

2 版随堂练习

§3.3 盐类的水解

第2课时 影响盐类水解的主要因素
盐类水解反应的利用

- 1.D 2.D
-
- 3.D

提示:明矾中的 Al^{3+} 在水溶液中水解使溶液呈酸性,能加快 NaHCO_3 放出 CO_2 的速率,本质上是发生了双水解反应。

- 4.C
-
- 5.(1)< (2)> (3)>

6. Mg^{2+} 易发生水解反应生成 $\text{Mg}(\text{OH})_2$,在配制 MgCl_2 溶液时,先加入少量盐酸,再加水稀释,便可抑制 MgCl_2 的水解

3 版同步测试

A 卷(基础巩固)

一、选择题

- 1.D 2.A 3.C 4.D 5.B
-
- 6.B

提示:氯化铵为强电解质,完全电离后产生大量的 NH_4^+ ,而一水合氨为弱电解质,因此只有少量的 $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$ 产生,A 选项正确。在水中加入酸和碱都抑制水的电离,但 HCl 是强电解质,全部电离,而氨水不能全部电离,故浓度相同时, HCl 对水的电离抑制作用大,B 选项不正确。盐酸和氨水混合后恰好完全反应,但因生成的盐为强酸弱碱盐,水解呈酸性,部分 OH^- 与 NH_4^+ 结合生成 $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$,故 $c(\text{H}^+)=c(\text{OH}^-)+c(\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O})$,C 选项正确。氨水和氯化铵混合后,因等浓度的氨水的电离程度大于铵离子的水解程度,因此溶液呈碱性,D 选项正确。

7.A

8.D

提示:由图象可知,c 点溶液中 $c(\text{H}^+)=c(\text{OH}^-)$,溶液显中性,A 选项错误;b 点溶液显弱酸性,所以 CO_3^{2-} 不能大量存在,B 选项错误;a 点溶液中 $c(\text{H}^+)=c(\text{OH}^-)$,溶液中电荷守恒为: $c(\text{Na}^+)+c(\text{H}^+)=c(\text{CH}_3\text{COO}^-)+c(\text{OH}^-)$,所以该溶液中的离子浓度大小为 $c(\text{Na}^+)=c(\text{CH}_3\text{COO}^-)>c(\text{OH}^-)=c(\text{H}^+)$,C 选项错误;d 点表示等浓度、等体积的 $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$ 和 NH_4Cl 混合溶液,溶液中的电荷守恒为 $c(\text{H}^+)+c(\text{NH}_4^+)=c(\text{Cl}^-)+c(\text{OH}^-)$,物料守恒为 $c(\text{NH}_4^+)+c(\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O})=2c(\text{Cl}^-)$,所以溶液中的离子浓度存在如下关系: $c(\text{NH}_4^+)+2c(\text{H}^+)=2c(\text{OH}^-)+c(\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O})$,D 选项正确。

二、填空题

9.(1)> 根据电荷守恒有 $c(\text{Na}^+)+c(\text{H}^+)=c(\text{CN}^-)+c(\text{OH}^-)$,溶液呈碱性,则 $c(\text{H}^+)<c(\text{OH}^-)$,所以 $c(\text{Na}^+)>c(\text{CN}^-)$

(2) $c(\text{CH}_3\text{COO}^-)>c(\text{Na}^+)>c(\text{H}^+)>c(\text{OH}^-)$

提示: $\text{HA}+\text{NaOH}=\text{NaA}+\text{H}_2\text{O}$,最终所得的是 HA 和 NaA 的等物质的量浓度的混合液。

(1) HCN 和 NaCN 的混合溶液呈碱性,说明 $c(\text{H}^+)<c(\text{OH}^-)$,可由溶液呈电中性推得结论。(2) CH_3COOH 和 CH_3COONa 的混合溶液呈酸性,说明 $c(\text{OH}^-)<c(\text{H}^+)$,同样根据溶液电中性可推得结论。

10.(1) NaOH NaNO_2 HNO_3

NH_4NO_3

(2)1:1

(3) $c(\text{Na}^+)>c(\text{NO}_2^-)>c(\text{OH}^-)>c(\text{H}^+)$

(4)硝酸电离出的 H^+ 抑制了水的电离, NH_4^+ 结合水电离出的 OH^- 促进了水的电离

提示:(1)根据给出的元素: H 、 N 、 O 、 Na ,其中由三种元素组成的强电解质有强碱(NaOH)、强酸(HNO_3)、盐(NaNO_3 、 NaNO_2 、 NH_4NO_3 、 NH_4NO_2)。A 的水溶液显碱性,只可能是 NaOH 和 NaNO_2 ,B 的水溶液显酸性,可能是 HNO_3 和 NH_4NO_3 。强酸、强碱都能抑制水的电离,而易水解的盐则促进水的电离。故 A_1 、 A_2 、 B_1 、 B_2 四种物质分别为 NaOH 、 NaNO_2 、 HNO_3 和 NH_4NO_3 。

