

Gabarito: Ácidos e Bases

Renan Romariz e Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



Problemas

PROBLEMA 1. D

3F01

1. NH_3 : Pode doar o par de elétrons livre do nitrogênio então atua bem como **base**
2. HBr : Doador de prótons (H^+) portanto atua como **ácido**
3. KOH : Libera íon hidróxido (OH^-) portanto atua como **base**
4. H_2SO_3 : Doador de prótons (H^+) portanto atua como **ácido**
5. $\text{Ca}(\text{OH})_2$: Libera íon hidróxido (OH^-) portanto atua como **base**

PROBLEMA 2. E

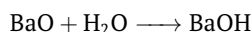
3F02

H_2SeO_4 : Doador de prótons (H^+) portanto atua como **ácido** PH_3 : Pode doar o par de elétrons livre do fósforo então atua bem como **base** HCOOH : Ácido fórmico, doador de prótons (H^+) portanto atua como **ácido** CsOH : Libera íon hidróxido (OH^-) portanto atua como **base** HIO_4 : Doador de prótons (H^+) portanto atua como **ácido**

PROBLEMA 3. C

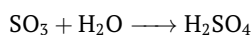
3F03

1. BaO : reagindo com água:



Formamos uma base, portanto é um **óxido básico**.

2. SO_3 : reagindo com água:



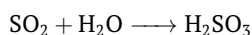
Formamos um ácido, portanto é um **óxido ácido**.

3. As_2O_3 : Por ser um óxido formado por um elemento próximo aos ametais (na faixa de transição entre os metais e ametais) ele apresenta características comum aos dois, portanto pode reagir tanto com base quanto com ácido, sendo classificado como **óxido anfotérico**
4. Bi_2O_3 : Por ser um óxido formado por um elemento próximo aos ametais (na faixa de transição entre os metais e ametais) ele apresenta características comum aos dois, portanto pode reagir tanto com base quanto com ácido, sendo classificado como **óxido anfotérico**

PROBLEMA 4. C

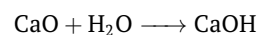
3F04

1. SO_2 reagindo com água:



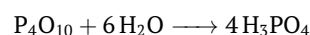
Formamos um ácido, portanto é um **óxido ácido**.

2. CaO reagindo com água:



Formamos uma base, portanto é um **óxido básico**.

3. P_4O_{10} reagindo com água:



Formamos um ácido, portanto é um **óxido ácido**. (No caso do fósforo o número de mols de água pode influenciar no grau de hidratação do ácido formado, foi usado como exemplo a formação do ácido ortofosfórico, mais conhecido apenas como ácido fosfórico).

4. Al_2O_3 : Por ser um óxido formado por um elemento próximo aos ametais (na faixa de transição entre os metais e ametais) ele apresenta características comum aos dois, portanto pode reagir tanto com base quanto com ácido, sendo classificado como **óxido anfotérico**

PROBLEMA 5. D

3F05

Adição de fenoftaleína: $\begin{cases} \text{incolor} \rightarrow \text{solução ácida} \\ \text{rosa} \rightarrow \text{solução básica} \end{cases}$

Condutividade: $\begin{cases} \text{alta condutividade} \rightarrow \text{eletrólitos fortes} \\ \text{baixa condutividade} \rightarrow \text{eletrólitos fracos} \\ \text{não conduz} \rightarrow \text{compostos moleculares} \end{cases}$

Pela análise do enunciado, vemos que temos uma solução ácida formada por eletrólitos fracos (quando comparados ao NaCl , eletrólito forte), portanto um possível composto seria um ácido fraco, analisando as opções, só pode ser o CH_3COOH .

PROBLEMA 6. B

3F06

Adição de fenoftaleína: $\begin{cases} \text{incolor} \rightarrow \text{solução ácida} \\ \text{rosa} \rightarrow \text{solução básica} \end{cases}$

Condutividade: $\begin{cases} \text{alta condutividade} \rightarrow \text{eletrólitos fortes} \\ \text{baixa condutividade} \rightarrow \text{eletrólitos fracos} \\ \text{não conduz} \rightarrow \text{compostos moleculares} \end{cases}$

Como conduz tanta eletricidade quanto NaCl (eletrólito forte) temos que a solução é formada por eletrólitos fortes e a informação da fenoftaleína nos diz ser uma solução básica, portanto um possível composto presente na solução seria uma base forte, analisando as opções, só pode ser NaOH

PROBLEMA 7. D

3F07

1. **Correta**. A água recebe H^+ doado pelo NH_4I caracterizando uma reação ácido base de Bronsted-Lowry
2. **Correta**. I^- recebe H^+ doado pelo NH_4^+ que se encontra ligado ao iodo na forma de NH_4I caracterizando uma reação ácido base de Bronsted-Lowry

3. **Incorreta.** Apesar de ser uma reação ácido base, esta não se encaixa na teoria de Bronsted-Lowry pois não há doação ou recebimento de H^+ e sim de elétrons, se encaixando apenas na teoria de Lewis
4. **Correta.** NH_2^- recebe o H^+ doado pelo NH_4^+ formando ao final dois mols de NH_3

PROBLEMA 8. C 3F08

1. **Incorreta.** Esta reação não se encaixa como ácido base de Bronsted-Lowry pois não há doação ou recebimento de H^+
2. **Incorreta.** A reação que ocorre é a precipitação de $AgCl$, H^+ não é doado, ele apenas se liga ao íon nitrato pois eles são os íons espectadores restantes em solução.
3. **Correta.** O íon HCO_3^- doa H^+ para NH_3 caracterizando uma reação ácido base de Bronsted-Lowry
4. **Correta.** o íon H^+ é doado para o íon S^{2-} do composto Na_2S formando o íon HS^- , caracterizando uma reação ácido base de Bronsted-Lowry

PROBLEMA 9. A 3F09

Para descobrir a base conjugada de OH^- este íon precisa atuar como ácido, podemos facilitar esse processo pensando na definição de Bronsted-Lowry e dizer que para atuar como ácido, OH^- precisa doar prótons, dessa forma, basta retirar um próton de OH^- ficando com O^{2-}

PROBLEMA 10. C 3F10

Para descobrir o ácido conjugado de HPO_4^{2-} este íon precisa atuar como base, podemos facilitar esse processo pensando na definição de Bronsted-Lowry e dizer que para atuar como base, HPO_4^{2-} precisa receber prótons, dessa forma, basta adicionar um próton a HPO_4^{2-} ficando com $H_2PO_4^-$

PROBLEMA 11. B 3F11

Para descobrir a base conjugada de NH_3 este íon precisa atuar como ácido, podemos facilitar esse processo pensando na definição de Bronsted-Lowry e dizer que para atuar como ácido, NH_3 precisa doar prótons, dessa forma, basta retirar um próton de NH_3 ficando com NH_2^-

