



## Operações com soluções 4: Titulação

**TITULOMETRIA**


É a determinação da concentração de uma solução desconhecida (solução problema) a partir de uma substância cuja concentração é conhecida (solução padrão).



Bureta




Pipeta  
(volume fixo)




Pipeta  
graduada


Medir volume (exatidão)




Balão  
volumétrico



Erlenmeyer

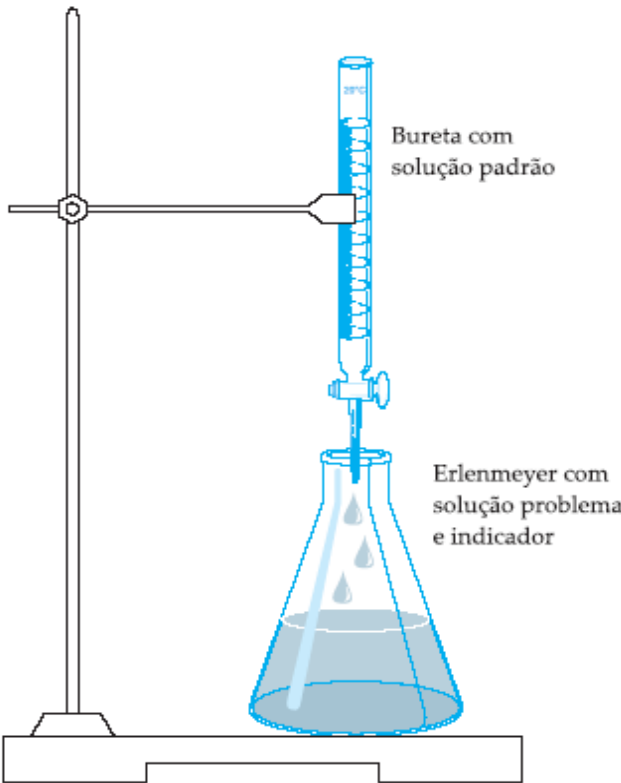


Proveta ou  
cilindro  
graduado



Béquer

Esquema de uma titulação



Bureta com  
solução padrão

Erlenmeyer com  
solução problema  
e indicador

A titulometria baseia-se em três métodos principais:

- a) neutralização: acidimetria e alcalimetria;
- b) precipitação: argentometria;
- c) oxidorredução: iodometria (com amido) e permanganometria.

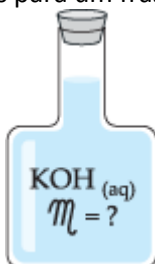
**Indicadores:** substâncias que mudam de cor numa dosagem (titulação) para indicar o final da reação.

## EXERCÍCIO RESOLVIDO

25,0 mL de solução 2,0 M de  $\text{HCl}$  exigiram, na titulação, 50,0 mL de solução de  $\text{KOH}$ . Calcule a molaridade da solução de  $\text{KOH}$ .

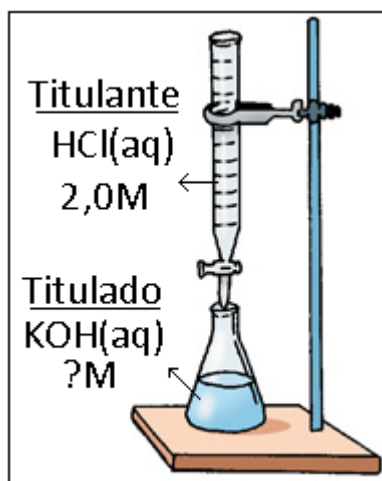
### Interpretação dos dados:

Retiramos, com auxílio de uma pipeta, 50 mL da solução contida no frasco abaixo, (observe que a solução possui concentração molar desconhecida) e transferimos para um frasco erlenmeyer.

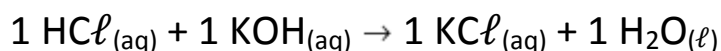


No frasco erlenmeyer, contendo a solução básica, adicionamos algumas gotas de fenolftaleína, um indicador que, na presença de base, adquire a coloração avermelhada.

Com o auxílio de uma bureta (figura a seguir), adicionamos cautelosamente à solução contida no erlenmeyer uma solução de  $\text{HCl}_{(aq)}$  2,0 M.



Assim, no erlenmeyer haverá a seguinte reação, representada pela equação.



Pela equação, observaremos que a neutralização entre o ácido e a base será completa quando o número de mols de  $\text{H}^+(\text{aq})$  do ácido for igual ao número de mols de  $\text{OH}^-(\text{aq})$  da base.

Esse fato é verificado exatamente no momento em que a coloração vermelha, devido ao meio básico, muda para incolor. Neste momento, o número de mols  $\text{H}^+(\text{aq})$ , provenientes do ácido neutralizam totalmente o número de mols do  $\text{OH}^-(\text{aq})$ , provenientes da base. Anotamos o volume de ácido gasto (25 mL).

Existem três formas de resolução deste problema:

### 1ª Opção: Através da utilização de fórmulas

1º Passo: Fazer a reação entre o ácido e a base:  $1 \text{ HCl}_{(aq)} + 1 \text{ KOH}_{(aq)} \rightarrow 1 \text{ KCl}_{(aq)} + 1 \text{ H}_2\text{O}_{(l)}$

2º Passo: Determinar a relação estequiométrica: 1 mol                      1 mol

3º Passo: Ponto de equivalência: N° Mols ácido = N° Mols base, onde: N° Mols = [ ].V(L)

4º Passo: Substituição dos dados na fórmula obtida:

$$[\text{ácido}] \cdot V_{\text{ácido}} = [\text{base}] \cdot V_{\text{base}} \rightarrow 2\text{M} \cdot 25\text{mL} = [\text{base}] \cdot 50\text{mL} \rightarrow [\text{base}] = [\text{KOH}] = 1,0\text{M}$$

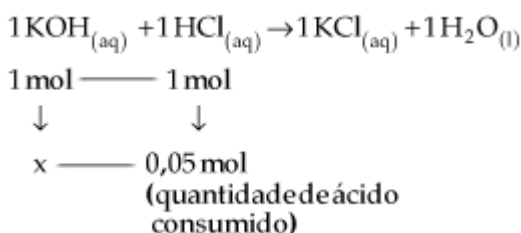
### 2ª Opção: Através da utilização de regra de três

