

## 阶段重点突破练(四)

### 一、弱电解质的电离平衡及影响因素

1. 下列关于强、弱电解质的叙述中正确的是( )

- A. 强电解质都是离子化合物, 弱电解质都是共价化合物
- B. 强电解质都是可溶性化合物, 弱电解质都是难溶性化合物
- C. 强电解质熔化时都完全电离, 弱电解质在水溶液中部分电离
- D. 强电解质不一定能导电, 弱电解质溶液的导电能力不一定比强电解质弱

答案 D

解析 判断强、弱电解质的根本依据是看电解质在水溶液中是否完全电离, 与其溶解度、浓度大小及水溶液导电能力的强弱无必然联系。共价化合物如 HCl 是强电解质, A 错误; 强、弱电解质与溶解性无关, B 错误; 有些强电解质熔化时不能电离, 如  $\text{H}_2\text{SO}_4$  等, C 错误; 电解质导电是有条件的, 溶液的导电性与溶液中离子浓度和所带的电荷数有关, D 正确。

2. 在 100 mL  $0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  的醋酸溶液中, 欲使醋酸的电离程度增大,  $\text{H}^+$  浓度减小, 可采用的方法是( )

- A. 加热
- B. 加入  $0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  的醋酸溶液 100 mL
- C. 加入少量的  $0.5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  的硫酸
- D. 加入少量的  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  的 NaOH 溶液

答案 D

解析 当外界条件发生改变时, 电离平衡会被破坏, 平衡的移动会导致弱电解质的电离程度改变, 平衡体系中各微粒的浓度发生变化。分析电离平衡的移动, 可以运用勒夏特列原理, 因为电离平衡也是化学平衡的一种。

3. 已知  $0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  的醋酸溶液中存在电离平衡:  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ , 要使溶液

中  $\frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$  值增大, 可以采取的措施是( )

- ①加少量烧碱固体 ②升高温度 ③加少量冰醋酸 ④加水 ⑤加少量醋酸钠固体
- A. ①②
  - B. ②③⑤
  - C. ③④⑤
  - D. ②④

答案 D

解析 ①中加少量 NaOH 固体时,  $\text{H}^+$  与  $\text{OH}^-$  结合生成难电离的  $\text{H}_2\text{O}$ , 使  $\frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$  值减小;

②中  $\text{CH}_3\text{COOH}$  的电离是吸热过程, 升温,  $c(\text{H}^+)$  增大,  $c(\text{CH}_3\text{COOH})$  减小, 故  $\frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$  值

增大；③中加少量无水  $\text{CH}_3\text{COOH}$  时， $c(\text{CH}_3\text{COOH})$  增大量大于  $c(\text{H}^+)$  增大量，致使

$\frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$  值减小；④中加水稀释，电离平衡右移， $n(\text{CH}_3\text{COOH})$  减小， $n(\text{H}^+)$  增大，故

$\frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{n(\text{H}^+)}{n(\text{CH}_3\text{COOH})}$  值增大；⑤加少量醋酸钠固体时，平衡逆向移动， $c(\text{H}^+)$  减小，

$c(\text{CH}_3\text{COOH})$  增大， $\frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$  值减小。

4.  $\text{Al}(\text{OH})_3$  的电离方程式可表示为： $\text{H}^+ + \text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$ 。试根据平衡移动原理，解释下列有关的问题。

(1) 向  $\text{Al}(\text{OH})_3$  沉淀中加入盐酸，沉淀溶解，其原因是\_\_\_\_\_，有关的离子方程式为\_\_\_\_\_。

(2) 向  $\text{Al}(\text{OH})_3$  沉淀中加入苛性钠溶液，沉淀溶解，其原因是\_\_\_\_\_，有关的离子方程式为\_\_\_\_\_。

答案 (1) 加入盐酸，反应消耗了  $\text{OH}^-$ ，使上述平衡正向移动，生成了  $\text{Al}^{3+}$   $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$

(2) 加入  $\text{NaOH}$ ，反应消耗了  $\text{H}^+$ ，使上述平衡逆向移动，生成了  $\text{AlO}_2^-$   $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$