PROBLEMA 12. D 3F12

Para descobrir o ácido conjugado de H_2SO_3 este íon precisa atuar como base, podemos facilitar esse processo pensando na definição de Bronsted-Lowry e dizer que para atuar como base, H_2SO_3 precisa receber prótons, dessa forma, basta adicionar um próton a H_2SO_3 ficando com $H_3SO_3^+$

PROBLEMA 13. C 3F13

1. NH_3 : Pode doar o par de elétrons livre do nitrogênio então atua bem como **base**
2. BF_3 : Não possui par de elétrons livre para compartilhar, então diminui o caráter básico, favorecendo o **ácido**
3. Ag^+ : Cátion, portanto é deficiente de elétrons, então pode receber elétrons, favorecendo o caráter **ácido**
4. F^- : Ânion, portanto tem excesso de elétrons, então pode doar elétrons, favorecendo o caráter **básico**
5. H^- : Ânion, portanto tem excesso de elétrons, então pode doar elétrons, favorecendo o caráter **básico**

PROBLEMA 14. D 3F14

1. SO_2 : Enxofre aceita par de elétrons do oxigênio da água para reagir com ela formando H_2SO_3 portanto é um **ácido** de lewis
2. I^- : Ânion, portanto possui excesso de elétrons, então pode doar elétrons, favorecendo o caráter **básico**
3. CH_3S^- : Ânion, portanto possui excesso de elétrons, então pode doar elétrons, favorecendo o caráter **básico**
4. NH_2^- : Ânion, portanto possui excesso de elétrons, então pode doar elétrons, favorecendo o caráter **básico**
5. NO_2 : Nitrogênio aceita o par de elétrons do oxigênio da água para reagir com ela formando HNO_3 e HNO_2 , portanto é um **ácido** de lewis.

PROBLEMA 15. A 3F15

Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{OH^-} = n_{H^+}$$

$$(0,015 \text{ mol L}^{-1})(20 \text{ mL}) = (c_{H^+})(15 \text{ mL})$$

$$c_{H^+} = c_{HCl} = 0,02 \text{ mol L}^{-1}$$

PROBLEMA 16. E 3F16

Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{OH^-} = n_{H^+}$$

$$(c_{OH^-})(15 \text{ mL}) = (0,23 \text{ mol L}^{-1})(17,4 \text{ mL})$$

$$c_{OH^-} = c_{NaOH} = 0,2668 \text{ mol L}^{-1}$$

PROBLEMA 17. B 3F17

Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{OH^-} = n_{H^+}$$

$$(c_{OH^-})(25 \text{ mL}) = (0,15 \text{ mol L}^{-1})(12 \text{ mL})$$

$$c_{OH^-} = 0,072 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\frac{c_{OH^-}}{2} = c_{Ca(OH)_2}$$

$$c_{Ca(OH)_2} = 0,036 \text{ mol L}^{-1} = 36 \text{ mmol L}^{-1}$$

PROBLEMA 18. A

3F18

Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$(0,3 \text{ mol L}^{-1})(30 \text{ mL}) = (c_{\text{H}^+})(25 \text{ mL})$$

$$c_{\text{H}^+} = 0,36 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\frac{c_{\text{H}^+}}{2} = c_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}$$

$$c_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0,18 \text{ mol L}^{-1}$$

PROBLEMA 19. A

3F19

Cálculo do número de mols de hidróxido de bário $\text{Ba}(\text{OH})_2$:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{9,7 \text{ g}}{171,3 \text{ g mol}^{-1}} = 57 \text{ mmol}$$

Cálculo da concentração da solução de hidróxido de bário:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = \frac{57 \text{ mmol}}{250 \text{ mL}} = 0,228 \text{ mol L}^{-1}$$

Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$2 \cdot (0,228 \text{ mol L}^{-1})(11,56 \text{ mL}) = (c_{\text{H}^+})(25 \text{ mL})$$

Multiplicamos por 2 pois cada hidróxido de bário libera 2 hidroxilas

$$c_{\text{H}^+} = c_{\text{HNO}_3} = 0,21 \text{ mol L}^{-1}$$

PROBLEMA 20. D

3F20

Cálculo da nova concentração de KOH: Conservando número de mols:

$$n_i = n_f$$

$$(3 \text{ mol L}^{-1})(10 \text{ mL}) = (c_{\text{KOH}})(250 \text{ mL})$$

$$c_{\text{KOH}} = 0,12 \text{ mol L}^{-1}$$

Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$(0,12 \text{ mol L}^{-1})(38,5 \text{ mL}) = (c_{\text{H}^+})(10 \text{ mL})$$

$$c_{\text{H}^+} = 0,462 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\frac{c_{\text{H}^+}}{3} = c_{\text{H}_3\text{PO}_4}$$

$$c_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,154 \text{ mol L}^{-1}$$

PROBLEMA 21. D

3F21

Cálculo do número de mols de carbonato de sódio Na_2CO_3

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{0,832 \text{ g}}{106 \text{ g mol}^{-1}} = 7,85 \text{ mmol}$$

Cálculo da concentração da solução preparada:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{7,85 \text{ mmol}}{100 \text{ mL}} = 0,0785 \text{ mol L}^{-1}$$

A partir da análise dos íons em solução, vemos que o H^+ reage com CO_3^{2-} para formar o H_2O e CO_2 (produtos da decomposição do ácido carbônico H_2CO_3) compostos neutros, portanto podemos fazer um balanço de cargas:

$$\sum \text{cátions} \cdot q \cdot n = \sum \text{ânions} \cdot q \cdot n$$

$$n_{\text{H}^+} = 2 \cdot n_{\text{CO}_3^{2-}}$$

$$(c_{\text{diluída}})(31,25 \text{ mL}) = 2 \cdot (0,0785 \text{ mol L}^{-1})(25 \text{ mL})$$

$$c_{\text{diluída}} = 0,1256 \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo da concentração da solução concentrada: Conservando o número de mols:

$$n_i = n_f$$

$$(c_{\text{concentrada}})(10 \text{ mL}) = (0,1256 \text{ mol L}^{-1})(1000 \text{ mL})$$

$$c_{\text{concentrada}} = 12,56 \text{ mol L}^{-1}$$

PROBLEMA 22. C

3F22

Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$(0,1 \text{ mol L}^{-1})(17,54 \text{ mL}) = n_{\text{H}^+}$$

$$n_{\text{H}^+} = 1,754 \text{ mmol}$$

Pela estequiometria do composto H_2SO_4 :

$$\frac{n_{\text{H}^+}}{2} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_s}{1} = 0,877 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de enxofre:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,877 \text{ mmol})(32 \text{ g mol}^{-1}) = 28,064 \text{ mg}$$

Cálculo da fração mássica de enxofre:

$$\%_{m,s} = \frac{m_s}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{m,s} = \frac{28,064 \times 10^{-3} \text{ g}}{8,54 \text{ g}} = 0,33\%$$