1º Passo: Fazer a reação entre o ácido e a base:  $1 \text{ HCl}_{(aq)} + 1 \text{ KOH}_{(aq)} \rightarrow 1 \text{ KCl}_{(aq)} + 1 \text{ H}_2\text{O}_{(l)}$

2º Passo: Calcular quantos mols do ácido foram utilizados para reagir completamente com 50mL da base:

$$n(\text{HCl}) = [\text{HCl}] \cdot V(\text{L}) \rightarrow n(\text{HCl}) = 2,0 \cdot 0,025 \rightarrow n(\text{HCl}) = 0,05\text{mol}$$

3º Passo: Calcular o número de mols da base (KOH) consumido:



x = quantidade em mols de OH<sup>-</sup> presente no erlenmeyer = 0,05 mol

4º Passo: Calcular a concentração molar da base (KOH<sub>(aq)</sub>):

$$m_b = \frac{n_b}{V} \Rightarrow m_b = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} \Rightarrow m_b = 1,0 \text{ M}$$

### 3ª Opção: Através da utilização da análise dimensional (melhor opção)

Utilizaremos o seguinte raciocínio:

$$\frac{\text{Volume titulante (L)}}{\text{Volume titulado (L)}} \cdot \frac{\text{n}^\circ \text{ mol titulante}}{\text{[titulante]}} \cdot \frac{\text{n}^\circ \text{ mol titulado}}{\text{n}^\circ \text{ mol titulante}} = \text{mol titulado/L}$$

estequiometria

Substituindo os dados na relação anterior, ficamos com:

$$\frac{25 \cdot 10^{-3} \text{ L HCl (titulante)}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ L KOH (titulado)}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl (titulante)}} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol HCl}} = 1 \text{ mol KOH} \cdot \text{L}^{-1}$$

estequiometria

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**01 (PUC-Campinas)** Em uma titulação de solução de um ácido orgânico monocarboxílico, para atingir o “ponto de equivalência”, utilizaram-se 25,0 mL de solução aquosa de soda cáustica (NaOH) de concentração 0,20 mol/L, e 25,0 mL de solução aquosa do ácido orgânico. No ponto de equivalência, a concentração, em mol/L, do monocarboxilato de sódio na solução final é

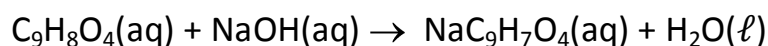
a)  $2,0 \times 10^{-3}$     b)  $2,0 \times 10^{-2}$     c)  $2,0 \times 10^{-1}$     d)  $1,0 \times 10^{-2}$     e)  $1,0 \times 10^{-1}$

**02 (Vunesp-SP)** Uma solução aquosa de cloreto de sódio deve ter 0,90% em massa do sal para que seja utilizada como solução fisiológica (soro). O volume de 10,0 mL de uma solução aquosa de cloreto de sódio foi titulado com solução aquosa 0,10 mol/L de nitrato de prata, exigindo exatamente 20,0 mL de titulante.

a) A solução aquosa de cloreto de sódio pode ou não ser utilizada como soro fisiológico? Justifique sua resposta.  
b) Supondo 100% de rendimento na reação de precipitação envolvida na titulação, calcule a massa de cloreto de prata formado.

Dados: massas molares, em g/mol: Na = 23,0; Cl = 35,5; Ag = 107,9; densidade da solução aquosa NaCl = 1,0 g/mL.

**03 (Fuvest-SP)** Para se determinar o conteúdo de ácido acetilsalicílico ( $C_9H_8O_4$ ) num comprimido analgésico, isento de outras substâncias ácidas, 1,0 g do comprimido foi dissolvido numa mistura de etanol e água. Essa solução consumiu 20 mL de solução aquosa de NaOH, de concentração 0,10 mol/L, para reação completa. Ocorreu a seguinte transformação química:



Logo, a porcentagem em massa de ácido acetilsalicílico no comprimido é de, aproximadamente:

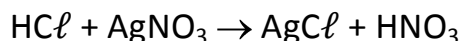
(Dado: massa molar do  $C_9H_8O_4$  = 180 g/mol)

a) 0,20%    b) 2,0%    c) 18%    d) 36%    e) 55%

**04 (FESP-PE)** Dos conjuntos indicados abaixo, o mais adequado para realizar uma titulação (iodometria) é:

a) bureta e kitassato, utilizando fenolftaleína como indicador.  
b) pipeta e bureta, utilizando fenolftaleína como indicador.  
c) bureta (pipeta) e erlenmeyer, utilizando amido como indicador.  
d) bureta e proveta, utilizando amido como indicador.  
e) cuba e erlenmeyer, utilizando amido como indicador.

**05 (UFMG-MG)** 100 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico 1 mol/L foram misturados a 100 mL de uma solução aquosa de nitrato de prata 1 mol/L, formando um precipitado de cloreto de prata, de acordo com a equação (argentometria).

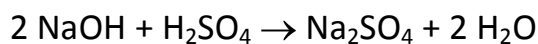


Em relação a esse processo, todas as afirmativas estão corretas, exceto:

a) A concentração do íon nitrato na mistura é de 0,5 mol/L.  
b) A reação produz um mol de cloreto de prata.  
c) O cloreto de prata é muito pouco solúvel em água.  
d) O pH permanece inalterado durante a reação.  
e) O sistema final é constituído de duas fases.

**06 (UnB-DF)** Dissolvem-se 4,9 g do ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) em água, completando-se o volume para 2,0 litros. Titula-se, com essa solução, a base fraca hidróxido de amônio ( $NH_4OH$ ) usando-se a fenolftaleína como indicador. Calcule a molaridade do  $NH_4OH$ , considerando-se que foram necessários 100 mL do ácido para neutralizar 5,0 mL da base. Dados: massas atômicas (em u): H = 1,0; C = 12; O = 16; N = 14; S = 32.