(3) NaNO_2 为强碱弱酸盐,其水溶液显碱性,故各离子浓度为 $c(\text{Na}^+)>c(\text{NO}_2^-)>c(\text{OH}^-)>c(\text{H}^+)$ 。

(4) HNO_3 电离出的 H^+ 会抑制 H_2O 的电离,而 NH_4NO_3 中 NH_4^+ 的水解会促进水的电离,故 B_1 溶液(HNO_3 溶液)中水的电离程度小于 B_2 溶液(NH_4NO_3 溶液)中水的电离程度。

11.(1)氯化铁溶液的浓度 溶液的温度

(2)

步骤 编号	实验操作	预期现象和结论
①	在上述溶液中通入 HCl 气体	上述溶液颜色变浅,说明加入酸使平衡左移,酸抑制氯化铁水解
②	用量筒取 10mL 1mol/L 氯化铁于烧杯中,用 pH 计测出 pH 值;另取蒸馏水加入其中,稀释至 100mL,充分搅拌,再用 pH 计测出 pH 值	前后测得 pH 值之差小于 1。说明加水稀释后平衡右移,生成更多的 H^+ ,故增大氯化铁浓度,不利其水解
③	在试管中加入 2mL 1mol/L 氯化铁,观察溶液颜色,加热一段时间后观察	加热后溶液颜色变深,说明升温促进氯化铁水解,生成更多的氢氧化铁胶体

提示:(1)影响盐类水解的因素有:溶液的浓度、溶液的温度和溶液的酸碱性。

(2)①向溶液中通入氯化氢气体,氯化氢溶于水后,氯化氢电离出自由移动的氢离子,即酸的浓度增大,如果溶液颜色变浅,说明加入酸后能抑制氯化铁水解。②用量筒量取 10mL 1mol/L 氯化铁于烧杯中,用 pH 计测出 pH 值。另取蒸馏水加入其中,稀释至 100mL,充分搅拌,再用 pH 计测出 pH 值,如果前后

测得 pH 值之差小于 1。说明加水稀释后平衡右移,生成更多的 H^+ 。故增大氯化铁浓度,不利其水解。③给溶液加热,观察溶液颜色的变化,如果溶液颜色变深,说明升高温度能促进氯化铁的水解,生成更多的氢氧化铁。

B 卷(名师推荐)

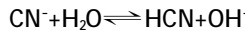
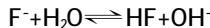
一、选择题

1.A

提示:在 CH_3COONa 溶液中存在 $\text{CH}_3\text{COO}^-+\text{H}_2\text{O}\rightleftharpoons\text{CH}_3\text{COOH}+\text{OH}^-$ 。向溶液中加入少量水解呈酸性的 NH_4NO_3 固体或 FeCl_3 固体时,都会促进平衡向右移动,则 $c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ 减小;加入少量水解呈碱性的 Na_2CO_3 固体时,会抑制 CH_3COO^- 的水解,则 $c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ 增大,综上所述,A 选项正确。

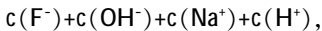
2.C

提示:首先根据 K_a 大小确定 HF 、 HCN 的酸性强弱: $\text{HF}>\text{HCN}$ 。 NaF 和 NaCN 在溶液中都能发生水解反应:

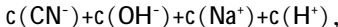


根据盐类水解规律,推出 NaCN 的水解程度大于 NaF 的水解程度,则 NaCN 溶液碱性较强, NaF 溶液中的 $c(\text{OH}^-)<\text{NaCN}$ 溶液中的 $c(\text{OH}^-)$ 。 Na^+ 不参与反应,两溶液的 $c(\text{Na}^+)$ 相等。根据 $K_w=c(\text{OH}^-)\cdot c(\text{H}^+)$,推出 NaF 溶液中的 $c(\text{H}^+)>\text{NaCN}$ 溶液中的 $c(\text{H}^+)$ 。

NaF 溶液中离子总数目为:



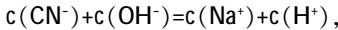
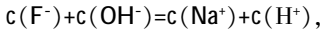
NaCN 溶液中离子总数目为:



每个算式中有三个变量,直接比较

无法实现。

根据溶液中的电荷守恒发现:



NaF 溶液中离子总数目表示为:

$2[c(\text{Na}^+)+c(\text{H}^+)]$, NaCN 溶液中离子总数目: $2[c(\text{Na}^+)+c(\text{H}^+)]$, $c(\text{Na}^+)$ 相等,通过比较 $c(\text{H}^+)$ 大小即可得出答案。

