

微专题5 滴定分析

目录索引

专题精讲

专题精练



专题精讲

一、酸碱中和滴定

1. 滴定原理

利用酸碱中和反应,用已知浓度的酸(或碱)来测定未知浓度的碱(或酸)的实验方法。以标准HCl溶液滴定待测的NaOH溶液,待测的NaOH溶液的物质的量浓度为 $c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})}$ 。

2. 实验操作与仪器的选择

(1) 试剂: 酸和碱

(2) 常见酸碱指示剂的变色范围

指示剂	变色范围和 pH
石蕊	$5.0 \quad 8.0$ 红色 紫色 蓝色
甲基橙	$3.1 \quad 4.4$ 红色 橙色 黄色
酚酞	$8.2 \quad 10.0$ 无色 浅红色 红色

(3) 滴定终点

滴入最后半滴标准液,指示剂变色,且在半分钟内不恢复原来的颜色,停止滴定,并记录标准溶液的体积。

(4) 数据处理和误差分析

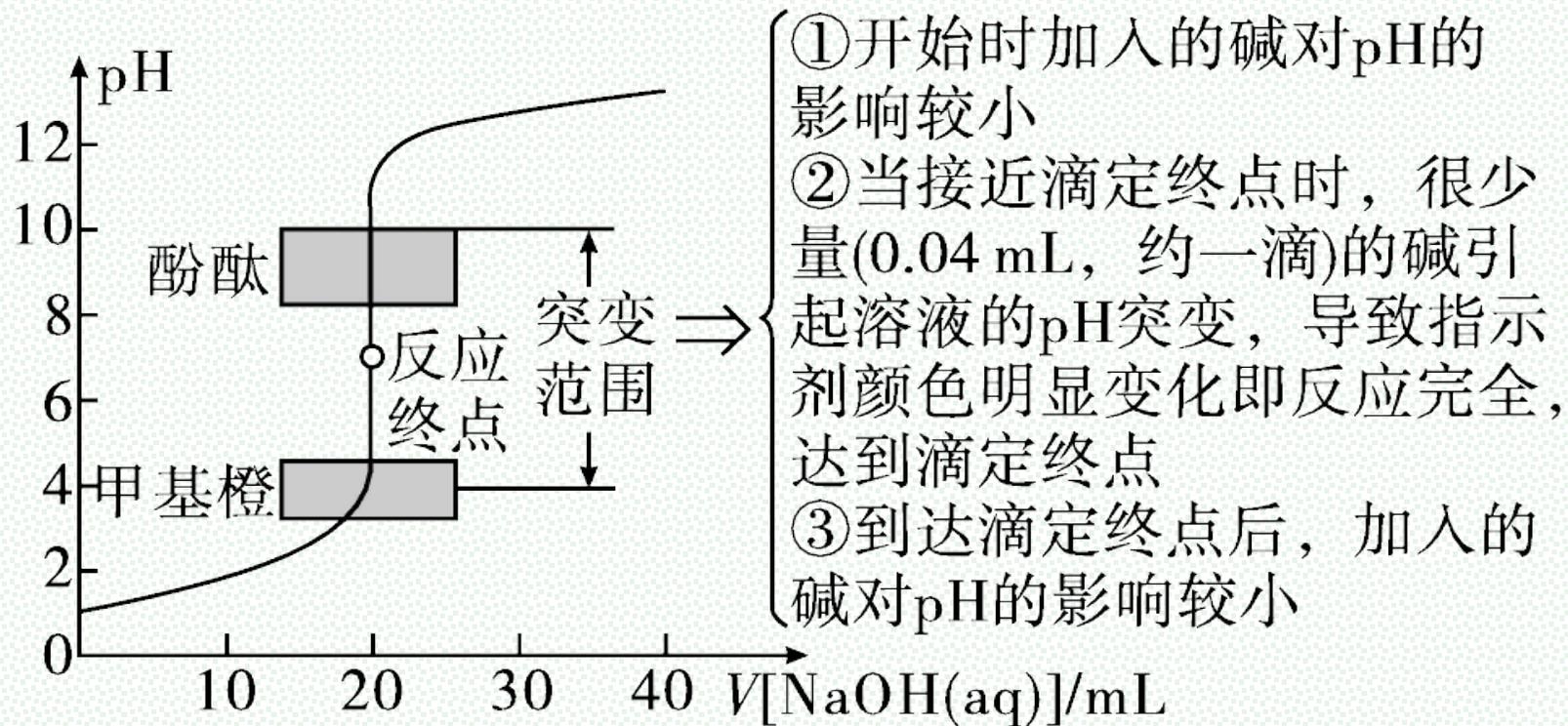
①按上述操作重复2~3次,根据每次所用标准液的体积计算待测液的物质的量浓度,最后求出待测液的物质的量浓度的平均值。