PROBLEMA 23. E 3F23

Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$(0,75 \text{ mol L}^{-1})(68,8 \text{ mL}) = n_{\text{H}^+}$$

$$n_{\text{H}^+} = 51,6 \text{ mmol}$$

Assumindo que seja um ácido monoprótico:

$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{HX}} = 51,6 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa molar:

$$M = \frac{m}{n}$$

$$M = \frac{3,25 \text{ g}}{51,6 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 63 \text{ g mol}^{-1}$$

PROBLEMA 24. C 3F24

Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$(0,115 \text{ mol L}^{-1})(29 \text{ mL}) = n_{\text{H}^+}$$

$$n_{\text{H}^+} = 3,335 \text{ mmol}$$

Como o ácido é diprótico

$$\frac{n_{\text{H}^+}}{2} = n_{\text{H}_2\text{X}} = 1,6675 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa molar:

$$M = \frac{m}{n}$$

$$M = \frac{0,204 \text{ g}}{1,6675 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 122 \text{ g mol}^{-1}$$

PROBLEMA 25. D 3F43

A partir da análise dos íons em solução, vemos que o H^+ reage com CO_3^{2-} para formar o H_2O e CO_2 (produtos da decomposição do ácido carbônico H_2CO_3) compostos neutros, além disso o excesso de H^+ reage com OH^- para formar H_2O composto neutro, portanto podemos calcular o número de mols de carbonato a partir de um balanço de carga.

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{OH}^-} + 2 \cdot n_{\text{CO}_3^{2-}}$$

$$(0,1 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL}) = (0,1 \text{ mol L}^{-1})(25 \text{ mL}) + 2 \cdot n_{\text{CO}_3^{2-}}$$

$$n_{\text{CO}_3^{2-}} = 1,25 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa molar do carbonato:

$$M = \frac{m}{n}$$

$$M = \frac{125 \text{ mg}}{1,25 \text{ mmol}} = 100 \text{ g mol}^{-1}$$

Analisando as opções, só pode ser o CaCO_3

PROBLEMA 26. D 3F44

Podemos resolver essa questão fazendo um balanço geral de OH^- e H^+ considerando a quantidade que cada ácido e base libera:

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}} + 2 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$(0,2 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL}) = (0,1 \text{ mol L}^{-1})(12 \text{ mL}) + 2 \cdot (c_{\text{H}_2\text{SO}_4})(100 \text{ mL})$$

$$c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,044 \text{ mol L}^{-1} = 44 \text{ mmol L}^{-1}$$

PROBLEMA 27. A 3F25

EDTA é usado na titulometria de complexação e reage 1:1 com cátions, portanto podemos escrever a seguinte relação: Pela estequiometria:

$$n_{\text{EDTA}} = n_{\text{Mg}^{2+}}$$

$$(0,05 \text{ mol L}^{-1})(V) = (0,1 \text{ mol L}^{-1})(30 \text{ mL})$$

$$V = 60 \text{ mL}$$

PROBLEMA 28. B 3F26

EDTA é usado na titulometria de complexação e reage 1:1 com cátions $2+$, portanto podemos escrever a seguinte relação: Pela estequiometria:

$$n_{\text{EDTA}} = n_{\text{Zn}^{2+}}$$

$$(0,016 \text{ mol L}^{-1})(22 \text{ mL}) = n_{\text{Zn}^{2+}}$$

$$n_{\text{Zn}^{2+}} = 0,352 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de zinco:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,352 \text{ mmol})(65,4 \text{ g mol}^{-1}) = 23 \text{ mg}$$

Cálculo da fração mássica de zinco:

$$\%_{m,\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{m_{\text{total}}}$$

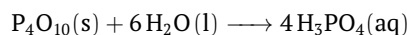
$$\%_{m,\text{Zn}} = \frac{23 \text{ mg}}{700 \text{ mg}} = 3,3\%$$

Problemas cumulativos

PROBLEMA 29 3F27

- $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$
- $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$

- O ácido fosfórico possui diferentes graus de hidratação, porém ao reagirmos com água é mais comum formarmos o mais hidratado(orto) pois tentar reagir a água em quantidade estequiométrica poderia gerar uma mistura de ácidos cada um com um grau de hidratação diferente, então é mais comum reagir tudo à ácido ortofosfórico. Os ácidos com menor grau de hidratação são mais comumente formados a partir de desidratação intermolecular(piro) ou intramolecular(meta) do ácido ortofosfórico.

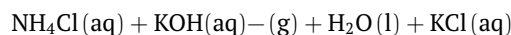


- $\text{BaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq})$
- $\text{Li}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2\text{LiOH}(\text{aq})$

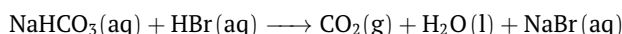
PROBLEMA 30

3F28

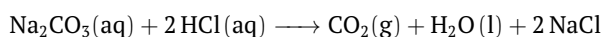
- $\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- O suposto hidróxido de amônio NH_4OH que seria formado é instável e se decompõe rapidamente em NH_3 e H_2O



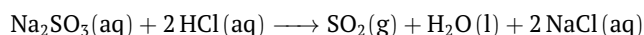
- O suposto ácido carbônico H_2CO_3 que seria formado é instável e se decompõe rapidamente em CO_2 e H_2O



- O suposto ácido carbônico H_2CO_3 que seria formado é instável e se decompõe rapidamente em CO_2 e H_2O

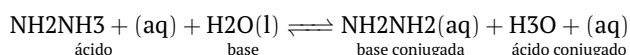
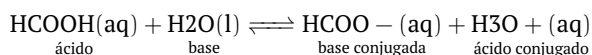
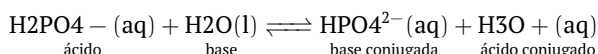
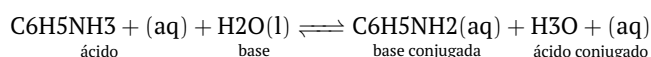
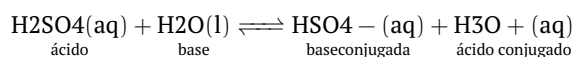


- O suposto ácido sulfuroso H_2SO_3 que seria formado é instável e se decompõe rapidamente em SO_2 e H_2O

**PROBLEMA 31**

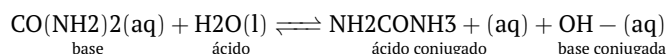
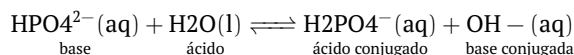
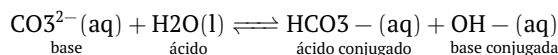
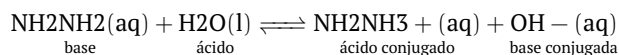
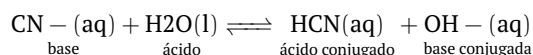
3F29

Para transferir um próton basta retirar o H^+ mais ácido(aquele que sai com mais facilidade) do ácido e ligá-lo à água, nesse caso a água atuará como base.

