



浅谈溶液中水的电离度

江苏省海门市四甲中学 226141 陆卫星

一、纯水中水的电离度

水是一种极弱的电解质,它能进行微弱的电离:



由于电离过程需要吸收热量,所以温度升高,水的电离平衡向电离方向移动,水的电离度增大。也就是说,纯水的电离度只受温度影响,温度升高,电离度增大。由于纯水中 H^+ 和 OH^- 全部来自于水的电离,而且 $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$,所以通过比较 $c(\text{H}^+)$ 或 $c(\text{OH}^-)$ 大小,可间接比较水的电离度大小,水的电离度(α)正比于 $c(\text{H}^+)$ 或 $c(\text{OH}^-)$ 。

例1 经测定 25°C 时纯水中 $\text{pH} = 7$, 100°C 时纯水中 $\text{pH} = 6$,求两种温度下 $c(\text{H}^+)$ 、 $c(\text{OH}^-)$ 、 α 为多大。

解析 25°C 时,

$$\text{pH} = 7 \quad c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{由于纯水 } c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000 \text{ g/L}}{18 \text{ g/mol}} = 55.6 \text{ mol/L}$$

$$\text{故 } \alpha = \frac{1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}}{55.6 \text{ mol/L}} \times 100\% = 1.8 \times 10^{-7}\%$$

100°C 时,

$$\text{pH} = 6 \quad c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{故 } \alpha = \frac{1 \times 10^{-6} \text{ mol/L}}{55.6 \text{ mol/L}} \times 100\% = 1.8 \times 10^{-6}\%$$

二、酸溶液中水的电离度

由于酸电离出的氢离子抑制了水的电离,使水的电离平衡向左移动, H_2O 的电离度减小。酸溶液中的 H^+ 主要来自于酸,水电离的 H^+ 很少可

以忽略不计。但是酸溶液中 OH^- 全部来自于水的电离,因此完全可以通过分析比较酸溶液中 $c(\text{OH}^-)$ 的大小变化,而确定水的电离度变化。由于纯水和稀水溶液中水的初始浓度可以认为基本相同,故水的电离度正比于 $c(\text{OH}^-)$ 。

例2 常温下 $1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ 盐酸中水的电离度 α_1 ,跟纯水中水的电离度 α_2 的比值为多少?

解析 因为盐酸是强酸,所以其 H^+ 浓度为:

$$c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{据 } K_w = 1 \times 10^{-14} \quad c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

OH^- 完全来自于水。而 25°C 时纯水中:

$$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{所以 } \frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \frac{1 \times 10^{-10} \text{ mol/L}}{1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}} = 1 \times 10^{-3}$$

可见酸溶液中水的电离度减小了。

三、碱溶液中水的电离度

碱在水中电离出的 OH^- ,抑制了水的电离,也使水的电离平衡向左移动,使水的电离度减小。碱溶液中 OH^- 主要来自于碱,水电离的 OH^- 可忽略不计。但是碱溶液中 $c(\text{H}^+)$ 全部来自于 H_2O 的电离。因此,通过分析比较碱溶液中 $c(\text{H}^+)$ 的大小变化,而确定水的电离度变化,碱溶液中水的电离度正比于 $c(\text{H}^+)$ 。

例3 常温时 $\text{pH} = 10$ 的氨水中水的电离度 α_1 ,跟纯水中的电离度 α_2 比值是多少?

解析 $\text{pH} = 10$ 时 $c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$

然后加入过量的铁粉,再经过滤、蒸发而得到纯净的硫酸亚铁。



总之,物质的提纯(除杂)与分离是一个较复杂的问题,是初中化学中的一个难点。在实际操作中应根据被分离和提纯物质的不同性质选择合适的方法,或者多种方法混合使用,才能达到分离和提纯的目的。

(收稿日期:2015-05-18)

► 6. 分解法

此法适用于热稳定性差异较大的混合物的分离和提纯。例如,碳酸钙中混有少量的碳酸氢钙,可以将混合物加热,得到纯净的碳酸钙。



7. 置换法

就是利用置换反应的原理将混合物中的杂质除去而得到纯净物的方法。例如,除去硫酸亚铁中少量的硫酸铜,可以将混合物溶于水形成溶液,

而纯水中: $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

$$\text{所以 } \frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \frac{1 \times 10^{-10} \text{ mol/L}}{1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}} = 1 \times 10^{-3}$$

可见碱溶液中水的电离度同样减小了。

四、盐溶液中水的电离度

盐可分为正盐、酸式盐和碱式盐等,对正盐而言,它本身并不能电离出 H^+ 和 OH^- ,所以溶液中的 H^+ 和 OH^- 均来自于水。但因为一些盐与水发生反应,使得水的电离平衡向电离方向发生移动,水的电离度增大,待建立新的平衡时,一般而言, $c(\text{H}^+) \neq c(\text{OH}^-)$ 。根据盐的不同组成,正盐溶液中水的电离度可分为以下几种情况。