二、填空题

3.(1) HA 为弱酸, A^- 在水溶液中可发生水解: $\text{A}^-+\text{H}_2\text{O}\rightleftharpoons\text{HA}+\text{OH}^-$

(2)大于

(3) 9.9×10^{-7} 1×10^{-8}

提示:(1) NaA 溶液的 $\text{pH}=8$,表明 HA 是弱酸, NaA 在水溶液中能够发生水解反应,离子方程式为 $\text{A}^-+\text{H}_2\text{O}\rightleftharpoons\text{HA}+\text{OH}^-$ 。

(2)从定性角度讲, NaA 水解促进水的电离, NaOH 抑制水的电离,因此在相同条件下, NaA 溶液中由水电离出的 $c(\text{H}^+)$ 大于 NaOH 溶液中由水电离出的 $c(\text{H}^+)$ 。

(3)根据电荷守恒关系: $c(\text{Na}^+)+c(\text{H}^+)=c(\text{A}^-)+c(\text{OH}^-)$,推出 $c(\text{Na}^+)-c(\text{A}^-)=c(\text{OH}^-)-c(\text{H}^+)=1\times 10^{-4}\text{mol/L}-1\times 10^{-8}\text{mol/L}=9.9\times 10^{-7}\text{mol/L}$ 。根据质子守恒得: $c(\text{OH}^-)=c(\text{H}^+)+c(\text{HA})$,则 $c(\text{OH}^-)-c(\text{HA})=c(\text{H}^+)=1\times 10^{-8}\text{mol/L}$ 。

第 9 期参考答案

2 版随堂练习

§3.2 水的电离和溶液的酸碱性
第1课时 水的电离

1.A

2.D

提示:由题给信息知,温度越高,水的离子积常数越大,即水的电离程度越大,说明温度升高,水的电离平衡正向移动,说明水的电离为吸热过程。注意任何温度下,纯水电离生成的 $c(\text{H}^+)=c(\text{OH}^-)$ 。

3.B

提示:加入酸(或强酸的酸式盐)或碱都抑制水的电离,故 A、D 选项均错误,加入 Na^+ 不影响水的电离平衡,加入 CH_3COO^- ,由于 CH_3COO^- 与 H^+ 结合形成弱电解质而促进水的电离,使水的电离平衡向右移动。

第2课时 溶液的酸碱性 with pH

1.B

2.C

3.(1)1 $1.0\times 10^{-13}\text{mol/L}$

(2) $2.0\times 10^{-7}\text{mol/L}$ $8.0\times 10^{-11}\text{mol/L}$

NaF 溶液中 $c(\text{H}^+)=0.05\text{mol/L}$ H_2SO_4 溶液中 $c(\text{H}^+)=0.1\text{mol/L}$,则 $\text{pH}=1.0$ 。 0.05mol/L $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 溶液中 $c(\text{OH}^-)=0.1\text{mol/L}$,则 $c(\text{H}^+)=1.0\times 10^{-13}\text{mol/L}$ 。纯水中 $c(\text{OH}^-)=c(\text{H}^+)=2.0\times 10^{-7}\text{mol/L}$ 。滴入稀盐酸,使 $c(\text{H}^+)=5.0\times 10^{-4}\text{mol/L}$,由 $K_w=c(\text{H}^+)\cdot c(\text{OH}^-)$ 可知,溶液中 $c(\text{OH}^-)=8.0\times 10^{-11}\text{mol/L}$,由水电离产生的 $c(\text{H}^+)=c(\text{OH}^-)=8.0\times 10^{-11}\text{mol/L}$ 。

3 版同步测试

A 卷(基础巩固)

一、选择题

1.A

2.B

提示:一定温度下,纯水显示中性,但是水的 pH 不一定等于 7,A 选项错误;加热促进水的电离,电离平衡正向移动, K_w 增大,氢离子浓度增大, pH 减小,B 选项正确;加入醋酸钠固体,电离出的醋酸根离子可以和水电离出的氢离子结合,平衡正向移动, $c(\text{H}^+)$ 减小,C 选项错误;加入少量稀硫酸,增加了氢离子浓度,平衡逆向移动,但是水的离子积不变,D 选项错误。

3.B

提示: $c(\text{OH}^-)=\frac{10^{-12}}{1\times 10^{-7}}=1\times 10^{-5}\text{mol/L}$,因 $c(\text{H}^+)<c(\text{OH}^-)$,故溶液显碱性。