**PROBLEMA 32**

3F30

Para transferir um próton, basta retirar o H^+ da água, e ligá-lo a nossa base, nesse caso a água atuará como ácido:

**PROBLEMA 33**

3F31

- F^- possui elétrons a doar então atua como base, e o fósforo, por estar ligado a 5 átomos de flúor, adquire caráter parcialmente positivo, de forma que ele aceite receber os elétrons doados pelo F^- sendo assim o composto formado será o PF_6^- cuja estrutura de lewis é a seguinte:
- Cl^- possui elétrons a doar então atua como base, e o enxofre, por estar ligado a 2 átomos de oxigênio(que são mais eletro-negativos), adquire caráter parcialmente positivo, de forma que aceite receber os elétrons doados pelo Cl^- sendo assim o composto formado será o SO_2Cl^- e sua estrutura de lewis é a seguinte:

PROBLEMA 34

3F32

- F^- possui elétrons a doar então atua como base, e o bromo, por estar ligado a 3 átomos de flúor, adquire caráter parcialmente positivo, de forma que ele aceite receber os elétrons doados pelo F^- sendo assim o composto formado será o BrF_4^- cuja estrutura de lewis é a seguinte:
- Cl^- possui elétrons a doar então atua como base, e o ferro, por estar ligado a 3 átomos de cloro(que são mais eletronegativos), adquire caráter parcialmente positivo, de forma que aceite receber os elétrons doados pelo Cl^- sendo assim o composto formado será o FeCl_4^- e sua estrutura de lewis é a seguinte:

PROBLEMA 35

3F33

Cálculo do número de mols de carbono e hidrogênio:

$$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{9,79 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} \approx 0,22 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}} = 2n_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot \frac{m}{M} = 2 \cdot \frac{2 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} \approx 0,22 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de oxigênio a partir da massa total:

$$m_{\text{O}} = m_{\text{total}} - m_{\text{H}} - m_{\text{C}}$$

$$m_{\text{O}} = 10 - 0,22 - 0,22 \cdot 12 = 7,14 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de oxigênio:

$$n_{\text{O}} = \frac{m}{M} = \frac{7,14 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} \approx 0,44 \text{ mol}$$

Montando a tabela e aproximando para inteiros:

$$\begin{pmatrix} \text{C} & \text{H} & \text{O} \\ 0,22 & 0,22 & 0,44 \\ 1 & 1 & 2 \end{pmatrix}$$

Portanto a fórmula empírica será:



Podemos resolver essa questão fazendo um balanço geral de OH^- e H^+ considerando a quantidade que cada ácido e base libera (lembrando que o ácido em questão é diprótico então libera 2 H^+):

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$(0,04 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL}) = 2 \cdot n_{\text{ácido}}$$

$$n_{\text{ácido}} = 1 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa molar do ácido:

$$M = \frac{m}{n}$$

$$M = \frac{90 \text{ mg}}{1 \text{ mmol}} = \boxed{90 \text{ g mol}^{-1}}$$

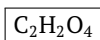
Cálculo da fórmula molecular:

$$90 = M_{\text{C}_x\text{H}_x\text{O}_{2x}}$$

$$90 = 45x$$

$$x = 2$$

Portanto a fórmula molecular será:



PROBLEMA 36

3F34

Cálculo do número de mols de carbono e hidrogênio:

$$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{5,28 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 0,12 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}} = 2n_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot \frac{m}{M} = 2 \cdot \frac{1,44 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 0,16 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de oxigênio a partir da massa total:

$$m_{\text{O}} = m_{\text{total}} - m_{\text{H}} - m_{\text{C}}$$

$$m_{\text{O}} = 3,84 - 0,16 - 0,12 \cdot 12 = 2,24 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de oxigênio:

$$n_{\text{O}} = \frac{m}{M} = \frac{2,24 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} = 0,14 \text{ mol}$$

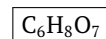
Montando a tabela e aproximando para inteiros:

$$\begin{pmatrix} \text{C} & \text{H} & \text{O} \\ 0,12 & 0,16 & 0,14 \\ 6 & 8 & 7 \end{pmatrix}$$

Portanto a fórmula empírica será:



E como a a massa molar da fórmula empírica bate com a da molecular, a fórmula molecular será:



Cálculo do número de mols de ácido cítrico usado no segundo experimento:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{ácido}} = \frac{0,25 \text{ g}}{192 \text{ g mol}^{-1}} = 1,3 \text{ mmol}$$

Sendo x o número de hidrogênios ionizáveis, podemos resolver essa questão fazendo um balanço geral de OH^- e H^+ considerando a quantidade que cada ácido e base libera:

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$(0,1 \text{ mol L}^{-1})(39 \text{ mL}) = x \cdot (1,3 \text{ mmol})$$

$$x = 3$$

Portanto o ácido possui $\boxed{3}$ hidrogênios ionizáveis

PROBLEMA 37

3F35

Cálculo do número de mols de carbono e hidrogênio:

$$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{2,64 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 0,06 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}} = 2n_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot \frac{m}{M} = 2 \cdot \frac{1,35 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 0,15 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols nitrogênio em 0,885 g de amostra a partir de um balanço geral de OH^- e H^+ considerando a quantidade que cada ácido e base libera (lembrando que a amônia conta como 1 OH^-):

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$n_{\text{NH}_3} = 2 \cdot (0,5 \text{ mol L}^{-1})(15 \text{ mL})$$

Multiplicamos por 2 pois cada ácido sulfúrico libera 2 prótons.

$$n_{\text{N}} = n_{\text{NH}_3} = 15 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de nitrogênio presentes em 1,77 g de composto:

$$n_{\text{N}} = (15 \text{ mmol}) \frac{1,77 \text{ g}}{0,885 \text{ g}} = 30 \text{ mmol} = 0,03 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de oxigênio a partir da massa total:

$$m_{\text{O}} = m_{\text{total}} - m_{\text{H}} - m_{\text{N}} - m_{\text{C}}$$

$$m_{\text{O}} = 1,77 - 0,15 - 0,03 \cdot 14 - 0,06 \cdot 12$$

$$m_{\text{O}} = 0,48 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de oxigênio:

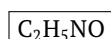
$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{0,48 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} = 0,03 \text{ mol}$$

Montando a tabela e aproximando para inteiros:

$$\begin{pmatrix} \text{C} & \text{H} & \text{O} & \text{N} \\ 0,06 & 0,15 & 0,03 & 0,03 \\ 2 & 5 & 1 & 1 \end{pmatrix}$$

Portanto a fórmula empírica será:



