

pH 知识的总结归纳*

江苏省如皋市白蒲镇阳光初级中学 226511 周余斌

pH 是初中化学中的重要知识点,对该知识的理解程度如何,直接影响到多种题型的解答。基于学生在 pH 学习过程中遇到的困惑,本文拟从 pH 的引入、与溶液酸碱性关系、三大溶液的 pH、pH 测定方法等角度展开讨论。

一、pH 的引入

从溶液定性角度看,溶液可分为酸性溶液、碱性溶液、中性溶液,这三类溶液可通过酸碱指示剂(石蕊、酚酞等)进行区别。当要知道某溶液的酸性或碱性有多大(即强弱),这就是指溶液的酸碱度(即酸碱的强弱程度),显然,酸碱指示剂只能望洋兴叹。所以,科学上就找了一把“尺子”——pH 度量(表示)溶液的酸碱度(具体计算方法将在高中学习)。需要注意:pH 常用于表示稀溶液的酸碱度,浓溶液一般不用 pH 表示,将会用其他方法表示。

二、pH 与溶液酸碱性的关系

1. pH 的范围通常在 0 ~ 14 之间(包括 0、14),它既可为整数,也可为小数。如某 NaOH 溶液的 pH 为 12,人体中的胃酸的 pH 通常在 0.9 ~ 1.5 之间;食用醋的 pH 常在 2.4 ~ 3.4 之间。

2. 当 pH = 7 时,溶液呈中性;当 pH < 7 时,溶液呈酸性,pH 愈小,溶液的酸性愈强。如 pH = 2 和 pH = 4 的两种硫酸溶液,前者酸性比后者要强;pH > 7 时,溶液呈碱性,pH 愈大,溶液的碱性愈强。如 pH = 10 和 pH = 13 的两种 NaOH 溶液,后者碱性比前者要强。

3. 溶液 pH 是可以调整的。要使溶液的 pH 增大,一般可加水稀释或加入适量的碱溶液。但是,欲使酸性溶液变为碱性溶液只能加碱溶液,不能用水稀释的方法。要使溶液的 pH 减小,一般可加入适量的酸溶液,值得注意的是:两种不同 pH 溶液混合后,所得溶液的 pH 并不是这两种溶液的 pH 之和。如向 pH = 4 的溶液中加入 pH = 6 的溶液,所得溶液的 pH 并不等于 10,它一定小于 6。

三、酸、碱、盐溶液的 pH

1. 酸溶液一定呈酸性,pH 一定小于 7,而 pH < 7 的溶液肯定呈酸性,但它不一定是酸的溶液,

如 NaHSO₄ 的水溶液,pH < 7,呈酸性,它不是酸而属于酸式盐溶液;有些正盐的水溶液也可能呈酸性,pH < 7(原因将在高中学习),如 FeCl₃、CuSO₄、(NH₄)₂SO₄ 等的水溶液。

2. 碱溶液一定呈碱性,pH 一定大于 7,而 pH > 7 的溶液肯定呈碱性,但它不一定是碱的溶液,如 Na₂CO₃、NaHCO₃、Na₃PO₄ 等水溶液的 pH > 7,溶液呈碱性,它们并不是碱,而是盐溶液。

3. 盐溶液既有呈酸性的 pH < 7,也有呈碱性的 pH > 7。当然,盐溶液呈中性的也有,如 K⁺、Na⁺ 分别与 SO₄²⁻、Cl⁻、NO₃⁻ 形成的正盐均呈中性,pH = 7。

四、pH 的测定方法

要精确地测定溶液的 pH,是用 pH 计这种仪器来测定。而平常是用一种特殊试纸——pH 试纸来测定,其方法很简单:取一条 pH 试纸放在玻璃片上,用洁净的玻璃棒蘸上待测液点在试纸的中部,试纸显示的颜色与标准比色卡上面的颜色对比,从而确定出溶液的 pH。

五、典例试题解析

例 1 用 pH 试纸测定某酸溶液的 pH 时,如果先将试纸用蒸馏水润湿,再向试纸上点滴待测酸溶液,测得结果比实际的 pH 会____。(填“相同”“偏高”“偏低”)

解析 用 pH 试纸测溶液的 pH 时,不能先将试纸用水润湿(只有用各种试纸检验气体的性质时,试纸才是先用蒸馏水润湿,然后再去接触气体,以后将会学到)。若将试纸润湿,再将待测液点滴在试纸上,待测液就被稀释了,酸性将有所减弱,pH 增大,故测得结果要比实际 pH 偏高。

例 2 往 106 g Na₂CO₃ 溶液中加入 36.5% 盐酸 40 g,当 Na₂CO₃ 完全反应后,测得溶液的 pH 小于 7,然后再加入 16% 的 NaOH 溶液 50g 后,溶液的 pH 恰好等于 7。试求 Na₂CO₃ 溶液中溶质的质量分数。

解析 第一次加入盐酸反应后,溶液 pH 小于 7,说明盐酸有剩余;第二次加入 NaOH 溶液反应后,pH 等于 7,说明剩余盐酸与 NaOH 恰好

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:

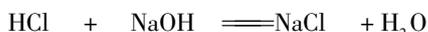
$$\frac{10.6 \text{ g}}{106 \text{ g}} \times 100\% = 10\%$$

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

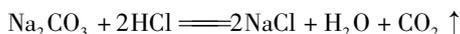
x $50 \text{ g} \times 16\%$

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

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

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