4.A

提示:若该温度下水的离子积常数为 K_w (这里没有说是 25°C),则在 0.01mol/L NaOH 溶液中,由水电离出的 $c(\text{H}^+)$

水 $=c(\text{H}^+)_{\text{总}}=\frac{K_w}{c(\text{OH}^-)_{\text{总}}}=\frac{K_w}{0.01}\text{mol/L}$ 。在 0.01mol/L HCl 溶液中,由水电离出的 $c(\text{H}^+)_{\text{水}}=c(\text{OH}^-)_{\text{水}}=c(\text{OH}^-)_{\text{总}}=\frac{K_w}{0.01}\text{mol/L}$ 。

5.D

提示:将 pH 试纸用蒸馏水湿润后,去测定某溶液的 pH ,若该溶液为中性,则 pH 不变;若该溶液为酸性,则 pH 偏高;若该溶液为碱性,则 pH 偏低。

6.D

提示:①加热,平衡正向移动,但仍有 $c(\text{H}^+)=c(\text{OH}^-)$;②⑤能促进水的电离,但溶液均呈碱性;③⑥能抑制水的电离;④因 NH_4^+ 能与水电离产生的 OH^- 结合生成弱电解质 $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$,从而,促进了水的电离,且使溶液呈酸性。

7.B

提示:水的离子积 $K_w=c(\text{H}^+)\cdot c(\text{OH}^-)$,化学上的“常温”指 25°C ,在常温下溶液中的 $\text{pH}+\text{pOH}=14$,水的离子积为 $K_w=1\times 10^{-14}$ 。人的体温是 37°C ,水的电离为吸热过程,电离出的氢离子、氢氧根离子浓度大, $K_w=c(\text{H}^+)\cdot c(\text{OH}^-)>1\times 10^{-14}$, $\text{pH}+\text{pOH}<14$, $\text{pH}=7.3$ 的溶液 $\text{pOH}<14-7.3<6.7$ 。

8.D

提示:由水电离的氢离子的浓度为 $1\times 10^{-12}\text{mol/L}$,说明溶液的 pH 可能为 2 或 12,当为 2 时,为强酸性溶液, HCO_3^- 、 HS^- 、 HPO_4^{2-} 等离子在该溶液中不能大量共存,加入铝片后一定能产生氢气;当为 12 时,为强碱性溶液, HCO_3^- 、 HS^- 、 HPO_4^{2-} 等离子在该溶液中不能大量共存,加入铝片后一定能产生氢气。当为强酸性溶液时,溶质可能是酸,还可能是强酸的酸式盐。

9.D

提示:水中 $K_w=c(\text{H}^+)\cdot c(\text{OH}^-)$,升高温度促进水电离,则水中离子积常数增大,所以 $T_3>T_2>T_1$,A 选项正确;B、D、E 处氢离子浓度相等,所以 $\text{pH}(\text{B})=\text{pH}(\text{D})=\text{pH}(\text{E})$,B 选项正确;水的离子积常数只受温度的影响,温度升高, K_w 增大,图中五点 K_w 间的关系: $\text{E}>\text{D}>\text{A}=\text{B}=\text{C}$,C 选项正确;C 点氢氧根离子浓度大于氢离子浓度,可能是显碱性的盐溶液,D 选项错误。

二、填空题

10.

条件	水的电离平衡移动方向	$c(\text{H}^+)$ 变化情况	$c(\text{OH}^-)$ 变化情况	$c(\text{H}^+)$ 与 $c(\text{OH}^-)$ 的大小关系
加热	正移	增大	增大	$c(\text{H}^+)=c(\text{OH}^-)$
通入 HCl	逆移	增大	减小	$c(\text{H}^+)>c(\text{OH}^-)$
加少量 NaOH	逆移	减小	增大	$c(\text{H}^+)<c(\text{OH}^-)$
加少量 NaCl	不移	不变	不变	$c(\text{H}^+)=c(\text{OH}^-)$

11. I. (1) 1×10^{-13}

(2)12

II. (1) $2\text{H}_2\text{SO}_4\rightleftharpoons\text{H}_3\text{SO}_4^++\text{HSO}_4^-$ 大 (2) HSO_4^- 混合液中存在 H_2SO_4 和 HNO_3 各自的电离平衡,因纯硫酸的导电性强于纯 HNO_3 ,故其电离程度大,产生的 HSO_4^- 多于 NO_3^-

提示: I. (1) $K_w=c(\text{H}^+)\cdot c(\text{OH}^-)=10^{-a}\cdot 10^{-b}=10^{-(a+b)}=1\times 10^{-13}$ 。