1. 强酸强碱盐溶液中水的电离度

强酸强碱盐溶液中,盐电离出的阴、阳离子都不跟溶液中的 H^+ 和 OH^- 结合形成弱电解质,从而没有破坏水的电离平衡,所以水的电离度不变,相同温度下,溶液中水的电离度跟纯水的电离度相同。由于溶液中的 H^+ 和 OH^- 都是不增减地来自于水,从而通过分析比较 $c(\text{H}^+)$ 或 $c(\text{OH}^-)$ 大小可比较水的电离度大小。

2. 强酸弱碱盐溶液中水的电离度

强酸弱碱盐溶液中,盐电离出的弱碱阳离子可跟水电离出的 OH^- 结合而生成难电离的弱碱,从而打破了水的电离平衡,使水的电离平衡向右移动,水的电离度增大。由于水电离的 OH^- 有一部分参与形成弱碱而消耗,故达到平衡时溶液中 OH^- 的量不等于水实际电离出的 OH^- 的量。但是,由于水电离的 H^+ 完全存在于溶液中,故达到平衡时,溶液中的 $c(\text{H}^+)$ 等于水实际电离出的 $c(\text{H}^+)$ 。所以,只要通过分析比较溶液中 $c(\text{H}^+)$ 大小变化就能确定水的电离度变化,强酸弱碱盐溶液中水的电离度正比于 $c(\text{H}^+)$ 。

例4 常温下 $\text{pH}=4$ 的 NH_4Cl 溶液中水的电离度 α_1 是纯水的电离度 α_2 的多少倍?

解析 $\text{pH}=4$ 时 $c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

$c(\text{H}^+)$ 只能来自于水,而纯水中:

$$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{所以 } \frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}{1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}} = 1 \times 10^3$$

3. 强碱弱酸盐溶液中水的电离度

强碱弱酸盐溶液中,盐电离出的弱酸阴离子

可跟水电离出的 H^+ 结合而生成难电离的弱酸,从而打破了水的电离平衡,水的电离平衡向右移动,水的电离度增大。由于水电离的 H^+ 有一部分参与形成弱酸而消耗,故达到平衡时溶液中 H^+ 的量并不等于水实际电离出的 H^+ 的量。但是,由于水电离的 OH^- 没有增减地存在于溶液中,故达到平衡时溶液中的 $c(\text{OH}^-)$ 等于水实际电离出的 $c(\text{OH}^-)$ 。所以,只要通过分析比较溶液中的 $c(\text{OH}^-)$ 的大小变化就能确定水的电离度变化,强碱弱酸盐溶液中的水的电离度正比于 $c(\text{OH}^-)$ 。

例5 常温时 $\text{pH}=10$ 的 CH_3COONa 溶液中水的电离度 α_1 是纯水电离度 α_2 的多少倍?

解析 $\text{pH}=10$ 时,

$$c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$c(\text{OH}^-) = \frac{K_w}{c(\text{H}^+)} = 1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

而纯水中,

$$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{所以 } \frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}{1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}} = 1 \times 10^3$$

4. 弱酸弱碱盐溶液中水的电离度

弱酸弱碱盐溶液中,盐电离出的弱酸阴离子、弱碱阳离子都分别可以跟水电离出的 H^+ 和 OH^- 结合形成弱酸、弱碱,从而打破水的电离平衡,水的电离平衡向右移动,水的电离度总是增大。由于水电离出的 H^+ 和 OH^- 都有部分参与形成弱电解质而消耗,溶液中 H^+ 和 OH^- 的量并不等于水实际电离的 H^+ 和 OH^- 的量。所以,溶液中的 $c(\text{H}^+)$ 、 $c(\text{OH}^-)$ 大小变化都不能用来衡量水的电离度大小变化。

综上所述,酸或碱溶液中水的电离度远小于纯水的电离度,在比较溶液中水的电离度大小时,酸溶液中可采用 $c(\text{OH}^-)$ 衡量,碱溶液中可采用 $c(\text{H}^+)$ 衡量。能水解的盐溶液中,水的电离度远大于纯水的电离度,强酸弱碱盐溶液中水的电离度大小可采用溶液中 $c(\text{H}^+)$ 衡量,强碱弱酸盐溶液中水的电离度大小可采用溶液中的 $c(\text{OH}^-)$ 衡量,弱酸弱碱盐溶液中水的电离度大小却不能用来衡量 $c(\text{H}^+)$ 或 $c(\text{OH}^-)$ 来衡量。

(收稿日期:2015-05-16)