

## 第二节

# 水的电离和溶液的 pH

在水溶液中，酸、碱和盐全部或部分以离子形式存在，那么，其中的溶剂——水是全部以分子形式存在（如图 3-5），还是部分以离子形式存在呢？



图 3-5 水分子结构示意图

### 一、水的电离

精确的导电性实验表明，纯水绝大部分以  $\text{H}_2\text{O}$  的形式存在，但其中也存在着极少量的  $\text{H}_3\text{O}^+$  和  $\text{OH}^-$ 。这表明水是一种极弱的电解质，能发生微弱的电离（如图 3-6）：

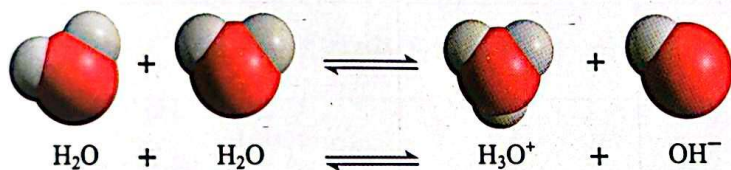
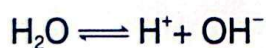


图 3-6 水分子电离过程示意图

上述水的电离方程式可简写为：



当水的电离达到平衡时，电离产物  $\text{H}^+$  和  $\text{OH}^-$  浓度之积是一个常数，记作  $K_w$ ：

$$c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_w$$

$K_w$  叫做水的离子积常数，简称水的离子积。 $K_w$  可由实验测得，也可通过理论计算求得。

水的离子积

ionic product of water

表 3-1 不同温度下水的离子积常数

$t/^\circ\text{C}$	0	10	20	25	40	50	90	100
$K_w/10^{-14}$	0.115	0.296	0.687	1.01	2.87	5.31	37.1	54.5

由表3-1可以看出，随着温度的升高，水的离子积增大。在常温下，一般可以认为 $K_w$ 是 $1 \times 10^{-14}$ ，即：

$$K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-14}$$

## 二、溶液的酸碱性 with pH

水的离子积不仅适用于纯水，也适用于稀的电解质溶液。

### 思考与讨论

根据常温时水的电离平衡，运用平衡移动原理分析下列问题。

- (1) 酸性溶液中是否存在 $\text{OH}^-$ ？碱性溶液中是否存在 $\text{H}^+$ ？试解释原因。
- (2) 比较下列情况中， $c(\text{H}^+)$ 和 $c(\text{OH}^-)$ 的值或变化趋势（增大或减小）。

体系	纯水	向纯水中加入少量盐酸	向纯水中加入少量氢氧化钠溶液
$c(\text{H}^+)$			
$c(\text{OH}^-)$			
$c(\text{H}^+)$ 和 $c(\text{OH}^-)$ 的大小比较			

在常温下，稀溶液中 $c(\text{H}^+)$ 和 $c(\text{OH}^-)$ 的乘积总是 $1 \times 10^{-14}$ ，知道了 $c(\text{H}^+)$ 就可以计算出 $c(\text{OH}^-)$ ，反之亦然。由上述思考与讨论可知，在常温下溶液的酸碱性 with 溶液中 $c(\text{H}^+)$ 和 $c(\text{OH}^-)$ 有如下关系：

酸性溶液， $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ ， $c(\text{H}^+) > 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ ；

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

碱性溶液， $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$ ， $c(\text{H}^+) < 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ 。

可见，用 $c(\text{H}^+)$ 和 $c(\text{OH}^-)$ 都可以表示溶液酸碱性的强弱。在初中化学中我们用pH表示溶液的酸碱度，那么pH与 $c(\text{H}^+)$ 又有什么关系呢？



pH是 $c(\text{H}^+)$ 的负对数, 即:  $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$ 。例如:

$c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$  的中性溶液,  $\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$ ;

$c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  的酸性溶液,  $\text{pH} = -\lg 10^{-5} = 5$ ;

$c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$  的碱性溶液,  $\text{pH} = -\lg 10^{-9} = 9$ 。