(2)稀释后, $c(\text{OH}^-)=\frac{0.1\times 0.4}{0.4}\text{mol/L}=0.1\text{mol/L}$,则 $c(\text{H}^+)=\frac{10^{-13}}{10^{-1}}\text{mol/L}=10^{-12}$

mol/L ,故 $\text{pH}=12$ 。

II. (1)根据 H_2O 的自身电离: $2\text{H}_2\text{O}\rightleftharpoons\text{H}_3\text{O}^++\text{OH}^-$,可写出 H_2SO_4 自身电离方程式: $2\text{H}_2\text{SO}_4\rightleftharpoons\text{H}_3\text{SO}_4^++\text{HSO}_4^-$,因为纯 H_2SO_4 的导电能力大于纯水的导电能力,所以纯 H_2SO_4 比水更易电离,故 $K(\text{H}_2\text{SO}_4)=c(\text{H}_3\text{SO}_4^+)\cdot c(\text{HSO}_4^-)$ 比 $K(\text{H}_2\text{O})=c(\text{H}^+)\cdot c(\text{OH}^-)$ 要大。(2)因为纯 H_2SO_4 的导电能力强于纯 HNO_3 ,说明 H_2SO_4 比 HNO_3 更易电离, H_2SO_4 中电离出的自由移动的离子的浓度更大,浓度最大的阴离子应来源于 H_2SO_4 电离出的 HSO_4^- 。

三、计算题

12.(1)7.4

(2)12.8

提示:(1) $c(\text{D}^+)=c(\text{OD}^-)=\sqrt{1.6\times 10^{-15}}=\sqrt{16\times 10^{-16}}=4\times 10^{-8}\text{mol/L}$, $\text{pD}=-\lg c(\text{D}^+)=-\lg(4\times 10^{-8})\approx 7.4$ 。

(2) $\text{pD}=-\lg c(\text{D}^+)=-\lg\frac{1.6\times 10^{-15}}{0.01}=-\lg(16\times 10^{-14})\approx 12.8$ 。

B 卷(名师推荐)

一、选择题

1.D

2.B

提示:根据自偶电离的规律“一个分子失去 H^+ ,另一个得到 H^+ ”,得 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 在自偶电离后得到 $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$ 和 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+$;由液氨的离子积常数 $K_w=c(\text{NH}_4^+)\cdot c(\text{NH}_2^-)=1.0\times 10^{-28}$,只能得出 $c(\text{NH}_4^+)=c(\text{NH}_2^-)=1.0\times 10^{-14}\text{mol/L}$,而液氨的浓度无法确定; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+$ 可以看作是 H^+ ,所以乙醇中与 pH 相当的 $\text{pC}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+=-\lg c(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+)$;由 pOH 公式可推知 $\text{pC}_2\text{H}_5\text{O}^-=-\lg 10^{15}=15$ 。

二、填空题

3.(1)> 温度越高,水的电离程度越大,所以 $t_1^\circ\text{C}$ 时水的离子积常数大于 25°C 时水的离子积常数

(2)1000:1

提示:(1) $25<t_1<t_2$,升高温度,会促进水的电离, $c(\text{H}^+)=c(\text{OH}^-)>1\times 10^{-7}$,所以 $K_w>1\times 10^{-14}$ 。(2) Na_2SO_4 溶液中 $c(\text{Na}^+)=2\times 5\times 10^{-4}=1\times 10^{-3}\text{mol/L}$,稀释 10 倍后, $c(\text{Na}^+)=1\times 10^{-4}\text{mol/L}$,此时溶液为中性, $c(\text{OH}^-)=1\times 10^{-7}\text{mol/L}$,所以 $c(\text{Na}^+)\cdot c(\text{OH}^-)=10^{-4}\text{mol/L}\cdot 10^{-7}\text{mol/L}=1000:1$ 。



2 版随堂练习

§3.2水的电离和溶液的酸碱性 第3课时 pH的应用

1.C

2.B

提示:量取25.00mL KMnO₄溶液,精确到0.01mL,A、D选项不正确;KMnO₄应用酸式滴定管量取,因为KMnO₄能氧化碱式滴定管的橡胶管。

3.A

4.B

5.D

6.(1)由无色变成粉红色且半分钟内不变色

(2)25.40

(3)ABC

提示:(1)该小组的同学用酚酞作指示剂,滴定终点时颜色的变化是由无色变成粉红色且半分钟内不变色。(2)由图可判断出滴定管中液面的读数为25.40mL。(3)第一次实验中记录消耗NaOH溶液的体积偏多,误差偏大。滴定前滴定管尖嘴处有气泡,滴定后消失,使消耗NaOH溶液的体积增大,A选项可能;滴定管装液前未用标准溶液润湿,使消耗NaOH溶液的体积增大,B选项可能;锥形瓶用白醋润洗,锥形瓶中残留白醋,需要消耗更多的NaOH溶液,C选项可能;NaOH标准溶液保存时间过长变质后易生成Na₂CO₃,但变质前后消耗醋酸的量是相同的,且变质后对后两次操作也会产生影响,后两次消耗NaOH溶液的体积应与第一次接近,D选项不可能。注意,若题中是“用含Na₂CO₃杂质的NaOH固体配制已知浓度的标准溶液来滴定未知溶度的醋酸”则所测结果会偏大。