## 二、电离平衡常数及其应用

5. 已知三个数据： $7.2 \times 10^{-4}$ 、 $4.6 \times 10^{-4}$ 、 $4.9 \times 10^{-10}$  分别是下列有关的三种酸的电离常数，若已知下列反应可以发生： $\text{NaCN} + \text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{NaNO}_2$ ， $\text{NaNO}_2 + \text{HF} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{NaF}$ 。由此可判断下列叙述不正确的是( )

- A.  $K(\text{HF}) = 7.2 \times 10^{-4}$
- B.  $K(\text{HNO}_2) = 4.9 \times 10^{-10}$
- C. 三种酸的强弱顺序为  $\text{HF} > \text{HNO}_2 > \text{HCN}$
- D.  $K(\text{HCN}) < K(\text{HNO}_2) < K(\text{HF})$

答案 B

解析 相同温度下，弱电解质的电离常数的大小是比较弱电解质相对强弱的条件之一。根据题中反应可知三种一元弱酸的酸性强弱顺序为  $\text{HF} > \text{HNO}_2 > \text{HCN}$ ，由此可判断： $K(\text{HF}) > K(\text{HNO}_2) > K(\text{HCN})$ ，其对应数据依次为  $K(\text{HF}) = 7.2 \times 10^{-4}$ 、 $K(\text{HNO}_2) = 4.6 \times 10^{-4}$ 、 $K(\text{HCN}) = 4.9 \times 10^{-10}$ 。

6. 已知部分弱酸的电离平衡常数如表所示：

弱酸	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{HClO}$	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{H}_2\text{SO}_3$
电离平衡常数(25 °C)	$K_a = 1.75 \times 10^{-5}$	$K_a = 2.95 \times 10^{-8}$	$K_{a1} = 4.40 \times 10^{-7}$ $K_{a2} = 4.70 \times 10^{-11}$	$K_{a1} = 1.54 \times 10^{-2}$ $K_{a2} = 1.02 \times 10^{-7}$

下列离子方程式正确的是( )

- A. 少量  $\text{CO}_2$  通入  $\text{NaClO}$  溶液中:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{ClO}^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + 2\text{HClO}$   
 B. 少量  $\text{SO}_2$  通入  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  溶液中:  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Ca}^{2+} + 2\text{ClO}^- \rightleftharpoons \text{CaSO}_3 \downarrow + 2\text{HClO}$   
 C. 少量  $\text{SO}_2$  通入  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  溶液中:  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{HCO}_3^-$   
 D. 相同浓度  $\text{NaHCO}_3$  溶液与  $\text{NaHSO}_3$  溶液等体积混合:  $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

答案 C

解析 由表格中电离平衡常数数据可知,  $K_a(\text{HClO}) > K_a(\text{HCO}_3^-)$ , 故  $\text{CO}_2$  通入  $\text{NaClO}$  溶液中生成  $\text{HCO}_3^-$ , A 错误; 向次氯酸钙溶液中通入少量  $\text{SO}_2$  的离子方程式为  $\text{Ca}^{2+} + \text{ClO}^- + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CaSO}_4 \downarrow + \text{Cl}^- + 2\text{H}^+$ , B 错误;  $K_a(\text{HSO}_3^-) > K_a(\text{HCO}_3^-)$ , 故少量  $\text{SO}_2$  通入  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  溶液中生成  $\text{HCO}_3^-$ , C 正确;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  为弱酸, 故  $\text{NaHSO}_3$  在水溶液中主要电离出  $\text{HSO}_3^-$ , 而不是  $\text{SO}_3^{2-}$  和  $\text{H}^+$ , D 错误。

7. 高氯酸、硫酸、盐酸和硝酸都是强酸, 其酸性在水溶液中差别不大。以下是某温度下这四种酸在冰醋酸中的电离常数:

酸	$\text{HClO}_4$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HCl}$	$\text{HNO}_3$
$K_a$	$1.6 \times 10^{-5}$	$6.3 \times 10^{-9}$	$1.6 \times 10^{-9}$	$4.2 \times 10^{-10}$

从表格中数据判断以下说法中不正确的是( )

