



普通高中教科书

# 化学

选择性必修 1

化学反应原理

人民教育出版社

# 目录



引言	1
第一章 化学反应的热效应	3
第一节 反应热	4
第二节 反应热的计算	13
整理与提升	18
第二章 化学反应速率与化学平衡	21
第一节 化学反应速率	22
第二节 化学平衡	30
第三节 化学反应的方向	41
第四节 化学反应的调控	44
整理与提升	50
实验活动1 探究影响化学平衡移动的因素	53
第三章 水溶液中的离子反应与平衡	55
第一节 电离平衡	56
第二节 水的电离和溶液的pH	61
第三节 盐类的水解	69
第四节 沉淀溶解平衡	77
整理与提升	86

## 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？

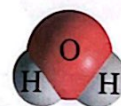


图 3-5 水分子结构示意图

### 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）：

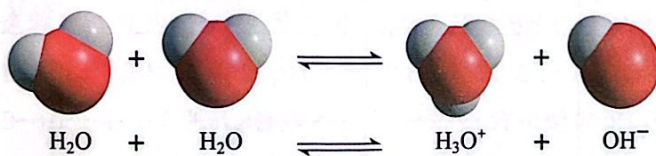
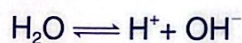


图 3-6 水分子电离过程示意图

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、溶液的酸碱性与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与溶液中 $c(\text{H}^+)$ 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。

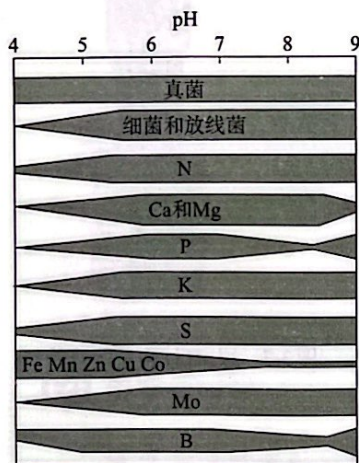


图3-9 土壤的pH和土壤有效养分含量的关系(色带宽窄表示有效养分含量)

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

## 血液的酸碱平衡

为了维持正常的生理活动，人体各种体液的pH都要保持在一定的范围。例如，血液的正常pH范围是7.35~7.45。大多数体液都要保持一个较小的pH变化范围，如果pH变化超出范围，就可能产生危害。当血浆的pH降到7.2以下会引起酸中毒，升到7.5以上会引起碱中毒，降到6.8以下或升到7.8以上，会危及生命安全。血浆中 $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ 缓冲体系对稳定体系的酸碱度

发挥着重要作用。 $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ 的缓冲作用可用下列平衡表示：



当体系中增加少量强酸时，平衡向正反应方向移动而消耗 $\text{H}^+$ ；当增加少量强碱时，平衡向逆反应方向移动而消耗 $\text{OH}^-$ 。由于 $\text{HCO}_3^-$ 和 $\text{H}_2\text{CO}_3$ 的浓度较大且可以调节，因此可以防止体系的pH出现较大幅度的变化。

## 三、酸碱中和滴定

酸碱中和滴定是依据中和反应，用已知浓度的酸（或碱）来测定未知浓度的碱（或酸）的方法。滴定中的常用仪器如图3-10所示。滴定管中装有已知物质的量浓度的酸（或碱），锥形瓶中盛放一定量未知浓度、待测定的碱（或酸），待测液中预先滴有几滴酸碱指示剂，如酚酞或甲基橙。把滴定管中的溶液滴加到锥形瓶中，随着酸碱中和反应的进行，溶液的pH会发生变化。对于强酸、强碱的中和，开始时由于被中和的酸或碱浓度较大，加入少