**07 (UFMG-MG)** O hidróxido de sódio (NaOH) neutraliza completamente o ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), de acordo com a equação:



O volume, em litros, de uma solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (1,0 mol/L) que reage com 0,5 mol de NaOH é:

- a) 4,00                      b) 2,00                      c) 1,00                      d) 0,50                      e) 0,25

**08 (F.C.Chagas-BA)** Dois equipamentos de laboratório comumente utilizados em titulações são:

- a) funil de separação e bureta    d) balão volumétrico e cadinho  
b) bureta e erlenmeyer    e) pipeta e mufla  
c) balão de fundo redondo e condensador

**09** 20,0 mL de solução 0,10 M de HCl exigiram, na titulação, 10,0 mL de solução de NaOH. A molaridade da solução básica era igual a:

- a) 0,20                      b) 0,30                      c) 0,50                      d) 1,0                      e) 2,0

**10 (PUC-Campinas-SP)** Vinte e cinco mililitros de uma solução de ácido acético 0,06 M são titulados com 15 mL de solução de hidróxido de sódio. A molaridade da solução básica é igual a:

- a) 0,2                      b) 0,1                      c) 0,6                      d) 0,03                      e) 0,02

**11 (Vunesp)** O eletrólito empregado em baterias de automóvel é uma solução aquosa de ácido sulfúrico. Uma amostra de 7,5 mL da solução de uma bateria requer 40 mL de hidróxido de sódio 0,75 M para sua neutralização completa.

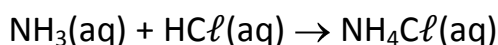
- a) Calcule a concentração molar do ácido na solução de bateria.  
b) Escreva as equações balanceadas das reações de neutralização total e parcial do ácido, fornecendo os nomes dos produtos formados em cada uma delas.

**12 (Fuvest)** 20 mL de uma solução de hidróxido de sódio são titulados por 50 mL de solução 0,10 molar de ácido clorídrico. Calcular:

- a) a molaridade da solução de hidróxido de sódio;  
b) a concentração da solução de hidróxido de sódio em gramas/litro.

Massa molar do NaOH = 40 g · mol<sup>-1</sup>

**13 (Vunesp)** Alguns produtos de limpeza doméstica consistem basicamente de solução aquosa de amônia. Para reagir completamente com amônia presente em 5,00 mL de amostra de determinado produto de limpeza, foram necessários 31,20 mL de ácido clorídrico 1,00 M. A reação que ocorre é: (Dadas as massas atômicas: N = 14; H = 1)



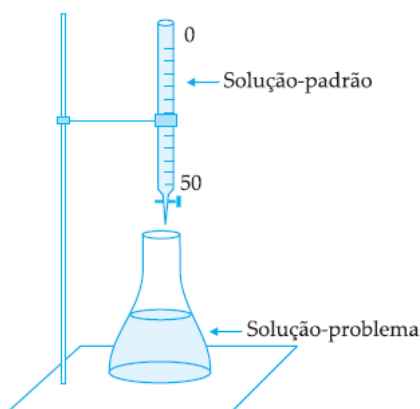
- a) Calcule a concentração molar de amônia na amostra.  
b) Supondo a densidade da solução de amônia igual a 1 g/mL, calcule a porcentagem em massa de amônia presente na amostra.

**14 (Fuvest-SP)** 10 mL de solução 0,1 M de HCl não são neutralizados por 50 mL de solução 0,01 M de NaOH, porque:

- a) O HCl é um ácido forte, enquanto o NaOH é uma base fraca;  
b) os reagentes não são, ambos, fortes;  
c) há excesso de base;  
d) nas soluções usadas, o número de mols do ácido é diferente do número de mols da base;  
e) o produto da reação não é um sal neutro.

**15 (UFV-MG)** Chama-se titulação a operação na qual se adiciona a solução padrão, gota a gota, à solução-problema (solução contendo a substância a analisar) até o término da reação, evidenciada, por exemplo, com substância indicadora.

Numa titulação típica, dita acidimetria, titulou-se 10 mL de uma solução aquosa de HCl, gastando-se um volume de 20 mL de NaOH de concentração igual a 0,1 mol/L, segundo o esquema abaixo:



Partindo do enunciado e do esquema fornecidos, pede-se:

- a equação balanceada da reação entre HCl e NaOH;
- a concentração da solução de HCl.

**16 (Fuvest-SP)** Calcule a massa máxima de sulfato de zinco que é possível obter quando 3,25 g de zinco metálico são tratados com 200 mL de uma solução 0,05 M de ácido sulfúrico. Massa molar do sulfato de zinco ( $ZnSO_4$ ) = 161 g/mol. Massas atômicas: H = 1; O = 16; S = 32; Zn = 65.

**17** 10,0g de  $H_2SO_4$  foram dissolvidas em água até completar o volume de 250 mL de solução. 50 mL dessa exigiram na titulação 38,48 mL de solução 1,0 M de NaOH. Calcule a pureza do  $H_2SO_4$  analisando, supondo que as impurezas não reagem com NaOH. Massa molar do  $H_2SO_4$  = 98 g/mol.

**18** Barrilha, que é carbonato de sódio impuro, é um insumo básico da indústria química. Uma amostra de barrilha de 10 g foi totalmente dissolvida em 800 mL de ácido clorídrico 0,2 mol/L. O excesso de ácido clorídrico foi neutralizado por 250 mL de NaOH 0,1 mol/L. Qual é o teor de carbonato de sódio, em porcentagem de massa, na amostra da barrilha?

**19** Em uma titulação, foram gastos 7,0 mL de uma solução de  $HNO_3$  0,70 mol/L como solução reagente para análise de 25,0 mL de uma solução de hidróxido de bário. A concentração, em mol/L, da solução de hidróxido de bário analisada foi:

- a) 0,098.                      b) 0,049.                      c) 0,030.                      d) 0,196.                      e) 0,070.

**20** Quantos gramas de hidróxido de potássio são neutralizados por 250 mL de solução de ácido nítrico de concentração 0,20 mol/L? Dado: Massa molar do KOH = 56,0 g/mol

- a) 1,0g.                      b) 1,2g.                      c) 1,4g.                      d) 2,8g.                      e) 5,6g.

**21** 0,195g de um metal bivalente foi dissolvido em 10 mL de ácido sulfúrico 0,50 molar. O excesso de ácido foi neutralizado por 16 mL de hidróxido de potássio 0,25 molar. Calcule a massa atômica do metal.