PROBLEMA 38

3F36

Cálculo do número de mols de carbono e hidrogênio:

$$n_C = n_{CO_2} = \frac{m}{M} = \frac{2,13 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} \approx 0,0484 \text{ mol}$$

$$n_H = 2n_{H_2O} = 2 \cdot \frac{m}{M} = 2 \cdot \frac{0,31 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} \approx 0,0345 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de nitrogênio em 1,03 g de amostra a partir de um balanço geral de OH^- e H^+ considerando a quantidade que cada ácido e base libera (lembrando que a amônia conta como 1 OH^-):

$$n_{OH^-} = n_{H^+}$$

$$n_{NH_3} = (0,5 \text{ mol L}^{-1})(27 \text{ mL})$$

$$n_N = n_{NH_3} = 13,5 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de nitrogênio presentes em 1,57 g de composto:

$$n_N = (13,5 \text{ mmol}) \frac{1,57 \text{ g}}{1,03 \text{ g}} = 20,6 \text{ mmol} = 0,0206 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de oxigênio a partir da massa total:

$$m_O = m_{\text{total}} - m_H - m_N - m_C$$

$$m_O = 1,57 - 0,0345 - 0,0206 \cdot 14 - 0,0484 \cdot 12$$

$$m_O = 0,6663 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de oxigênio:

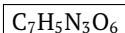
$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_O = \frac{0,6663 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} \approx 0,042 \text{ mol}$$

Montando a tabela e aproximando para inteiros:

$$\begin{pmatrix} C & H & O & N \\ 0,0484 & 0,0345 & 0,042 & 0,0206 \\ 2,35 & 1,7 & 2 & 1 \\ 7,05 & 5,1 & 6 & 3 \\ 7 & 5 & 6 & 3 \end{pmatrix}$$

Portanto a fórmula empírica será:



PROBLEMA 39

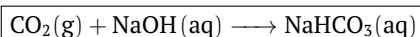
3F37

Cálculo do número de mols de CO_2 absorvido:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{CO_2} = \frac{0,528 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 0,012 \text{ mol}$$

A reação de absorção de CO_2 é a seguinte reação ácido-base:



Fazendo o quadrinho de reação:

	$CO_2(g)$	$NaOH(aq)$	\longrightarrow	$NaHCO_3(aq)$
início	0,012	0,15		0
reação	-0,012	-0,012		+0,012
final	0	0,138		0,012

Obs: não podemos dizer que a reação é da forma:



Pois antes de formar Na_2CO_3 , precisamos converter todo o $NaOH$ em $NaHCO_3$ e como a quantidade de CO_2 não é suficiente, a reação a cima não ocorre Cálculo da nova concentração de $NaOH$:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c_{NaOH} = \frac{0,138 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,138 \text{ mol L}^{-1}$$

Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{OH^-} = n_{H^+}$$

$$(0,138 \text{ mol L}^{-1})(100 \text{ mL}) = (1 \text{ mol L}^{-1})(V)$$

$$\boxed{V_{HCl} = 13,8 \text{ mL}}$$

PROBLEMA 40

3F38

Cálculo do número de mols de CO_2 absorvido:

$$n = \frac{m}{M}$$

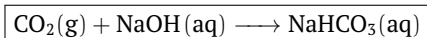
$$n_{CO_2} = \frac{0,616 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 0,014 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de $NaOH$:

$$n = c \cdot V$$

$$n_{NaOH} = (0,1 \text{ mol L}^{-1})(0,5 \text{ L}) = 0,05 \text{ mol}$$

A reação de absorção de CO_2 é a seguinte reação ácido-base:



Fazendo o quadrinho de reação:

	$CO_2(g)$	$NaOH(aq)$	\longrightarrow	$NaHCO_3(aq)$
início	0,014	0,05		0
reação	-0,014	-0,014		+0,014
final	0	0,036		0,014

Obs: não podemos dizer que a reação é da forma:



Pois antes de formar Na_2CO_3 , precisamos converter todo o $NaOH$ em $NaHCO_3$ e como a quantidade de CO_2 não é suficiente, a reação a cima não ocorre Cálculo da nova concentração de $NaOH$:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c_{NaOH} = \frac{0,036 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,072 \text{ mol L}^{-1}$$

Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$(0,072 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL}) = (c_{\text{AcOH}})(100 \text{ mL})$$

$$c_{\text{AcOH}} = 0,036 \text{ mol L}^{-1}$$

Vamos repetir o processo mas agora ignorando o CO_2 ou seja, vamos disse que sua absorção não afeta a concentração de NaOH :

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$(0,1 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL}) = (c_{\text{AcOH}})(100 \text{ mL})$$

$$c_{\text{AcOH}} = 0,05 \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo do erro relativo:

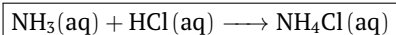
$$\text{erro} = \left| \frac{\text{certo} - \text{errado}}{\text{certo}} \right|$$

$$\text{erro} = \left| \frac{0,036 - 0,05}{0,036} \right| = \boxed{39\%}$$

PROBLEMA 41

3F39

A reação entre amônia e ácido clorídrico é a seguinte reação ácido-base:



Podemos resolver essa questão fazendo um balanço geral de OH^- e H^+ considerando a quantidade liberada por cada ácido e base(lembrando que NH_3 conta como a liberação de 1 OH^-):

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$n_{\text{NH}_3} + n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{NH}_3} + (0,05 \text{ mol L}^{-1})(5 \text{ mL}) = (0,05 \text{ mol L}^{-1})(25 \text{ mL})$$

$$n_{\text{N}} = n_{\text{NH}_3} = 1 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de nitrogênio:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (1 \text{ mmol})(14 \text{ g mol}^{-1}) = 14 \text{ mg}$$

Cálculo da massa de proteínas:

$$0,2 \cdot m_{\text{prot.}} = m_{\text{N}}$$

$$0,2 \cdot m_{\text{prot.}} = 14$$

$$m_{\text{prot.}} = 70 \text{ mg}$$

Cálculo da fração mássica de proteínas na farinha:

$$\%_{\text{m,prot.}} = \frac{m_{\text{prot.}}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{\text{m,prot.}} = \frac{70 \text{ mg}}{700 \text{ mg}} = \boxed{10\%}$$

PROBLEMA 42

3F40

Podemos resolver essa questão fazendo um balanço geral de OH^- e H^+ considerando a quantidade liberada por cada ácido e base(lembrando que NH_3 conta como a liberação de 1 OH^-):

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$n_{\text{NH}_3} + n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{NH}_3} + (0,1 \text{ mol L}^{-1})(12 \text{ mL}) = (0,175 \text{ mol L}^{-1})(100 \text{ mL})$$

$$n_{\text{NH}_3} = 16,3 \text{ mmol}$$

$$\frac{n_{\text{CH}_5\text{N}_3}}{1} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{3} = 5,43 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de guanidina em 4 tabletes:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (5,43 \text{ mmol})(59 \text{ g mol}^{-1}) = 320,37 \text{ mg}$$