②分析依据: $c_B = \frac{c_A \cdot V_A}{V_B}$ (V_B 表示准确量取的待测液的体积、 c_A 表示标准溶液的浓度)。

若 V_A 偏大 $\Rightarrow c_B$ 偏大;若 V_A 偏小 $\Rightarrow c_B$ 偏小。

(5) 滴定示例

以 $0.1000 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ NaOH溶液滴定 20.00 mL $0.1000 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 盐酸为例



二、氧化还原滴定

1. 滴定原理

以氧化剂(或还原剂)为滴定剂,直接滴定一些具有还原性(或氧化性)的物质。

2. 滴定试剂

(1)常见的用于滴定的氧化剂有 KMnO_4 、 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 等。

(2)常见的用于滴定的还原剂有亚铁盐、草酸、维生素C等。

(3)指示剂:氧化还原滴定所用指示剂可归纳为三类,

①氧化还原指示剂;

②专用指示剂,如在碘量法滴定中,可溶性淀粉溶液遇碘变蓝;

③自身指示剂,如高锰酸钾标准溶液滴定草酸时,滴定终点为溶液由无色变为浅红色。

(4) 滴定终点颜色变化

滴定方式	还原剂 滴定 KMnO_4	KMnO_4 滴定 还原剂	I_2 滴定 还原剂	还原剂 滴定 I_2	铁盐 滴定 还原剂	还原剂 滴定 铁盐
指示剂	KMnO_4	KMnO_4	淀粉	淀粉	KSCN	KSCN
终点时 颜色 变化	粉(浅) 红色→ 无色	无色→ 粉(浅) 红色	无色→ 蓝色	蓝色→ 无色	溶液变 红色	红色 消失

3. 滴定示例

(1) 酸性KMnO₄溶液滴定H₂C₂O₄溶液

原理	$2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \longrightarrow 10\text{CO}_2\uparrow + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$
指示剂	酸性 KMnO ₄ 溶液本身有颜色,不用另外选择指示剂
终点判断	当滴入最后半滴酸性 KMnO ₄ 溶液后,溶液由无色变浅红色,且半分钟内不褪色,说明到达滴定终点

(2) Na₂S₂O₃溶液滴定碘液

原理	$2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + 2\text{NaI}$
指示剂	用淀粉溶液作指示剂
终点判断	当滴入最后半滴Na ₂ S ₂ O ₃ 溶液后,溶液的蓝色褪去,且半分钟内不恢复原色,说明到达滴定终点

三、沉淀滴定

1.含义:沉淀滴定是利用沉淀反应进行滴定、测量分析的方法,生成沉淀的反应很多,但符合条件的却很少,实际上应用最多的是银量法,即利用 Ag^+ 与卤素离子的反应来测定 Cl^- 、 Br^- 、 I^- 的浓度。

2.原理:沉淀滴定所用的指示剂本身就是一种沉淀剂,滴定剂与被滴定物反应的生成物的溶解度要比滴定剂与指示剂反应的生成物的溶解度小,否则不能用这种指示剂。如用 AgNO_3 溶液测定溶液中 Cl^- 的含量时,常以 CrO_4^{2-} 为指示剂,这是因为 AgCl 比 Ag_2CrO_4 更难溶。

3.实例

滴定内容	指示剂	终点颜色变化	解题策略
用标准AgNO ₃ 溶液滴定含Cl ⁻ 的溶液	K ₂ CrO ₄ 溶液	出现砖红色沉淀 (Ag ₂ CrO ₄ 为砖红色沉淀)	利用沉淀的先后顺序判断滴定终点并利用反应物与生成物间的数量关系进行计算

