相互抑制的水解盐。

对于盐类水解相关知识的学习, 需要掌握其定义、实质和特点等基础知识, 准确把握盐类水解的规律原则, 学习书写水解方程式的方法, 并从平衡移动角度理解外界因素对于盐类水解的影响, 由于盐类水解的规律及原则有着广泛的应用, 在学习过程中可以结合考题对其进行深入探讨。

(收稿日期: 2018-03-25)