Cálculo da massa de guanidina por tablete:

$$m_{\text{tablete}} = \frac{m}{n_{\text{tablete}}}$$

$$m_{\text{tablete}} = \frac{320,37 \text{ mg}}{4} = 80,0925 \text{ mg}$$

Cálculo da massa necessária para um paciente de 70 kg:

$$m = m_{\text{por quilo}} \cdot m_{\text{corporal}}$$

$$m = 10 \cdot 70 = 700 \text{ mg}$$

Cálculo do número de tabletes

$$n_{\text{tablete}} = \frac{m}{m_{\text{tablete}}}$$

$$n_{\text{tablete}} = \frac{700 \text{ mg}}{80,0925 \text{ mg}} \approx \boxed{9 \text{ tabletes}}$$

PROBLEMA 43

3F41

Perceba que em nenhum momento é adicionado enxofre ao processo, portanto a massa de enxofre no início é igual a no final. Cálculo do número de mols de enxofre a partir da titulação: Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$(0,04 \text{ mol L}^{-1})(20 \text{ mL}) = 2 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

Multiplicamos por 2 pois cada ácido sulfúrico libera dois prótons

$$n_{\text{S}} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,4 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols do princípio ativo a partir da estequiometria do composto ($\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{N}_2\text{S}_4$):

$$\frac{n_{\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{N}_2\text{S}_4}}{1} = \frac{n_{\text{S}}}{4}$$

$$n_{\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{N}_2\text{S}_4} = 0,1 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de princípio ativo:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,1 \text{ mmol})(296 \text{ g mol}^{-1}) = 29,6 \text{ mg}$$

Cálculo da fração mássica de princípio ativo:

$$\%_{m, \text{ativo}} = \frac{m_{\text{ativo}}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{m, \text{ativo}} = \frac{29,6 \text{ mg}}{600 \text{ mg}} = \boxed{4,93\%}$$

PROBLEMA 44

3F42

Cálculo do volume borbulhado pela solução após 10 minutos:

$$V = (30 \text{ Lmin}^{-1})(10 \text{ min}) = 300 \text{ L}$$

Cálculo do número de mols de ar borbulhado a partir do volume molar nas CNTP ($22,4 \text{ Lmol}^{-1}$)

$$n = \frac{V}{V_{\text{molar}}}$$

$$n_{\text{ar}} = \frac{300 \text{ L}}{22,4 \text{ Lmol}^{-1}} = 13,4 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de enxofre a partir da titulação: Na titulação ácido-base o número de mols de OH^- que reagiu precisa ser igual ao número de mols de H^+ , então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$(0,002 \text{ mol L}^{-1})(10 \text{ mL}) = 2 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

Multiplicamos por 2 pois cada ácido sulfúrico libera dois prótons

$$n_{\text{SO}_2} = n_{\text{S}} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,01 \text{ mmol}$$

Vamos calcular a concentração de SO_2 em ppm mol/mol pois não foi especificado para fazer em massa por massa, então faremos na unidade que for mais conveniente sempre deixando especificado qual unidade você está usando:

$$\% \left(\frac{n_{\text{SO}_2}}{n_{\text{ar}}} \right) = \frac{0,01 \times 10^{-3} \text{ mol}}{13,4 \text{ mol}} \approx 7,5 \times 10^{-7} = \boxed{0,75 \text{ ppm}}$$

PROBLEMA 45

3F45

Cálculo do número de mols de NaOH :

$$n = c \cdot V$$

$$n_{\text{NaOH}} = (0,1 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL})$$

$$n_{\text{NaOH}} = 5 \text{ mmol}$$

Essa concentração em porcentagem, 3% quando falamos do H_2O_2 estamos nos referindo à fração volume por volume de H_2O_2 portanto podemos calcular o volume de H_2O_2 :

$$V = (50 \text{ mL})(0,03) = 1,5 \text{ mL}$$

Cálculo da massa de H_2O_2 a partir da densidade:

$$m = \rho \cdot V$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} = (1,45 \text{ gml}^{-1})(1,5 \text{ mL}) = 2,175 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de peróxido de hidrogênio:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{2,175 \text{ g}}{34 \text{ g mol}^{-1}} = 64 \text{ mmol}$$

Veja que H_2O_2 está em excesso então não precisamos nos preocupar com ele, além disso é interessante observar que a densidade do peróxido não foi dada mas ela não precisa ser dada, pois com qualquer estimativa razoável da densidade (entre 1 gml^{-1} e 2 gml^{-1}) chegaríamos a mesma conclusão de que ele estava em excesso. Portanto podemos dizer que parte do hidróxido de sódio reage com o formaldeído e outra parte reage com H_2SO_4 portanto podemos fazer um balanço do NaOH consumido a partir da seguinte equação:

$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCHO}} + 2 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

Multiplicamos por 2 pois para cada 1 mol de H_2SO_4 consumimos 2 mols de NaOH

$$(0,1 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL}) = n_{\text{HCHO}} + 2 \cdot (0,05 \text{ mol L}^{-1})(24 \text{ mL})$$

$$n_{\text{HCHO}} = 2,6 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de formaldeído:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (2,6 \text{ mmol})(30 \text{ g mol}^{-1}) = 78 \text{ mg}$$

Cálculo da fração mássica de formaldeído:

$$\%_{m, \text{HCHO}} = \frac{m_{\text{HCHO}}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{m, \text{HCHO}} = \frac{78 \text{ mg}}{300 \text{ mg}} = \boxed{26\%}$$

PROBLEMA 46

3F46

Podemos resolver essa questão fazendo um balanço geral do OH^- consumido, a partir da seguinte equação:

$$n_{\text{NaOH}} = 2 \cdot n_{\text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{O}_4} + n_{\text{HCl}}$$

Multiplicamos por 2 pois para cada 1 mol de $\text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{O}_4$ consumimos 2 mol de NaOH

$$(0,1 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL}) = 2 \cdot n_{\text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{O}_4} + (0,1 \text{ mol L}^{-1})(32 \text{ mL})$$

$$n_{\text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{O}_4} = 0,9 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de dimetilftalato:

$$m = n \cdot M$$

$$m_{\text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{O}_4} = (0,9 \text{ mmol})(194 \text{ g mol}^{-1}) = 174,6 \text{ mg}$$

Cálculo da fração mássica de dimetilftalato:

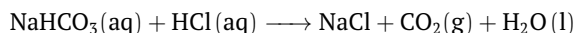
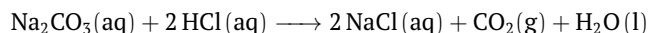
$$\%_{m, \text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{O}_4} = \frac{m_{\text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{O}_4}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{m, \text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{O}_4} = \frac{174,6 \text{ mg}}{200 \text{ mg}} = \boxed{87,3\%}$$

PROBLEMA 47

3F47

As reações são as seguintes:



Pela estequiometria das reações podemos escrever:

$$\frac{n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{1} = \frac{n_{\text{HCl}}^1}{2}$$

$$\frac{n_{\text{NaHCO}_3}}{1} = \frac{n_{\text{HCl}}^2}{1}$$

Onde $n_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}}^1 + n_{\text{HCl}}^2$ Portanto podemos escrever a seguinte equação:

$$n_{\text{HCl}} = 2 \cdot n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + n_{\text{NaHCO}_3}$$

$$2n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + n_{\text{NaHCO}_3} = (0,5 \text{ mol L}^{-1})(60 \text{ mL})$$

$$2n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + n_{\text{NaHCO}_3} = 30 \text{ mmol}$$