**22** O rótulo de um produto de limpeza diz que a concentração de amônia ( $NH_3$ ) é de 9,5 g/L. Com o intuito de verificar se a concentração de amônia corresponde à indicada no rótulo, 5 mL desse produto foram titulados com ácido clorídrico (HCl) de concentração 0,1 mol/L. Para consumir toda a amônia dessa amostra, foram gastos 25 mL do ácido. Qual a concentração, em g/L, da solução, calculada com os dados da titulação?

23 Em um Erlenmeyer foram colocados 20,0 mL de solução aquosa de ácido sulfúrico 0,1 mol/L, mais gotas de fenolftaleína (indicador, que é incolor em meio ácido e róseo em meio alcalino). Em seguida, com auxílio de uma bureta, foi transferida para o Erlenmeyer solução aquosa de hidróxido de sódio 0,1 mol/L gota a gota, agitando-se constantemente para homogeneização. A solução do Erlenmeyer terá cor rósea persistente quando o volume de solução de hidróxido de sódio transferido for de:

- a) 30,0 mL.                      b) 40,1 mL.                      c) 25,5 mL.                      d) 10,2 mL.                      e) 20,1 mL.

24 Na titulação de 10 mL de ácido clorídrico existente numa amostra de suco gástrico, foram gastos 9,0 mL de uma solução 0,20 mol/L de hidróxido de sódio. Qual a molaridade do ácido na amostra?

- a) 1,80 mol/L.                      b) 0,90 mol/L.                      c) 0,45 mol/L.                      d) 0,20 mol/L.                      e) 0,18 mol/L.

25 (UDESC-SC) Em um laboratório de química são colocados a reagir completamente 100 mL de solução de hidróxido de sódio com 30 mL de HCl 1,5 molar (mol/L). Pede-se:

I - A molaridade da solução de hidróxido de sódio.

II - A massa de hidróxido de sódio aí existente.

A alternativa que apresenta **corretamente** o que se pede é:

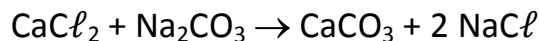
- a) 0,225 mol/L e 1,8 g.                      d) 0,225 mol/L e 5,4 g.  
b) 0,45 mol/L e 1,8 g.                      e) 0,45 mol/L e 3,6 g.  
c) 0,045 mol/L e 1,8 g.

26 (FESP-PE) Preparou-se 100,00 mL uma solução de um ácido diprótico de massa molar 162 g/mol e densidade 1,80 g/mL, diluindo-se 1,00 mL deste ácido em quantidade suficiente de água destilada para completar o balão volumétrico até a aferição (100,00 mL). Em seguida retira-se do balão 5,00 mL da solução e titula-se com hidróxido de sódio 1 molar, gastando-se 1,00 mL, para a completa neutralização. A pureza do ácido analisado é de: (H = 1u, S = 32u, O = 16u e Na = 23u)

- a) 70%                      b) 75%                      c) 83%                      d) 90%                      e) 78%

27 Por lei, o vinagre (solução aquosa de ácido acético) pode conter, no máximo, 4% em massa de ácido acético (M = 0,67 mol/L). Suponha que você queira verificar se o vinagre utilizado em sua casa atende as especificações legais. Para isso, você verifica que 40 mL de vinagre são completamente neutralizados por 15 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio 2,0 molar. A que conclusão você chega?

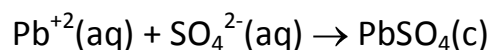
28 Quando se adiciona uma solução de cloreto de cálcio a uma solução de carbonato de sódio forma-se uma solução de carbonato de cálcio insolúvel (utilizado como giz), de acordo com a equação:



Para reagir completamente com 50 mL de solução 0,15 mol/L de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, é necessário um volume de solução 0,25 mol/L de CaCl<sub>2</sub> igual a:

- a) 15,0 mL.                      b) 25,0 mL.                      c) 30,0 mL.                      d) 50,0 mL.                      e) 75,5 mL.

29 Acrescentando um volume V<sub>2</sub> (em mL) de uma solução aquosa 1,0 molar de nitrato de chumbo a um volume V<sub>1</sub> (em mL) 1,0 molar em sulfato de potássio e supondo que a reação representada pela equação:



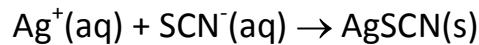
seja completa, em qual das alternativas seria formada a maior quantidade de PbSO<sub>4</sub>(s)?

- a) V<sub>1</sub> = 5; V<sub>2</sub> = 25.                      d) V<sub>1</sub> = 20; V<sub>2</sub> = 10.  
b) V<sub>1</sub> = 10; V<sub>2</sub> = 20.                      e) V<sub>1</sub> = 25; V<sub>2</sub> = 5.  
c) V<sub>1</sub> = 15; V<sub>2</sub> = 15.

**30 (Covest-PE)** O vinagre comercial contém ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). Na titulação de 6,0 mL de vinagre comercial com densidade  $1,01 \text{ g mL}^{-1}$ , gastaram-se 10,0 mL de uma solução  $0,40 \text{ mol.L}^{-1}$  de hidróxido de sódio (NaOH). Qual é a porcentagem de ácido acético contido no vinagre analisado? (Dados: C = 12, H = 1 e O = 16). Anote o inteiro mais próximo.

**31** 1,4 g de Iodo foi dissolvido em álcool; a seguir, juntou-se água até o volume de 250 mL. Dessa solução, retiraram-se 25 mL, que foi titulados com 5 mL de tiosulfato de sódio 0,2 molar. Qual é a porcentagem de pureza do iodo analisado? Dado:  $\text{I}_2 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$

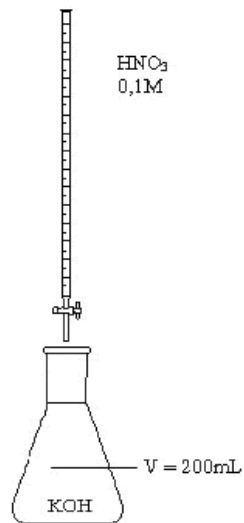
**32** Para determinar a porcentagem de prata em uma liga, um analista dissolve uma amostra de 0,8g da liga em ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ). Isso causa a dissolução da prata como íons  $\text{Ag}^+$ . A solução é diluída com água e titulada com uma solução 0,15 molar de tiocianato de potássio (KSCN). É formado, então, um precipitado:



E o analista descobre que são necessários 42 mL de solução de KSCN para a titulação. Qual é a porcentagem em massa de prata na liga?