因此, 在常温下中性溶液的  $\text{pH} = 7$ , 酸性溶液的  $\text{pH} < 7$ , 碱性溶液的  $\text{pH} > 7$ 。显然, 对于  $c(\text{H}^+)$  和  $c(\text{OH}^-)$  都较小的稀溶液 ( $< 1 \text{ mol/L}$ ), 用pH表示其酸碱度比直接用  $c(\text{H}^+)$  或  $c(\text{OH}^-)$  表示要方便。

溶液的pH可以用pH试纸测量, 也可以用pH计测量, 如图3-7所示。



图3-7 用pH计测量溶液的pH

## 资料卡片

### pH试纸和pH计

#### 1. pH试纸

pH试纸是将试纸用多种酸碱指示剂的混合溶液浸透, 经晾干制成的。它对不同pH的溶液能显示不同的颜色, 可用于迅速测定溶液的pH。常用的pH试纸有广泛pH试纸和精密pH试纸(如图3-8)。广泛pH试纸的pH范围是1~14(最常用)或0~10, 可以识别的pH差约为1; 精密pH试纸的pH范围较窄, 可以判别0.2或0.3的pH差。此外, 还有用于酸性、中性或碱性溶液的专用pH试纸。



图3-8 几种pH试纸

#### 2. pH计

pH计, 又叫酸度计, 可用来精密测量溶液的pH, 其量程为0~14。人们根据生产与生活的需要, 研制了多种类型的pH计, 广泛应用于工业、农业、科研和环保等领域。



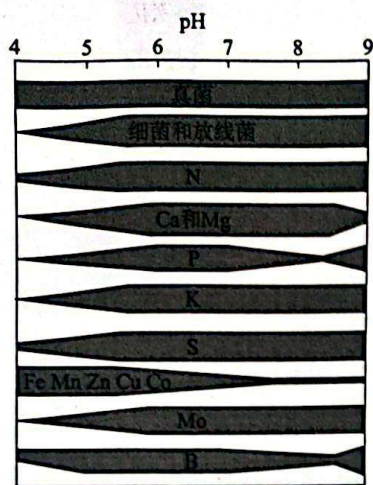


图 3-9 土壤的 pH 和土壤有效养分含量的关系（色带宽窄表示有效养分含量）

工农业生产和科学实验中常常涉及溶液的酸碱性，人们的生活和健康也与溶液的酸碱性有密切关系。因此，测试和调控溶液的 pH，对工农业生产、科学研究，以及日常生活和医疗保健等都具有重要意义。

例如，人体各种体液都有一定的 pH。血液的 pH 是诊断疾病的一个重要参数，当体内的酸碱平衡失调时，利用药物控制 pH 是辅助治疗的重要手段之一。在日常生活中，人们洗发时使用的护发素具有调节头发的 pH 使之达到适宜酸碱度的功能。在环保领域，酸性或碱性废水的处理常常利用中和反应。例如，酸性废水可通过投加碱性废渣或通过碱性滤料层过滤使之中和；碱性废水可通过投加酸性废水或利用烟道气中和，在中和过程中可用 pH 自动测定仪进行检测和控制。在农业生产中，因土壤的 pH 影响植物对不同形态养分的吸收及养分的有效性（如图 3-9），不同作物生长对土壤的 pH 范围有不同的要求（如表 3-2）。在科学实验和工业生产中，溶液 pH 的控制常常是影响实验结果或产品质量、产量的一个重要因素。在用于测定酸碱浓度的酸碱中和滴定中，溶液 pH 的变化是判断滴定终点的依据。

表 3-2 一些重要作物最适宜生长的土壤的 pH 范围

作物	pH 范围	作物	pH 范围
水稻	6~7	生菜	6~7
小麦	6.3~7.5	薄荷	7~8
玉米	6~7	苹果	5~6.5
大豆	6~7	香蕉	5.5~7
油菜	6~7	草莓	5~7.5
棉花	6~8	水仙	6~6.5
马铃薯	4.8~5.5	玫瑰	6~7
洋葱	6~7	烟草	5~6