Porém esse é o número de mols para uma alíquota de 20mL, o volume da solução original é de 200 mL, então o número de mols na amostra será 10 vezes o número de mols da alíquota(proporção dos volumes)

$$2n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + n_{\text{NaHCO}_3} = 300 \text{ mmol} = 0,3 \text{ mol}$$

Cálculo da massa da amostra em função das massas molares:

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + M_{\text{NaHCO}_3} \cdot n_{\text{NaHCO}_3}$$

$$106 \cdot n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + 84 \cdot n_{\text{NaHCO}_3} = 20$$

Montando o sistema:

$$\begin{cases} 2n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + n_{\text{NaHCO}_3} = 0,3 \\ 106 \cdot n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + 84 \cdot n_{\text{NaHCO}_3} = 20 \end{cases}$$

Resolvendo:

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,084 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de carbonato de sódio:

$$m = n \cdot M$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = (0,084 \text{ mol})(106 \text{ g mol}^{-1}) = 8,904 \text{ g}$$

Cálculo da fração mássica de bicarbonato de sódio:

$$\%_{m, \text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{m, \text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{8,904 \text{ g}}{20 \text{ g}} = \boxed{44,52\%}$$

PROBLEMA 48

3F48

As reações são as seguintes: Podemos relacionar o número de mols de amônia com o número de mols dos compostos a partir da seguinte relação:

$$n_{\text{NH}_3} = 2 \cdot n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} + n_{\text{NH}_4\text{NO}_3}$$

Multiplicamos por 2 pois cada 1 mol de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ libera 2 mol de NH_3 Podemos calcular o número de mols de amônia a partir de um balanço geral de OH^- e H^+ considerando a quantidade que cada ácido e base libera(lembrando que a amônia conta como 1OH^-):

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$n_{\text{NH}_3} + n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{NH}_3} + (0,1 \text{ mol L}^{-1})(10 \text{ mL}) = (0,1 \text{ mol L}^{-1})(30 \text{ mL})$$

$$n_{\text{NH}_3} = 2 \text{ mmol}$$

Temos a seguinte relação:

$$2 \cdot n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} + n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 2 \text{ mmol}$$

Porém essa quantidade de mols é para a alíquota de 50 mL, o volume da solução original é 200 mL, então o número de mols da amostra será 4 vezes o número de mols da alíquota (proporção dos volumes)

$$2 \cdot n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} + n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 8 \text{ mmol}$$

Agora no segundo experimento, como convertemos NO_3^- em NH_4^+ então a nossa nova relação será:

$$n_{\text{NH}_3} = 2 \cdot n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} + 2 \cdot n_{\text{NH}_4\text{NO}_3}$$

Agora o NH_4NO_3 também passa a liberar 2NH_3 Podemos calcular o número de mols de amônia a partir de um balanço geral de OH^- e H^+ considerando a quantidade que cada ácido e base libera(lembrando que a amônia conta como 1OH^-):

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+}$$

$$n_{\text{NH}_3} + n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{NH}_3} + (0,1 \text{ mol L}^{-1})(15 \text{ mL}) = (0,1 \text{ mol L}^{-1})(30 \text{ mL})$$

$$n_{\text{NH}_3} = 1,5 \text{ mmol}$$

Temos a seguinte relação:

$$2 \cdot n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} + 2 \cdot n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 1,5 \text{ mmol}$$

Porém essa quantidade de mols é para a alíquota de 25 mL, o volume da solução original é 200 mL, então o número de mols da amostra será 8 vezes o número de mols da alíquota (proporção dos volumes)

$$2 \cdot n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} + 2 \cdot n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 12 \text{ mmol}$$

Montado o sistema:

$$\begin{cases} 2 \cdot n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} + n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 8 \text{ mmol} \\ 2 \cdot n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} + 2 \cdot n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 12 \text{ mmol} \end{cases}$$

Resolvendo o sistema:

$$n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 4 \text{ mmol}$$

$$n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 2 \text{ mmol}$$

Cálculo das massas de cada compostos:

$$m = n \cdot M$$

$$m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = (4 \text{ mmol})(80 \text{ g mol}^{-1}) = 320 \text{ mg}$$

$$m_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = (2 \text{ mmol})(132 \text{ g mol}^{-1}) = 264 \text{ mg}$$

- Cálculo da fração mássica de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:

$$\%_{m, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = \frac{m_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{m, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = \frac{264 \text{ mg}}{1200 \text{ mg}} = \boxed{22\%}$$

- Cálculo da fração mássica de NH_4NO_3 :

$$\%_{m, \text{NH}_4\text{NO}_3} = \frac{m_{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{m, \text{NH}_4\text{NO}_3} = \frac{320 \text{ mg}}{1200 \text{ mg}} = \boxed{26,7\%}$$

PROBLEMA 49

3F49

Cálculo do volume final da primeira solução após a mistura:

$$V_f = V_1 + V_2$$

$$V_f = 50 + 50 = 100 \text{ mL}$$

Cálculo da massa de água:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \rho \cdot V$$

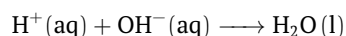
$$m_{\text{H}_2\text{O}} = (1 \text{ g mL}^{-1})(100 \text{ mL}) = 100 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de água:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 5,56 \text{ mol}$$

A reação que ocorre é a seguinte:



Os íons Cl^- e Na^+ são apenas espectadores e não interferem no calor fornecido por essa reação, no primeiro experimento tivemos o seguinte quadrinho de equilíbrio:

	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	\longrightarrow	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
início	5 mmol	5 mmol		—
reação	—5 mmol	—5 mmol		—
final	0	0		—

Portanto ao reagir 5 mmol, a temperatura varia $0,685^\circ\text{C}$, podemos calcular a entalpia de neutralização considerando que a solução é majoritariamente água, então o C_p da solução será aproximadamente o da água:

$$-n_{\text{reagiu}}(\Delta H) = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{p, \text{H}_2\text{O}} \cdot \Delta T$$

$$(-5 \text{ e } -3 \text{ mol}) \cdot \Delta H = (5,56 \text{ mol})(18 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(0,685 \text{ K})$$

$$\boxed{\Delta H = 13,7 \text{ kcal mol}^{-1}}$$

No segundo experimento o quadrinho será o seguinte:

	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	\longrightarrow	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
início	30 mmol	100 mmol		—
reação	—30 mmol	—30 mmol		—
final	0	70 mmol		—