**33 (UEGO-GO)** Titulação é a operação que consiste em juntar lentamente uma solução a outra até o término da reação entre seus solutos, com a finalidade de determinar a concentração de uma das soluções a partir da concentração, já conhecida, da outra solução.

Observe a figura abaixo:



Considerando que foram gastos 100 mL de  $\text{HNO}_3$  para neutralizar 0,2 L de KOH, a concentração da solução de KOH, nessa análise, é:

- a) 0,5 mol/L                      b) 0,05 mol/L                      c) 0,1 mol/L                      d) 0,03 mol/L                      e) 0,02 mol/L

**34** 0,3g de cloreto de cálcio ( $\text{CaCl}_2$ ) impuro é dissolvido em água e a solução é titulada, gastando 25 mL de oxalato de sódio ( $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) 0,1 molar. Qual é a porcentagem de pureza do cloreto de cálcio?

Dado:  $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4 + 2\text{NaCl}$



**35 (Fuvest-SP)** O rótulo de um produto de limpeza diz que a concentração de amônia,  $\text{NH}_3$ , é de 9,5 g/L. Com o intuito de verificar se a concentração de amônia corresponde à indicada no rótulo, 5,00 mL desse produto foram titulados com ácido clorídrico de concentração 0,100 mol/L. Para consumir toda a amônia dessa amostra foram gastos 25,00 mL do ácido.

Com base nas informações fornecidas indique a alternativa que responde corretamente às seguintes questões:

I. Qual a concentração da solução, calculada com os dados da titulação?

II. A concentração indicada no rótulo é correta?

I	II
a) 0,12 mol/L	sim
b) 0,25 mol/L	não
c) 0,25 mol/L	sim
d) 0,50 mol/L	não
e) 0,50 mol/L	sim

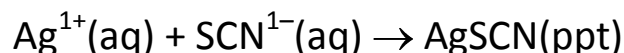
**36 (Faap-SP)** Calcule o grau de pureza de uma amostra de 4,80 g de hidróxido de sódio, sabendo que uma alíquota de 10 mL de uma solução de 100 mL desse material consumiu, na titulação, 20,0 mL de uma solução 0,25 mol/L de  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ . Considere que as impurezas presentes na massa da amostra são inertes ao ácido.

**37 (UnB-DF)** Uma remessa de soda cáustica está sob suspeita de estar adulterada. Dispondo de uma amostra de 0,5 grama, foi preparada uma solução aquosa de 50 mL. Esta solução foi titulada, sendo consumidos 20 mL de uma solução 0,25 mol/L de ácido sulfúrico. Determine a porcentagem de impureza existente na soda cáustica, admitindo que não ocorra reação entre o ácido e as impurezas. Massa molar:  $\text{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$ .

**38 (UFPI-PI)** Desejando-se verificar o teor de ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , em um vinagre obtido numa pequena indústria de fermentação, pesou-se uma massa de 20 g do mesmo e diluiu-se a 100  $\text{cm}^3$  com água destilada em balão volumétrico. A seguir, 25  $\text{cm}^3$  desta solução foram pipetados e transferidos para erlenmeyer, sendo titulados com solução 0,100 mol/L de hidróxido de sódio, da qual foram gastos 33,5  $\text{cm}^3$ . A concentração em massa do ácido no vinagre em % é: Massa molar do ácido acético = 60 g/mol.

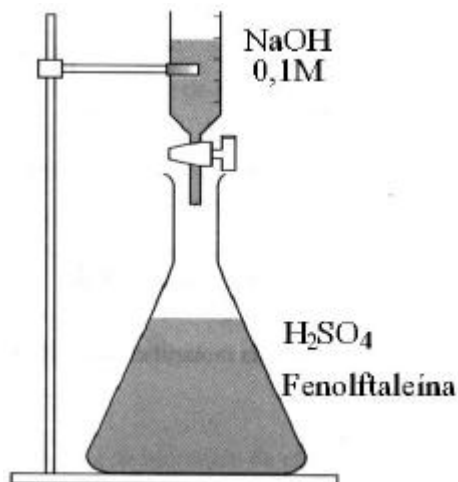
a) 4,0%      b) 3,3%      c) 2,0%      d) 2,5%      e) 0,8%

**39 (UCG-GO)** Para determinar a porcentagem de prata, Ag, em uma liga, um analista dissolve uma amostra de 0,800 g da liga em ácido nítrico. Isto causa a dissolução da prata como íons  $\text{Ag}^{1+}$ . A solução é diluída com água e titulada com solução 0,150 mol/L de tiocianato de potássio, KSCN. É formado, então, um precipitado:



Ele descobre que são necessários 42 mL de solução de KSCN para a titulação. Qual é a porcentagem em massa de prata na liga? Massa molar do Ag = 108  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

40 (PUC-PR) Em um erlenmeyer foram colocados 20,0 cm<sup>3</sup> de solução aquosa de ácido sulfúrico 0,1M, mais gotas de fenolftaleína (indicador, que é incolor em meio ácido e róseo em meio alcalino). Em seguida, com auxílio de uma bureta, foi transferida para o erlenmeyer solução aquosa de hidróxido de sódio 0,1M gota a gota, agitando constantemente para homogeneização. A solução do erlenmeyer terá a cor rósea persistente quando o volume de solução de hidróxido de sódio transferido for de:



- a) 30,0cm<sup>3</sup>      b) 40,1cm<sup>3</sup>      c) 25,5cm<sup>3</sup>      d) 10,2cm<sup>3</sup>      e) 20,1cm<sup>3</sup>

41 (UNIUBE-MG) Um estudante, ao fazer uma titulação de 25mL de uma solução de hidróxido de sódio (NaOH), gastou 30mL de uma solução de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) 0,2M. A concentração da solução de hidróxido de sódio em mol . L<sup>-1</sup> é:

- a) 0,12      b) 0,24      c) 0,33      d) 0,48      e) 0,96

42 (CESGRANRIO-RJ) Desejando determinar a concentração de uma solução de NaOH, usou-se uma titulação com H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 0,1M. Para a neutralização de 25mL da base, foram necessários 27,5mL solução ácida a concentração de NaOH, em mol/L, encontrada foi:

- a) 0,09      b) 0,10      c) 0,22      d) 0,15      e) 0,19

43 (UEPG-PR) São submetidos a titulação 10 mL de uma solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> com uma solução de NaOH 0,5 M. Determine a concentração da solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> em g/L, sabendo que foram consumidos 20 mL da solução de NaOH. (Dados de massas atômicas: H = 1; S = 32; O = 16.