3 版同步测试

A卷(基础巩固)

一、选择题

1.B

2.A

3.D

4.D

提示:配制溶液时,将NaOH溶液转移到容量瓶中需要用玻璃棒引流,图示操作不合理,A选项错误;托盘天平精确度为0.1g,无法称取0.1575g H₂C₂O₄·2H₂O固体,且砝码和药品颠倒,应该遵循“左物右码”原则,B选项错误;检查碱式滴定管是否漏水的方法为:向滴定管内注

满标准液或者清水,观察是否有液体从滴定管的尖嘴处漏出,若有则滴定管漏液,若无则滴定管不漏液,图示操作为赶气泡,不是查漏,C选项错误;氢氧化钠呈碱性,用碱式滴定管盛装,图示滴定管为碱式滴定管,能够达到实验目的,D选项正确。

5.D

提示:A选项中碱式滴定管不能盛强氧化性溶液;B选项中量筒规格太大,读数时误差太大,应选用10mL量筒;C选项中托盘天平只能称出25.2g NaCl,D选项中可用100mL容量瓶配制100mL 0.1mol/L的盐酸,然后取80mL使用,因为没有80mL容量瓶。

6.D

提示:根据“所得混合溶液的pH=11”可知,混合后溶液呈碱性,c(OH⁻)=10⁻³mol/L,因此,设强碱、强酸的体积分别为x、y,则由题意可得

$$\frac{10^{-1} \cdot x - 10^{-2} \cdot y}{x+y} = 10^{-3}, \text{解得 } x:y=1:9.$$

7.C

提示:c(OH⁻)= $\frac{0.1\text{mol/L} \times 0.05 \times 10^{-3}\text{L}}{50 \times 10^{-3}\text{L}}$
=1×10⁻⁴mol/L,pH=10。

二、填空题

8.(1)偏低 (2)偏低 (3)偏高

(4)偏低 (5)偏高 (6)偏高

提示:中和滴定误差分析的依据:
 $c_{\text{待}}=k \frac{c_{\text{标}} \cdot V_{\text{标}}}{V_{\text{待}}}$,根据V_标的偏大或偏小判断c_待是偏高还是偏低。

9.(1)胶头滴管 1000mL容量瓶

(2)红 无

(3)0 25.90

(4)0.1044

(5)偏低

提示:(1)配制一定物质的量浓度的溶液需要的玻璃仪器有容量瓶、量筒、烧杯、玻璃棒和胶头滴管。(3)读数时要注意:滴定管的0刻度在最上方;要精确到0.01mL。(4)三次用去盐酸的体积分别为:第一次为26.11mL,第二次为28.74mL,第三次为26.09mL。第二次测量结果偏大,应舍去。第一、三次所消耗盐酸的体积平均值为26.10mL,故25.00mL×c(NaOH)=26.10mL×0.1000mol/L,解得c(NaOH)=0.1044mol/L。(5)若酸式滴定管尖嘴部分滴定前无气泡,滴定终了有气泡,则会导致所读取盐酸的体积偏小,计算出氢氧化钠溶液的浓度将偏低。

10.(1)淀粉溶液

(2)偏大

(3)蓝 无 0.01mol/L(计算过程略)

提示:(1)氯气氧化碘离子生成碘单质,碘单质能使淀粉溶液变蓝色,故应选用淀粉溶液作指示剂。

(2)盛装标准液的滴定管未用标准液润洗,导致标准液浓度偏低,所用标准液体积偏大,使测得的Cl₂的浓度偏大。

(3)滴入KI溶液与Cl₂反应生成的碘单质能使淀粉溶液变蓝色,用Na₂S₂O₃溶液滴定I₂变为I⁻,故滴定终点时溶液会由蓝色变为无色。计算Cl₂的物质的量浓度时应依据关系I₂~2Na₂S₂O₃~Cl₂,列式c(Cl₂)= $\frac{1}{2} \times \frac{0.02\text{L} \times 0.01\text{mol/L}}{0.01\text{L}}$
=0.01mol/L。

B卷(名师推荐)

一、选择题

1.A

提示:根据反应式知,n(H⁺)=2n(Ca²⁺),V=200mL,c(H⁺)=0.01mol/L,pH=2.0。

2.D

提示:由题意可知,
n(NaOH)=x·10^{a-17}mol,n(HCl)=y·10^{-(b+3)}mol,所以n(NaOH):n(HCl)
= $\frac{x \cdot 10^{a-17}}{y \cdot 10^{-(b+3)}} = \frac{x}{y} \times 10^{a+b-14}$ 。