Portanto reagimos 30 mmol Cálculo do volume final da primeira solução após a mistura:

$$V_f = V_1 + V_2$$

$$V_f = 10 + 1000 = 1010 \text{ mL}$$

Cálculo da massa de água:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \rho \cdot V$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = (1 \text{ g mL}^{-1})(1010 \text{ mL}) = 1010 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de água:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1010 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 56 \text{ mol}$$

Repetindo o processo do experimento anterior, conseguimos calcular a variação de temperatura:

$$-n_{\text{reagiu}}(\Delta H) = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{p, \text{H}_2\text{O}} \cdot \Delta T$$

$$(-30 \times 10^{-3} \text{ mol})(13700 \text{ cal mol}^{-1}) = (56 \text{ mol})(18 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \cdot \Delta T$$

$$\boxed{\Delta T = 0,41 \text{ K}}$$

PROBLEMA 50

3F50

Cálculo das massas de NaOH e HCl :

$$m_{\text{NaOH}} = (50 \text{ g}) \cdot 0,04 = 2 \text{ g}$$

$$m_{\text{HCl}} = (50 \text{ g}) \cdot 0,0182 = 0,91 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de NaOH e HCl :

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g mol}^{-1}} = 0,05 \text{ mol}$$

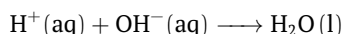
$$n_{\text{HCl}} = \frac{0,91 \text{ g}}{36,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,025 \text{ mol}$$

Cálculo da massa final de água após a primeira reação:

$$m_{f,1} = m_1 + m_2$$

$$m_{f,1} = 50 + 50 = 100 \text{ g}$$

A reação que ocorre é a seguinte:



Os íons Cl^- e Na^+ são apenas espectadores e não interferem no calor fornecido por essa reação, no primeiro experimento tivemos o seguinte quadrinho de equilíbrio:

	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	\longrightarrow	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
início	0,025 mol	0,05 mol		—
reação	—0,025 mol	—0,025 mol		—
final	0	0,025 mol		—

Portanto ao reagir 0,025 mol, a temperatura varia $3,4^\circ\text{C}$, podemos usar a seguinte relação

$$-n_{\text{reagiu}}(\Delta H) = m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{p,\text{H}_2\text{O}} \cdot \Delta T$$

Isolando os termos constantes:

$$\frac{n_{\text{reagiu}}}{m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \Delta T} = \text{constante}$$

Vamos repetir o processo para o segundo experimento: Cálculo da massa de ácido sulfúrico:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = (70 \text{ g}) \cdot 0,035 = 2,45 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de H_2SO_4 :

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{2,45 \text{ g}}{98 \text{ g mol}^{-1}} = 0,025 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de H^+ pela estequiometria do composto:

$$\frac{n_{\text{H}^+}}{2} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$n_{\text{H}^+} = 0,05 \text{ mol}$$

Cálculo da massa final de água após a mistura :

$$m_{f,2} = m_{f,1} + m_3$$

$$m_{f,2} = 100 + 70 = 170 \text{ g}$$

Portanto a reação será a seguinte

	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	\longrightarrow	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
início	0,05 mol	0,025 mol		—
reação	—0,025 mol	—0,025 mol		—
final	0,025 mol	0		—

Então para calcular a nova variação de temperatura podemos usar que a expressão $\frac{n_{\text{reagiu}}}{m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \Delta T}$ é constante então podemos relacionar essas quantidades entre os dois experimentos:

$$\frac{n_{\text{reagiu},1}}{m_{1,\text{H}_2\text{O}} \cdot \Delta T_1} = \frac{n_{\text{reagiu},2}}{m_{2,\text{H}_2\text{O}} \cdot \Delta T_2}$$

$$\frac{0,025 \text{ mol}}{(100 \text{ g})(3,4 \text{ K})} = \frac{0,025 \text{ mol}}{(170 \text{ g})(\Delta T_2)}$$

$$\Delta T_2 = 2^\circ\text{C}$$

É importante lembrar que a solução de ácido sulfúrico está a 20°C enquanto a solução do primeiro experimento está a $23,4^\circ\text{C}$ então aí misturá-las elas irão atingir o equilíbrio térmico em uma temperatura intermediária, ela pode ser calculada através

da média ponderada das temperaturas de cada solução com suas massas da seguinte forma:

$$T = \frac{m_1 T_1 + m_2 T_2}{m_1 + m_2}$$

$$T = \frac{100 \cdot 23,4 + 70 \cdot 20}{100 + 70} = 22^\circ\text{C}$$

Cálculo da temperatura final:

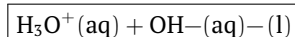
$$T_f = T + \Delta T$$

$$T_f = 22 + 2 = 24^\circ\text{C}$$

PROBLEMA 51

3F51

Para montar a reação iônica iremos ignorar os íons espectadores e focar apenas nos que de fato reagem, além disso vamos adotar a boa prática de escrever H_3O^+ ao invés de H^+ :



O ponto de equivalência é o ponto em que há mudança no comportamento da reta, ou seja, quando todo o H_3O^+ é titulado e a adição de mais hidróxido passa a aumentar a condutividade da reação pois está adicionando íons e nenhum deles está sendo consumido. Com base nisso vemos que o volume de NaOH necessário para atingir o ponto de equivalência é de **10 mL**

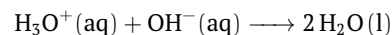
Antes do ponto de equivalência os íons responsáveis serão **$\text{Na}^+, \text{Cl}^-, \text{H}_3\text{O}^+$** pois todo o OH^- reage com parte do H_3O^+ , após o ponto de equivalência, todo o H_3O^+ já foi precipitado, e agora o OH^- começa a influenciar na solução pois não é mais consumida pelo H_3O^+ , portanto os íons responsáveis serão **$\text{Na}^+, \text{Cl}^-, \text{OH}^-$**

A condutividade do H_3O^+ é maior que a soma das condutividades do Na^+ e do OH^- (veja tabela 1-3E) portanto ao adicionar mais base, consumimos um íon de alta condutividade e permanecem em solução íons com uma condutividade menor.

PROBLEMA 52

3F52

Para montar a reação iônica iremos ignorar os íons espectadores e focar apenas nos que de fato reagem, além disso vamos adotar a boa prática de escrever H_3O^+ ao invés de H^+ :



O ponto de equivalência é o ponto em que há mudança no comportamento da reta, ou seja, quando todo o H_3O^+ é titulado e a adição de mais hidróxido passa a aumentar a condutividade da reação pois está adicionando íons e nenhum deles está sendo consumido. Com base nisso vemos que o volume de KOH necessário para atingir o ponto de equivalência é de 15 mL podemos usar essa informação para calcular a concentração de ácido sulfúrico:

$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{OH}^-}$$

$$2(c_{\text{H}_2\text{SO}_4})(100 \text{ mL}) = (1 \text{ mol L}^{-1})(15 \text{ mL})$$

Multiplicamos por 2 pois cada ácido sulfúrico libera dois prótons

$$c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 75 \text{ mmol L}^{-1}$$