44 (UDESC-SC) Para a titulação de 200 mililitros de uma solução 0,2 mol/L de HCl, o técnico em química dispunha de uma solução de NaOH 8g/L. O volume da solução básica nessa concentração, que será gasto para neutralizar completamente a solução ácida, é:

- a) 300mL.      b) 100mL.      c) 500mL.      d) 200mL.      e) 50mL.

45 (UFRRJ-RJ) Soluções aquosas de hidróxido de sódio (NaOH) podem ser utilizadas como titulantes na determinação da concentração de soluções ácidas. Qual seria o volume de solução de NaOH 0,1 mol/L gasto na neutralização de 25 mL de uma solução aquosa de um ácido monoprótico fraco (HA) com concentração 0,08 mol/L.

46 (Faap-SP) Um controle rápido sobre a condição de utilização de uma bateria de automóvel é a medida da densidade da solução aquosa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> que a mesma contém e que deve se situar entre 1,25 g/mL e 1,30 g/mL. Outro ensaio consistiria em retirar uma alíquota de 1 mL dessa solução que é colocada em erlenmeyer, diluída com água destilada, adicionada de indicador e titulada com solução aquosa de NaOH 1 molar. Supondo que nessa titulação o volume de titulante gasto fosse de 26 mL, a molaridade da solução ácida da bateria testada seria igual a:

- a) 36      b) 26      c) 13      d) 18      e) 2

**47 (Udesc-SC)** As reações de neutralização são importantes em um procedimento de laboratório conhecido como titulação ácido-base, no qual a concentração molar de um ácido em uma solução aquosa é determinada pela aplicação vagarosa de uma solução básica de concentração conhecida, na solução do ácido. (As funções do ácido e da base podem ser invertidas.)

Em relação a isso:

- Responda: em que momento deve ser interrompida a adição da base ao ácido?
- Escreva a reação química que represente a neutralização do ácido clorídrico pelo hidróxido de sódio.
- Repita o item b, substituindo o ácido clorídrico por ácido sulfúrico.

**48 (Unifenas-MG)** 25 g de hidróxido de sódio impuro são dissolvidos em água suficiente para 500 mL de solução. Uma alíquota de 50 mL dessa solução foi gasta na titulação de 25 mL de ácido sulfúrico 1,00 mol/L.

Qual a porcentagem de pureza do hidróxido de sódio?

- a) 8%                      b) 20%                      c) 80%                      d) 100%                      e) 2%

**49 (PUC-MG)** 10 gramas de hidróxido de sódio impuro são dissolvidos em água suficiente para 500 mL de solução. Uma alíquota de 50 mL dessa solução gasta, na titulação, 15 mL de ácido sulfúrico 0,5 mol/L. A porcentagem de pureza do hidróxido de sódio inicial é:

- a) 90%                      b) 80%                      c) 60%                      d) 50%                      e) 30%

**50 (UnB-DF)** Um auxiliar de laboratório encontrou, em uma bancada, um frasco com o rótulo “óleo de vitriol”. Esclarecido pelo químico responsável pelo laboratório, o auxiliar foi informado de que se tratava de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ). Uma amostra de 50 mL do ácido foi então analisada por meio de um procedimento conhecido como titulação. O químico utilizou 800 mL de uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) 0,5 mol/L para neutralizar toda a amostra tomada. Calcule a concentração em quantidade de matéria relativa à solução de ácido contida no frasco. Dê a sua resposta em mol/L, desconsiderando a parte fracionária do resultado, caso exista.

# GABARITO

## 01- Alternativa E

Calculando o número de mols do NaOH:  $n(\text{NaOH}) = [\text{NaOH}] \cdot V(\text{L}) = 0,2 \cdot 0,025 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Reação química:  $\text{R-COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{R-COO}^-\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$

Estequiometria:  $\begin{matrix} 1\text{mol} & 1\text{mol} & 1\text{mol} \\ 5 \cdot 10^{-3}\text{mol} & 5 \cdot 10^{-3}\text{mol} & 5 \cdot 10^{-3}\text{mol} \end{matrix}$

Calculando a concentração molar do sal obtido na solução resultante cujo volume é 50mL ( $50 \cdot 10^{-3}\text{L}$ ):

$$[\text{sal}] = \frac{\text{N}^\circ \text{mol sal}}{V \text{ solução final (L)}} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

## 02-

a) Reação química:  $\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$

Estequiometria:  $\begin{matrix} 1\text{mol} & 1\text{mol} & 1\text{mol} \end{matrix}$

Calculando a massa de NaCl na solução:

$$\frac{20 \cdot 10^{-3} \text{ L solução AgNO}_3}{10 \cdot 10^{-3} \text{ L solução NaCl}} \cdot \frac{0,1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 11,7 \text{ g NaCl}$$

Calculando a porcentagem em massa de NaCl na solução cuja densidade é igual a 1g/mL:

10g solução de soro fisiológico  $\rightarrow$  100%

11,7g de NaCl  $\rightarrow$  X

X = 1,17% em massa de NaCl no soro fisiológico

Portanto a solução não pode ser utilizada, pois apresenta porcentagem em massa de NaCl superior ao do soro fisiológico.

b) Calculando o número de mols de AgNO<sub>3</sub> consumido:  $n(\text{AgNO}_3) = [\text{AgNO}_3] \cdot V(\text{L}) = 0,1 \cdot 0,02 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Calculando o número de mols de AgCl formado:  $\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$

$\begin{matrix} 1\text{mol} & 1\text{mol} \\ 2 \cdot 10^{-3}\text{mol} & X \end{matrix}$   
onde X =  $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Calculando a massa de AgCl formado:  $m = n \cdot M = 2 \cdot 10^{-3} \cdot 143,4 = 0,2868 \text{ g}$

## 03- Alternativa D

Cálculo do número de mols de NaOH consumido:  $n(\text{NaOH}) = [\text{NaOH}] \cdot V(\text{L}) = 0,1 \cdot 0,02 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Cálculo do número de mols de ácido acetilsalicílico ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ) que reagiu completamente com o NaOH:

$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaC}_9\text{H}_7\text{O}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

$\begin{matrix} 1\text{mol} & 1\text{mol} \\ X & 2 \cdot 10^{-3}\text{mol} \end{matrix}$

X =  $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  de ácido acetilsalicílico ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ )

Cálculo da massa de ácido acetilsalicílico ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ) existente em 1 comprimido:  $m = n \cdot M = 2 \cdot 10^{-3} \cdot 180 = 0,36 \text{ g}$

Cálculo da porcentagem em massa de ácido acetilsalicílico ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ) no comprimido:

1g de comprimido  $\rightarrow$  100%

0,36g ácido acetilsalicílico  $\rightarrow$  X

X = 36% em massa ácido acetilsalicílico ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ) no comprimido.