中和滴定  
neutralization titration

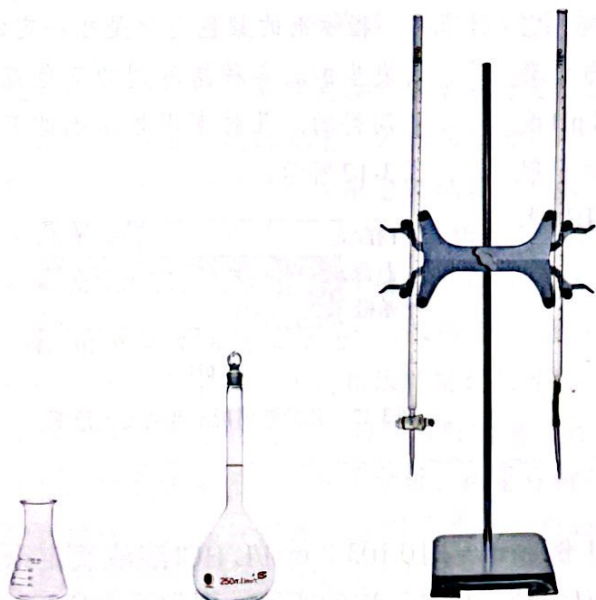


图3-10 酸碱中和滴定常用的仪器

量的碱或酸对其pH的影响不大。当接近滴定终点时，极少量的碱或酸就会引起溶液的pH突变（如图3-11）。此时指示剂明显的颜色变化表示反应已完全，即反应到达终点。这时通过滴定管中消耗的酸或碱的量，可以计算出待测碱或酸的物质的量浓度。

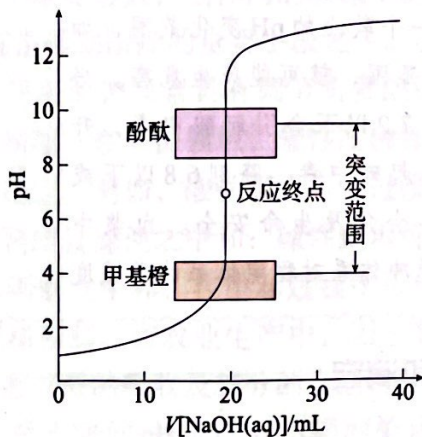


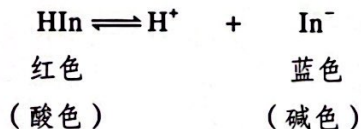
图3-11 用0.100 0 mol/L NaOH溶液滴定20.00 mL 0.100 0 mol/L HCl溶液过程中的pH变化

酸碱中和滴定操作简便、快速，而且具有足够的准确度，因此，在工农业生产和科学研究中具有广泛的应用。

## 资料卡片

### 酸碱指示剂的变色范围

酸碱指示剂是一些有机弱酸或弱碱，它们在溶液中存在电离平衡，其分子与电离出的离子呈现不同的颜色。因此，当pH改变时，分子、离子相对含量的变化会引起溶液颜色的变化。例如，石蕊（以HIn表示）的电离平衡和颜色变化如下：



指示剂的颜色变化是在一定的pH范围内发生的。各种指示剂的变色范围是由实验测得的。几种常用指示剂的变色范围如图3-12所示。

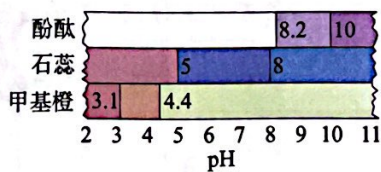


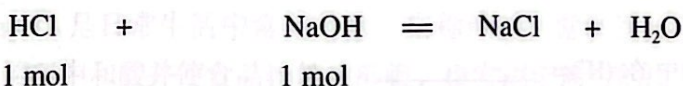
图3-12 几种常用指示剂的变色范围

**【例题】** 用0.103 2 mol/L HCl溶液滴定未知浓度的NaOH溶液，重复三次的实验数据如下表所示。计算待测NaOH溶液中NaOH的物质的量浓度。



实验次数	HCl 溶液的体积 /mL	待测 NaOH 溶液的体积 /mL
1	27.84	25.00
2	27.83	25.00
3	27.85	25.00

【解】 滴定中 HCl 与 NaOH 有如下物质的量的关系：



$$c(\text{HCl}) \cdot V[\text{HCl}(\text{aq})] = c(\text{NaOH}) \cdot V[\text{NaOH}(\text{aq})]$$

$$\text{由此得: } c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V[\text{HCl}(\text{aq})]}{V[\text{NaOH}(\text{aq})]}$$

将第一次滴定所得数据代入，得：

$$c_1(\text{NaOH}) = \frac{0.1032 \text{ mol/L} \times 0.02784 \text{ L}}{0.02500 \text{ L}} = 0.1149 \text{ mol/L}$$