四、滴定曲线分析

1. 分析步骤

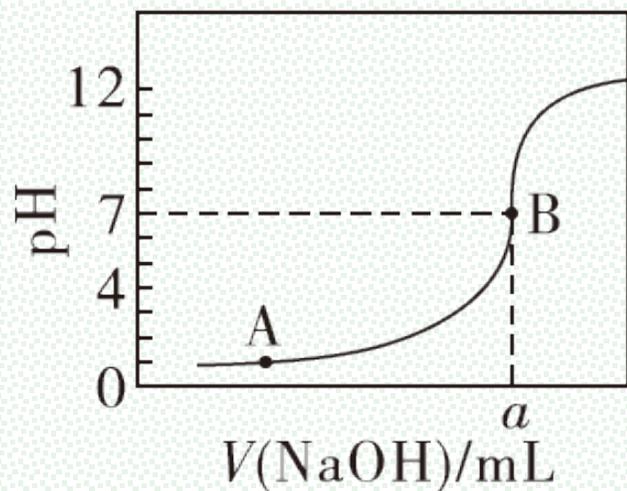
首先看纵坐标,搞清楚是酸加入碱中,还是碱加入酸中;其次看起点,起点可以看出酸性或碱性的强弱;再次找滴定终点和 $\text{pH}=7$ 的点,判断滴定终点的酸碱性;最后分析其他的特殊点(如滴定一半点,过量一半点等),分析酸、碱过量情况。

2. 滴定过程中的定量关系

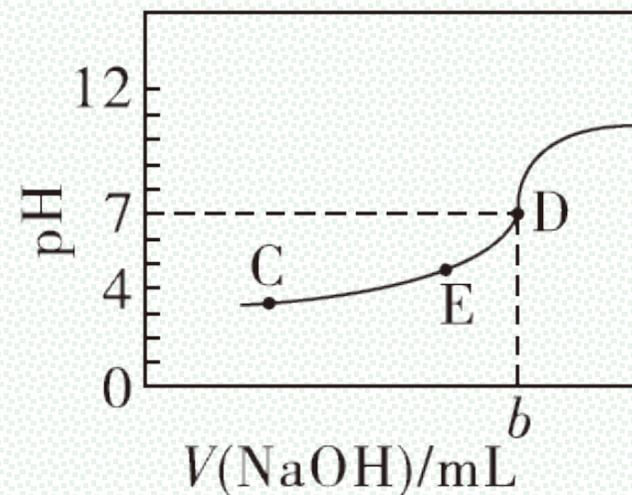
- (1) 电荷守恒关系在任何时候均存在;
- (2) 物料守恒可以根据加入酸的物质的量和加入碱的物质的量进行确定。

3.实例

常温下,用 $0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ NaOH溶液分别滴定 $20.00 \text{ mL } 0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ HCl溶液(图甲)和 $20.00 \text{ mL } 0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ CH_3COOH 溶液(图乙),得到如图所示两条滴定曲线。



甲



乙

The background features a light green dotted pattern. It is decorated with several geometric elements: thin black diagonal lines, small dark green triangles, and larger triangles in yellow, red, and cyan. A central white rectangular box with a double green border contains the main text.

专题精练

1.(2023·江苏南京模拟)实验室常用基准物质 $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 标定 KMnO_4 溶液的浓度。将 $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 溶液置于锥形瓶中,并加入稀硫酸,反应时温度不宜过高。为提高初始速率,常滴加几滴 MnSO_4 溶液。下列说法错误的是()