- A. 在冰醋酸中这四种酸都没有完全电离  
 B. 在冰醋酸中高氯酸是这四种酸中最强的酸  
 C. 在冰醋酸中硫酸的电离方程式为  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$   
 D. 水对于这四种酸的强弱没有区分能力, 但冰醋酸可以区分这四种酸的强弱

答案 C

解析 由电离常数可知这四种酸在冰醋酸中均未完全电离, 酸性最强的是  $\text{HClO}_4$ , 最弱的是  $\text{HNO}_3$ , 由此可知 C 项中的电离方程式应用 “ $\rightleftharpoons$ ” 表示。

8. 下表是几种常见弱酸的电离平衡常数(25 °C)。

酸	电离方程式		电离平衡常数
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$K = 1.75 \times 10^{-5}$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_1 = 4.4 \times 10^{-7}$
	$\text{HCO}_3^-$	$\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$K_2 = 4.7 \times 10^{-11}$
$\text{H}_2\text{S}$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{H}^+ + \text{HS}^-$	$K_1 = 9.1 \times 10^{-8}$
	$\text{HS}^-$	$\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$K_2 = 1.1 \times 10^{-12}$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$K_1 = 7.1 \times 10^{-3}$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$K_2 = 6.3 \times 10^{-8}$
	$\text{HPO}_4^{2-}$	$\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$K_3 = 4.2 \times 10^{-13}$

回答下列各题:

(1)当温度升高时,  $K$  值\_\_\_\_\_ (填“增大”“减小”或“不变”)。

(2)在温度相同时, 各弱酸的  $K$  值不同, 那么  $K$  值的大小与酸性的相对强弱有何关系?

\_\_\_\_\_。

(3)若把  $\text{CH}_3\text{COOH}$ 、 $\text{H}_2\text{CO}_3$ 、 $\text{HCO}_3^-$ 、 $\text{H}_2\text{S}$ 、 $\text{HS}^-$ 、 $\text{H}_3\text{PO}_4$ 、 $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ 、 $\text{HPO}_4^{2-}$  都看作是酸, 其中酸性最强的是\_\_\_\_\_, 最弱的是\_\_\_\_\_。

(4)多元弱酸是分步电离的, 每一步都有相应的电离平衡常数。对于同一种多元弱酸的  $K_1$ 、 $K_2$ 、 $K_3$  之间存在着数量上的规律, 此规律是\_\_\_\_\_, 产生此规律的原因是\_\_\_\_\_。

(5)用食醋浸泡有水垢的水壶, 可以清除其中的水垢, 通过该事实\_\_\_\_\_ (填“能”或“不能”) 比较醋酸与碳酸的酸性强弱, 请设计一个简单的实验验证醋酸与碳酸的酸性强弱。方案:

\_\_\_\_\_。

答案 (1)增大 (2) $K$  值越大, 电离出的氢离子浓度越大, 酸性越强 (3) $\text{H}_3\text{PO}_4$   $\text{HPO}_4^{2-}$

(4) $K_1 > K_2 > K_3$  上一级电离产生的  $\text{H}^+$  对下一级电离有抑制作用

(5)能 向盛有少量  $\text{NaHCO}_3$  溶液的试管中加入适量  $\text{CH}_3\text{COOH}$  溶液, 产生无色气泡, 证明醋酸的酸性大于碳酸

解析 (1)弱电解质的电离吸热, 升高温度能促进电离, 故升高温度,  $K$  值增大。(2) $K$  值越大, 说明电离出的氢离子浓度越大, 该酸越易电离, 酸性越强。(3)因为  $K$  值越大, 酸性越强, 这几种酸中,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  的  $K$  值最大,  $\text{HPO}_4^{2-}$  的  $K$  值最小, 故酸性最强的是  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , 酸性最弱的是  $\text{HPO}_4^{2-}$ 。(4)由表中  $K_1$ 、 $K_2$ 、 $K_3$ , 常数之间约是  $10^5$  倍的关系, 即  $K_1 : K_2 : K_3 \approx 1 : 10^{-5} : 10^{-10}$ , 酸的每级电离都能产生  $\text{H}^+$ , 故上一级电离产生的  $\text{H}^+$  对下一级电离有抑制作用, 使得上一级的电离常数远大于下一级的电离常数。(5)证明醋酸的酸性大于碳酸, 可用  $\text{CH}_3\text{COOH}$  与  $\text{CaCO}_3$  (水垢的主要成分) 或  $\text{NaHCO}_3$  反应产生  $\text{CO}_2$  来证明。