同理可得： $c_2(\text{NaOH}) = 0.1149 \text{ mol/L}$ ， $c_3(\text{NaOH}) = 0.1150 \text{ mol/L}$

$$\begin{aligned} \text{则: } c(\text{NaOH}) &= \frac{0.1149 \text{ mol/L} + 0.1149 \text{ mol/L} + 0.1150 \text{ mol/L}}{3} \\ &= 0.1149 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

答：待测 NaOH 溶液中 NaOH 的物质的量浓度为 0.1149 mol/L。

## 方法导引

### 定性分析与定量分析

我们在研究物质时，常常需要对物质进行定性分析和定量分析。

确定物质的成分，包括元素、无机物所含的离子和有机物所含的官能团等，在化学上叫做定性分析。定性分析主要包括试样的外表观察和准备、初步试验（如焰色试验、灼烧试验和溶解试验等）、阳离子分析和阴离子分析等。

测定物质中元素、离子、官能团等各成分的含量，在化学上叫做定量分析。酸碱中和滴定就是一种重要的定量分析。根据分析方法的不同，定量分析可分为化学分析法和仪器分析法。化学分析法是指依特定的化学反应及其计量关系对物质进行分析的方法；仪器分析法是指利用特定的仪器对物质进行定量分析的方法。根据取样多少，定量分析可分为常量分析、半微量分析、微量分析和超微量分析等。

在定量分析中，实验误差是客观存在的，所以需要对其所得的数据进行处理和评价。例如，在实验中，如果出现误差较大的数据，则需要重新进行实验；在几次实验结果相近的情况下，可计算它们的平均值。

## 练习与应用

- 在氨水中存在的粒子有\_\_\_\_\_；在氯水中存在的粒子有\_\_\_\_\_。
- 在下列溶液中， $c(\text{H}^+)$ 由小到大的排列顺序是\_\_\_\_\_（填序号，下同）；pH由小到大的排列顺序是\_\_\_\_\_。
  - ① 0.1 mol/L HCl 溶液
  - ② 0.1 mol/L  $\text{H}_2\text{SO}_4$  溶液
  - ③ 0.1 mol/L NaOH 溶液
  - ④ 0.1 mol/L  $\text{CH}_3\text{COOH}$  溶液
- (1) 某种酱油的 pH=5，则该酱油中的  $c(\text{H}^+)$ =\_\_\_\_\_。  
 (2) 在常温下，柠檬水的 pH=3，其中的  $c(\text{OH}^-)$  为\_\_\_\_\_（填字母）。
  - a. 0.1 mol/L
  - b.  $1 \times 10^{-3}$  mol/L
  - c.  $1 \times 10^{-7}$  mol/L
  - d.  $1 \times 10^{-11}$  mol/L
- 体积相同、pH 相同的 HCl 溶液和  $\text{CH}_3\text{COOH}$  溶液分别与 NaOH 溶液中和时，二者所消耗 NaOH 的物质的量的关系是\_\_\_\_\_，理由是\_\_\_\_\_。
- 在 48 mL 0.1 mol/L  $\text{HNO}_3$  溶液中加入 12 mL 0.4 mol/L KOH 溶液，所得溶液呈（ ）。
  - A. 弱酸性
  - B. 强酸性
  - C. 碱性
  - D. 中性
- 测量家中一些物品（可自行增减、更换）的 pH，并计算其  $c(\text{H}^+)$ ，填入下表。

物品	醋	酱油	白酒	洗涤灵	“84”消毒液	洗发液	洁厕灵	洗衣液	柔软剂
pH									
$c(\text{H}^+)$									

- 为了研究土壤的酸碱性，某学生做了如下实验：常温下将一定体积的蒸馏水加入一定质量的土壤中，充分搅拌后过滤，测量滤液的 pH；然后向滤液中滴加氨水，边滴加边测量溶液的 pH，实验记录如下：

加入氨水的体积/mL	0	2	4	6	8	10	12	14	16
溶液的 pH	4	4	4	4	6	8	10	10	10

利用上述数据，以加入氨水的体积为横坐标、pH 为纵坐标绘制曲线图，并根据曲线图回答下列问题：

- (1) 所测土壤的酸碱性如何？
- (2) 达到反应终点后所得溶液的 pH 和  $c(\text{OH}^-)$  分别为多少？
- (3) 为使该滤液呈中性，应加入氨水的体积是多少？