#### 04- Alternativa C

Bureta ou pipeta graduada e erlenmeyer são os aparelhos mais indicados para uma titulação. O amido é o indicador utilizado para iodometria. Para titulações ácido (H<sup>+</sup>)/base (OH<sup>-</sup>) podemos utilizar os outros indicadores, como por exemplo:

fenolftaleína: incolor (H<sup>+</sup>)/vermelho (OH<sup>-</sup>)

metil orange: vermelho(H<sup>+</sup>)/amarelo (OH<sup>-</sup>)

tornassol: vermelho (H<sup>+</sup>)/azul (OH<sup>-</sup>)

azul de bromotimol: amarelo (H<sup>+</sup>)/azul (OH<sup>-</sup>)

#### 05- Alternativa B

Calculando número de mols de AgNO<sub>3</sub>: n = [AgNO<sub>3</sub>].V(L) = 1.0,1 = 0,1mol

Reação química: HCl + AgNO<sub>3</sub> → AgCl + HNO<sub>3</sub>

Estequiometria: 1mol 1mol 1mol 1mol

0,1mol 0,1mol 0,1mol 0,1mol

a) (V) Calculando a [NO<sub>3</sub><sup>-</sup>] na solução resultante cujo volume é de 200mL (0,2L):

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{\text{N}^\circ \text{ mol}}{\text{V(L)}} = \frac{0,1}{0,2} = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$$

b) (F) vide a estequiometria da reação acima.

c) (V) cloreto de prata é um sal insolúvel em água.

d) (V) Como o HCl e o HNO<sub>3</sub> são ácidos fortes, a acidez praticamente não se altera (pH ≅ cte.).

e) (V) O AgCl é um sólido insolúvel na água (bifásico).

#### 06-

$$\frac{100 \cdot 10^{-3} \text{ L H}_2\text{SO}_4}{5 \cdot 10^{-3} \text{ L NH}_4\text{OH}} \cdot \frac{4,9 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ L H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_4\text{OH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

#### 07- Alternativa E

Cálculo do número de mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> que reage com o NaOH:

Reação química: 2 NaOH + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 2 H<sub>2</sub>O

Estequiometria: 2mol 1mol

Dado: 0,5mol X

$$X = 0,25 \text{ mol}$$

$$\text{Cálculo do volume de solução de H}_2\text{SO}_4 \text{ 1mol/L: } [\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{\text{N}^\circ \text{ mol}}{\text{V(L)}} \rightarrow V = \frac{0,25 \text{ mol}}{1 \text{ mol.L}^{-1}} = 0,25 \text{ L ou } 250 \text{ mL}$$

#### 08- Alternativa B

Bureta contém o titulante, erlenmeyer contém o titulado.

#### 09- Alternativa A

Reação química: HCl + NaOH → NaCl + H<sub>2</sub>O

Estequiometria: 1mol 1mol

Cálculo da concentração da solução de NaOH:

$$\frac{20 \cdot 10^{-3} \text{ L HCl}}{10 \cdot 10^{-3} \text{ L NaOH}} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

#### 10- Alternativa B

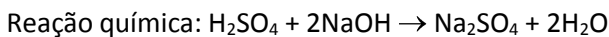
Reação química: CH<sub>3</sub>-COOH + NaOH → CH<sub>3</sub>-COO<sup>-</sup>Na<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>O

Estequiometria: 1 mol 1 mol

Cálculo da concentração da solução de NaOH:

$$\frac{25 \cdot 10^{-3} \text{ L CH}_3\text{COOH}}{15 \cdot 10^{-3} \text{ L NaOH}} \cdot \frac{0,06 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

11-



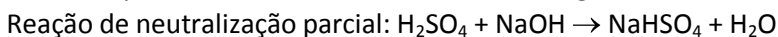
Estequiometria: 1mol    2mol

a) Cálculo da concentração molar do ácido na solução de bateria:

$$\frac{40 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}}{7,5 \cdot 10^{-3} \text{L H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{0,75 \text{mol NaOH}}{1 \text{L NaOH}} \cdot \frac{1 \text{mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{mol NaOH}} = 2 \text{mol.L}^{-1}$$

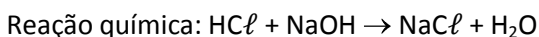
b) Reação de neutralização total:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Nome do produto formado: sulfato de sódio e água



Nome do produto formado: hidrogenossulfato de sódio ou sulfato ácido de sódio.

12-



Estequiometria: 1mol    1mol

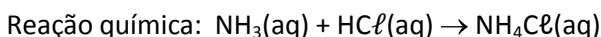
a) Cálculo da molaridade da solução de NaOH:

$$\frac{50 \cdot 10^{-3} \text{L HCl}}{20 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}} \cdot \frac{0,1 \text{mol HCl}}{1 \text{L HCl}} \cdot \frac{1 \text{mol NaOH}}{1 \text{mol HCl}} = 0,25 \text{mol.L}^{-1}$$

b) Cálculo da concentração da solução de NaOH em g/L:

$$\frac{0,25 \text{mol NaOH}}{1 \text{L NaOH}} \cdot \frac{40 \text{g NaOH}}{1 \text{mol NaOH}} = 10 \text{g.L}^{-1}$$