### 三、水的离子积及溶液的酸碱性

9. 室温下, 把  $1 \text{ mL } 0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  的  $\text{H}_2\text{SO}_4$  加水稀释成  $2 \text{ L}$  溶液, 在此溶液中由水电离产生的  $\text{H}^+$ , 其浓度接近于( )

A.  $1 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

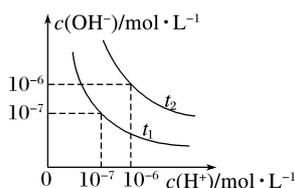
B.  $1 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

C.  $1 \times 10^{-11} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

D.  $1 \times 10^{-10} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

答案 D

10. 已知在  $t_1$ 、 $t_2$  温度下水的电离平衡曲线如图所示, 则下列说法中不正确的是( )



- A.  $t_1 < t_2$   
 B. 一定温度下, 改变水溶液中  $c(\text{H}^+)$  或  $c(\text{OH}^-)$  的浓度,  $K_w$  不会发生变化  
 C.  $t_2$  温度 pH 为 2 的 HCl 溶液中, 水电离出的  $c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$   
 D. 将  $t_1$  温度下  $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  的盐酸稀释, 溶液中所有离子的浓度均相应减小

答案 D

解析  $t_1$  温度下,  $K_w = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$ ,  $t_2$  温度下  $K_w = 10^{-6} \times 10^{-6} = 10^{-12}$ ,  $K_w$  增大, 所以  $t_1 < t_2$ , A 正确;  $K_w$  只与温度有关, B 正确;  $t_2$  温度  $K_w = 10^{-12}$ , 所以 pH = 2 的 HCl 溶液中  $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = \frac{1 \times 10^{-12}}{1 \times 10^{-2}} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1 \times 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , C 正确; 稀释盐酸过程中,  $c(\text{H}^+)$  减小,  $c(\text{OH}^-)$  增大, D 错误。

#### 四、pH 的有关计算

11. 已知在  $100^\circ\text{C}$  的温度下(本题涉及的溶液其温度均为  $100^\circ\text{C}$ ), 水的离子积  $K_w = 1.0 \times 10^{-12}$ 。下列说法中正确的是( )

- A.  $0.05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  的  $\text{H}_2\text{SO}_4$  溶液, pH = 1  
 B.  $0.001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  的 NaOH 溶液, pH = 11  
 C.  $0.005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  的  $\text{H}_2\text{SO}_4$  溶液与  $0.01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  的 NaOH 溶液等体积混合, 混合溶液的 pH 为 6, 溶液显酸性  
 D. 完全中和 pH = 3 的  $\text{H}_2\text{SO}_4$  溶液 50 mL, 需要 pH = 11 的 NaOH 溶液 50 mL

答案 A

解析  $0.05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  的  $\text{H}_2\text{SO}_4$  溶液中  $c(\text{H}^+) = 0.10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , pH = 1, A 正确;  $0.001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  的 NaOH 溶液, pH = 9, B 错误;  $0.005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  的  $\text{H}_2\text{SO}_4$  溶液与  $0.01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  的 NaOH 溶液等体积混合, 混合溶液的 pH 为 6, 溶液显中性, C 错误; 完全中和 pH = 3 的  $\text{H}_2\text{SO}_4$  溶液体积为 50 mL, 需要 pH = 11 的 NaOH 溶液体积为  $\frac{50 \text{ mL} \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0.5 \text{ mL}$ , D 错误。

12. 常温下, 将  $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  NaOH 溶液与  $0.04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  硫酸溶液等体积混合, 所得溶液的 pH 等于( )

- A. 2.0 B. 4.0 C. 10.0 D. 12.0

答案 D

13. 室温时, 下列混合溶液的 pH 一定小于 7 的是( )