A.应选用碱式滴定管量取 $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 溶液

B.加 MnSO_4 溶液的作用是作催化剂

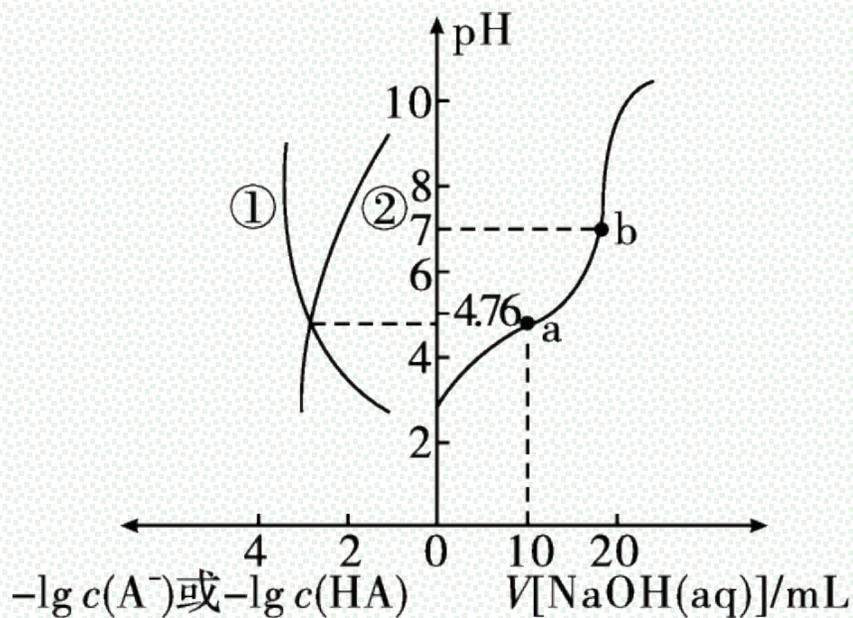
C.若溶液温度过高、酸性过强,生成的草酸易分解,将导致结果偏高

D.已知 $4\text{MnO}_4^- + 12\text{H}^+ = 4\text{Mn}^{2+} + 5\text{O}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$,若初期滴加过快、温度过高,发生该反应,将导致结果偏高

答案 D

解析 $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 为强碱弱酸盐,溶液呈碱性,会腐蚀玻璃,所以应选用碱式滴定管量取 $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 溶液,A正确;为提高初始速率,常滴加几滴 MnSO_4 溶液,则表明 MnSO_4 能加快反应速率,从而说明 MnSO_4 溶液的作用是做催化剂,B正确;若溶液温度过高、酸性过强,生成的草酸易分解,从而导致滴定所用 $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 的体积偏大, KMnO_4 溶液的浓度测定值偏高,C正确;若初期滴加过快、温度过高,将发生反应 $4\text{MnO}_4^- + 12\text{H}^+ = 4\text{Mn}^{2+} + 5\text{O}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$,从而使滴定所用 $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 的体积偏小, KMnO_4 溶液的浓度测定结果偏低,D错误。

2.25 °C时,用 $0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ NaOH溶液滴定 20.00 mL $0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ HA溶液,体系中 $-\lg c(\text{A}^-)$ 、 $-\lg c(\text{HA})$ 、NaOH溶液的体积与溶液pH的关系如图所示。下列说法正确的是(**B**)



- A.图中曲线①表示 $-\lg c(\text{A}^-)$ 与pH的关系
- B.25 °C时,HA的电离平衡常数的数量级为 10^{-5}
- C.a点溶液中, $c(\text{H}^+)+c(\text{HA})=c(\text{A}^-)+c(\text{OH}^-)$
- D.b点时, $V[\text{NaOH}(\text{aq})]=20 \text{ mL}$

解析 随着 $V[\text{NaOH}(\text{aq})]$ 的增大,溶液pH增大, $c(\text{A}^-)$ 也增大,故 $-\lg(\text{A}^-)$ 减小,故曲线②表示 $-\lg c(\text{A}^-)$ 与pH的关系,曲线①表示 $-\lg c(\text{HA})$ 与pH的关系,A错误;如图所示,pH=4.76时, $-\lg c(\text{A}^-)=-\lg c(\text{HA})$, $c(\text{A}^-)=c(\text{HA})$,HA的电离平衡常数 $K=\frac{c(\text{A}^-)\cdot c(\text{H}^+)}{c(\text{HA})}=c(\text{H}^+)=1.0\times 10^{-4.76}$,则HA的电离平衡常数 K 的数量级为 10^{-5} ,B正确; a点, $V[\text{NaOH}(\text{aq})]=10\text{ mL}$,此时溶液中 $n(\text{HA})=n(\text{NaA})$,根据物料守恒得 $2c(\text{Na}^+)=c(\text{A}^-)+c(\text{HA})$,根据电荷守恒得 $c(\text{Na}^+)+c(\text{H}^+)=c(\text{A}^-)+c(\text{OH}^-)$,两个守恒式联立可得, $c(\text{HA})+2c(\text{H}^+)=c(\text{A}^-)+2c(\text{OH}^-)$,C错误;由B选项可知,HA为弱酸,b点时,溶液pH=7,若 $V[\text{NaOH}(\text{aq})]=20\text{ mL}$,所得溶液为NaA溶液,溶液显碱性,故b点时, $V[\text{NaOH}(\text{aq})]<20\text{ mL}$,D错误。

以上内容仅为本文档的试下载部分，为可阅读页数的一半内容。如要下载或阅读全文，请访问：
<https://d.book118.com/835140342221011342>