若x=y,且a+b=14,则n(NaOH)=n(HCl),二者恰好完全反应,pH=7;

若10x=y,且a+b=13,则n(NaOH):n(HCl)=1:100,pH<7;

若ax=by,且a+b=13,则n(NaOH):n(HCl)= $\frac{b}{10a}$,因为a>7,b<7,则有

n(NaOH)<n(HCl),可得pH<7;

若x=10y,且a+b=14,则n(NaOH):n(HCl)=10>1,NaOH过量,pH>7。

二、填空题

3.(1)NaOH 盐酸 滴定起点pH=1,为酸性溶液

(2)(15,7)

(3)0.1 15

提示:(1)曲线a的pH逐渐增大,因此是在酸溶液中加入碱;曲线b的pH逐渐减小,应该是在碱溶液中加入酸。

(2)P点发生pH突变,故是滴定终点,纵坐标是7。

(3)由曲线a可知,未滴加氢氧化钠溶液时,盐酸的pH=1,故盐酸的物质的量浓度为0.1mol/L。同理可知氢氧化钠溶液的浓度为0.1mol/L。由曲线b可知,在用盐酸滴定NaOH溶液达到终点时,存在c(酸)·V(酸)=c(碱)·V(碱)。因此NaOH溶液的体积V(碱)= $\frac{c(\text{酸}) \cdot V(\text{酸})}{c(\text{碱})}$,即V(碱)=

$$\frac{0.1\text{mol/L} \times 15\text{mL}}{0.1\text{mol/L}} = 15\text{mL}.$$

第 11 期参考答案



2 版随堂练习

§3.3 盐类的水解 第1课时 盐类水解的本质

1.C

2.D

3.A

提示:盐类水解有水参加转化成相应的弱酸和OH⁻或弱碱和H⁺(H₃O⁺),符合条件的只有A选项,而B选项和C选项为电离,D选项为Cl₂与H₂O反应的离子方程式。

4.C

提示:如果弱酸、弱碱的电离程度相当,生成的盐的水溶液呈中性,如CH₃COONH₄溶液呈中性,故A错误;含有弱酸根盐的水溶液不一定呈碱性,如NaHSO₃溶液呈酸性,故B错误;酸和碱反应生成的盐溶液的酸碱性取决于酸和碱的相对强弱,谁强显谁性是水解的规律,故C正确;强酸与强碱反应生成的盐的水溶液不一定呈中性,例如NaHSO₄溶液显酸性,故D错误。

5.(1)F⁻+H₂O \rightleftharpoons HF+OH⁻

(2)HCO₃⁻+H₂O \rightleftharpoons H₂CO₃+OH⁻

(3)Cu²⁺+2H₂O \rightleftharpoons Cu(OH)₂+2H⁺



3 版同步测试

一、选择题

1.D

2.B

提示:盐的电离是完全电离,不存在电离平衡,A选项错误;弱酸根离子或者弱碱根离子结合了水电离的氢离子或者氢氧根离子,导致水的电离平衡破坏,B选项正确;常温下弱酸弱碱盐溶液中,若是水解后溶液中的氢离子浓度等于氢氧根离子的浓度,则溶液pH等于7,C选项错误;盐的水解反应是吸热反应,溶液温度会降低,D选项错误。

3.C

4.B

提示:硫离子是多元弱酸阴离子分步水解,S²⁻+H₂O \rightleftharpoons HS⁻+OH⁻,HS⁻+H₂O \rightleftharpoons H₂S+OH⁻,故A错误;多数弱碱阳离子也是分步水解的,但以总反应式表示,所以铁离子的水解方程式为Fe³⁺+3H₂O \rightleftharpoons Fe(OH)₃+3H⁺,故B正确;C选项为电离方程式;硫氢根离子的水解方程式为HS⁻+H₂O \rightleftharpoons OH⁻+H₂S,水解

程度微弱不能生成气体,故D错误。

5.B

提示:酸或碱抑制水的电离,能水解的盐促进水的电离,NaOH溶液中由水电离出的c(OH⁻)=10⁻⁹mol/L,CH₃COONa溶液中水电离出的c(OH⁻)=10⁻⁵mol/L,因此a=10⁻⁴b。

6.C

提示:A选项中,H⁺与ClO⁻不能大量共存;B选项中,HCO₃⁻与H⁺不能大量共存;D选项中,Al³⁺水解显酸性,CO₃²⁻水解为碱性,二者水解相互促进而不能大量共存。