- A. pH = 3 的盐酸和 pH = 11 的氨水等体积混合

- B. pH=3 的盐酸和 pH=11 的氢氧化钡溶液等体积混合  
 C. pH=3 的醋酸溶液和 pH=11 的氢氧化钠溶液等体积混合  
 D. pH=3 的硫酸和 pH=11 的氨水等体积混合

答案 C

解析 A 项中氨水过量, pH > 7; B 项中 pH = 7, C 项中 CH<sub>3</sub>COOH 过量, pH < 7; D 项中氨水过量, pH > 7。

### 五、酸碱中和滴定

14. (2020·山西省长治市月考)下列实验中, 由于错误操作导致实验结果一定偏高的是( )

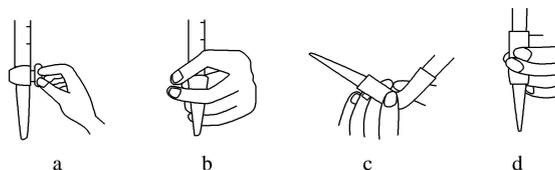
- A. 用容量瓶配制一定物质的量浓度的溶液, 定容时仰视刻度线, 所配溶液的浓度  
 B. 滴定时盛放待测液的锥形瓶没有干燥, 所测得待测液的浓度  
 C. 用标准氢氧化钠溶液滴定未知浓度的醋酸溶液, 选甲基橙作指示剂, 所测得醋酸溶液的浓度  
 D. 滴定管(装标准溶液)滴定前尖嘴处有气泡, 滴定后无气泡, 所测得待测液的浓度

答案 D

解析 配制溶液时, 在定容时仰视液面会导致所配溶液体积偏大, 导致溶液浓度偏小; 滴定时盛放待测液的锥形瓶没有干燥, 不影响溶质的量, 对测量结果无影响; 甲基橙变色的范围是 3.1 ~ 4.4, 所以用甲基橙作指示剂, 当达到滴定终点时溶液呈酸性, 消耗的氢氧化钠溶液偏少, 所测得的醋酸溶液浓度偏低; 滴定管(装标准溶液)滴定前尖嘴处有气泡, 滴定后无气泡, 会导致量取液体的体积偏大, 导致测得待测液的浓度偏高。

15. (2020·长春市月考)葡萄酒中 SO<sub>2</sub> 最大使用量为 0.25 g·L<sup>-1</sup>, 取 300.00 mL 葡萄酒, 通过适当的方法使所含 SO<sub>2</sub> 全部逸出并用 H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 将其全部氧化为 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 然后用 0.090 0 mol·L<sup>-1</sup> NaOH 标准溶液进行滴定。

(1) 滴定前排气泡时, 应选择下图中的\_\_\_\_\_ (填字母)。



(2) 若用 50 mL 滴定管进行实验, 当滴定管中的液面在刻度“10”处, 则管内液体的体积\_\_\_\_\_ (填序号)。

a. =10 mL    b. =40 mL    c. <10 mL    d. >40 mL

(3) 上述滴定实验中, 可选择\_\_\_\_\_ 为指示剂, 选择该指示剂时如何判断反应到达滴定终点\_\_\_\_\_。

(4) 滴定终点读数时俯视刻度线, 则测量结果比实际值\_\_\_\_\_ (填“偏高”“偏低”或“无影响”)。

答案 (1)c (2)d (3)酚酞 当加入最后一滴标准溶液后, 溶液恰好变浅红色, 且在半分钟内

无变化，说明到达滴定终点 (4)偏低

解析 (1)在碱式滴定管中盛装 NaOH 标准溶液，用图 c 操作排气泡；(2)滴定管的零刻度在上部，50 mL 以下仍旧有液体，则滴定管中盛有的液体体积大于 40 mL，答案为 d；(3)标准液为 NaOH 时，可用酚酞作指示剂，现象由无色变为浅红色，颜色变化明显，便于判断滴定终点；当加入最后一滴标准溶液后，溶液恰好变浅红色，且在半分钟内无变化，说明到达滴定终点；(4)滴定终点读数时俯视刻度线，体积读数小于实际体积数值，计算的 NaOH 溶液的体积偏小，待测液的物质的量不变，体积读数正确，则待测液的浓度偏低。