7.C

提示:NH₄Cl和(NH₄)₂SO₄水解都呈酸性,NH₄HCO₃水解呈碱性,水解较微弱,而NH₄HSO₄是酸式盐,HSO₄⁻完全电离,酸性最强,pH最小。

8.C

提示:根据广义的水解定义,参与反应的物质与水分别水解成两部分,再重新组合,水水解成的两部分为H⁺和OH⁻,故PCl₃的水解产物之一必定含有氧元素,C选项错误。

二、填空题

9.(1)酸 NaHSO₄ \rightleftharpoons Na⁺+H⁺+SO₄²⁻

(2)碱 HCO₃⁻+H₂O \rightleftharpoons H₂CO₃+OH⁻

(3)酸 Al³⁺+3H₂O \rightleftharpoons Al(OH)₃+3H⁺

(4)酸 H₂S \rightleftharpoons HS⁻+H⁺,HS⁻ \rightleftharpoons H⁺+S²⁻

10.(1)S²⁻、SO₃²⁻、AlO₂⁻、HCO₃⁻

(2)NH₄⁺、Al³⁺、Fe³⁺

(3)Na⁺、SO₄²⁻、Cl⁻

(4)HCO₃⁻

11.(1)用蘸有待测溶液的玻璃棒点在试纸的中部,试纸变色后,与标准比色卡对照

(2)CO₃²⁻+H₂O \rightleftharpoons HCO₃⁻+OH⁻、HCO₃⁻+H₂O \rightleftharpoons H₂CO₃+OH⁻ 13

(3)向纯碱溶液中滴入酚酞,溶液显红色;若再向该溶液中滴入过量氯化钙溶液,产生白色沉淀,且溶液的红色褪去,说明纯碱溶液呈碱性是由CO₃²⁻引起的

提示:该纯碱溶液呈碱性的原因是CO₃²⁻的水解,在常温条件下,若完全水解该溶液pH为13,水解是微弱的,则pH的范围一定介于7至13之间;简单的实验方案:想办法使溶液中的CO₃²⁻减少。

12.(1)Na₂CO₃ Ba(OH)₂ HCl AgNO₃ Al₂(SO₄)₃

(2)①Ba(OH)₂ \rightleftharpoons Ba²⁺+2OH⁻
②Al³⁺+3H₂O \rightleftharpoons Al(OH)₃+3H⁺
(3)CO₂ Al(OH)₃

提示:据题意,A、B溶液呈碱性,可能为碱或强碱弱酸盐,可能为Na₂CO₃、NaOH、Ba(OH)₂,C、D、E溶液呈酸性,可能为酸或强酸弱碱盐,可能为HCl、HNO₃、H₂SO₄、Al(NO₃)₃、AgNO₃、Al₂(SO₄)₃;由A溶液与E溶液反应既有气体又有沉淀产生,且与C溶液反应只有气体产生,可知A为Na₂CO₃,C是酸,E是铝盐;D溶液与另外四种溶液反应都能产生沉淀,则D为AgNO₃;C只能与D反应产生沉淀,则C为HCl,由各种离子不重复,得B为Ba(OH)₂,E为Al₂(SO₄)₃。

B卷(名师推荐)

一、选择题

1.B

提示:向水中加入酸或碱会抑制水的电离,而加入含有弱酸根阴离子或弱碱阳离子的盐后,因发生盐类水解,会促进水的电离,使水的电离程度增大。

2.A

提示:六种溶液中,①④溶液水解显酸性,pH<7;②不水解,pH=7;③电离出的H⁺,显强酸性,pH<7;⑤⑥水解显碱性,pH>7。①④比较,前者c(NH₄⁺)大,水解生成的c(H⁺)大,pH更小,所以①<④。①③比较,后者电离出的c(H⁺)比前者水解产生的c(H⁺)大,pH小,故③<①。⑤⑥比较,H₂CO₃酸性比醋酸弱,故Na₂CO₃水解程度大,生成的c(OH⁻)越大,pH越大,⑤>⑥。综上pH由小到大的顺序为③①④②⑥⑤。

二、填空题

3.(1)7 酸为二元强酸,碱为一元强碱 13

(2)R⁻+H₂O \rightleftharpoons HR+OH⁻

提示:(1)A为强酸(H₂A),B为强碱[B(OH)_m],且a+b=14,二者等体积混合时,酸碱恰好完全反应,溶液呈中性;根据电荷守恒有nc(Aⁿ⁻)=mc(B^{m+}),若c(B^{m+})>c(Aⁿ⁻),则n>m,推知H₂A可能是二元强酸,B(OH)_m可能是一元强碱;pH=a的强酸c(H⁺)=10^{-a},pH=b的强碱c(OH⁻)=10^{-14+b},强酸和强碱按体积比1:10混合后溶液呈中性,则有:1×10^{-a}=10×10^{-14+b}=10^{-13+b},解得a+b=13。

(2)混合后溶液呈酸性,说明HR过量,HR为弱酸,混合后溶液中R⁻必然发生水解:R⁻+H₂O \rightleftharpoons HR+OH⁻。