13-



Estequiometria: 1mol    1mol

a) Cálculo da concentração molar de amônia no produto de limpeza:

$$\frac{31,2 \cdot 10^{-3} \text{L HCl}}{5 \cdot 10^{-3} \text{L produto limpeza}} \cdot \frac{1 \text{mol HCl}}{1 \text{L HCl}} \cdot \frac{1 \text{mol NH}_3}{1 \text{mol HCl}} = 6,24 \text{mol.L}^{-1}$$

b) Cálculo da massa de amônia na solução:

$$\frac{6,24 \text{mol NH}_3}{1 \text{L produto limpeza}} \cdot \frac{17 \text{g NH}_3}{1 \text{mol NH}_3} = 106,08 \text{g.L}^{-1}$$

Cálculo da porcentagem de amônia no produto de limpeza com densidade de 1g/mL:

1000g produto de limpeza → 100%

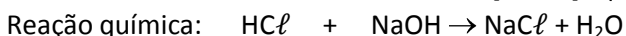
106,08g de amônia → X

X = 10,6% em massa

14- Alternativa D

Cálculo do número de mol de HCl:  $n = [\text{HCl}] \cdot V(\text{L}) = 0,1 \cdot 10 \cdot 10^{-3} = 1 \cdot 10^{-3} \text{mol}$

Cálculo do número de mol de NaOH:  $n = [\text{NaOH}] \cdot V(\text{L}) = 0,01 \cdot 50 \cdot 10^{-3} = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{mol}$



Estequiometria: 1mol    1mol

Dados:  $1 \cdot 10^{-3} \text{mol}$      $0,5 \cdot 10^{-3} \text{mol}$

excesso

Portanto, temos:  $0,5 \cdot 10^{-3} \text{mol}$  de HCl em excesso, reagindo  $0,5 \cdot 10^{-3} \text{mol}$  de HCl

15-



Estequiometria: 1mol 1mol

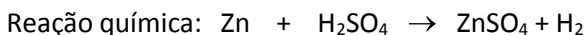
b) Cálculo da concentração molar de HCl na solução:

$$\frac{20 \cdot 10^{-3} \text{ L NaOH} \cdot 0,1 \text{ mol NaOH}}{10 \cdot 10^{-3} \text{ L HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

16-

Cálculo do número de mols de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :  $n = [\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot V(\text{L}) = 0,05 \cdot 0,2 = 0,01 \text{ mol}$

$$\text{Cálculo do número de mols de Zn: } n = \frac{m}{M} = \frac{3,25}{65} = 0,05 \text{ mol}$$



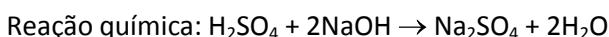
Estequiometria: 1mol 1mol 1mol

Dados: ~~0,05mol~~ 0,01mol X

Excesso X=0,01mol

Cálculo da massa de  $\text{ZnSO}_4$  formada:  $m = n \cdot M = 0,01 \cdot 161 = 1,61 \text{ g}$

17-



Estequiometria: 1mol 2mol

Cálculo da concentração molar do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  na solução:

$$\frac{38,48 \cdot 10^{-3} \text{ L NaOH} \cdot 1 \text{ mol NaOH}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ L H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = 0,3848 \text{ mol.L}^{-1}$$

Cálculo da massa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  existente na solução de 250mL:

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{m}{M \cdot V(\text{L})} \rightarrow m = 0,3848 \cdot 98 \cdot 0,25 \rightarrow m = 9,4276 \text{ g}$$

Cálculo da porcentagem de pureza de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  na solução:

10,0g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  impuro  $\rightarrow 100\%$

9,4276g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro  $\rightarrow X$

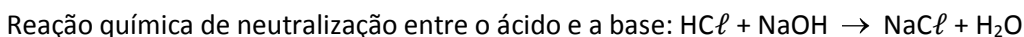
$X = 94,27\%$  de pureza

18-

Cálculo do número de mol de HCl na solução inicial:  $n = [\text{HCl}] \cdot V(\text{L}) = 0,2 \cdot 0,8 = 0,16 \text{ mol}$

Cálculo do número de mol de NaOH que reage com excesso de HCl:  $n = [\text{NaOH}] \cdot V(\text{L}) = 0,1 \cdot 0,25 = 0,025 \text{ mol}$

Cálculo do número de mol de HCl em excesso:



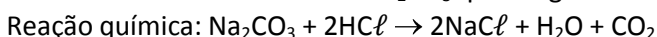
Estequiometria: 1mol 1mol

Dados: X 0,025mol

X = 0,025mol de HCl em excesso

Cálculo do número de mol de HCl que reage totalmente com a barrilha:  $n = 0,16 - 0,025 = 0,135 \text{ mol}$

Cálculo do número de mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  que reage com o HCl:



Estequiometria: 1mol 2mol

Dados: X 0,135mol

X = 0,0675mol

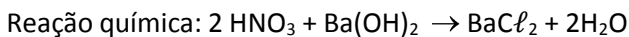
Cálculo da massa de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  que reage com o HCl:  $m = n \cdot M = 0,0675 \cdot 106 = 7,155 \text{ g}$

Cálculo da porcentagem de pureza de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  na amostra:

10g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  impuro  $\rightarrow 100\%$

7,155g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  puro  $\rightarrow X = 71,55$  de pureza.

19- Alternativa A

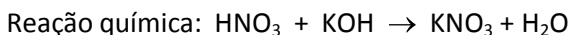


Estequiometria: 2mol 1mol

Cálculo da concentração de  $\text{Ba(OH)}_2$  na solução:

$$\frac{7 \cdot 10^{-3} \text{ L HNO}_3}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L Ba(OH)}_2} \cdot \frac{0,7 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba(OH)}_2}{2 \text{ mol HNO}_3} = 0,098 \text{ mol.L}^{-1}$$

20- Alternativa D



Estequiometria: 1mol 1mol

Cálculo da massa de KOH:

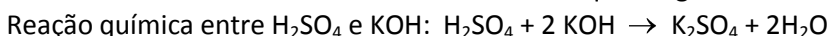
$$0,25 \text{ L HNO}_3 \cdot \frac{0,2 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 2,8 \text{ g}$$

21-

Cálculo do número de mol do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  na solução:  $n = [\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot V(\text{L}) = 0,01 \cdot 0,5 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Cálculo do número de mol de KOH que reage com o excesso de ácido:  $n = [\text{KOH}] \cdot V(\text{L}) = 0,016 \cdot 0,25 = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Cálculo do número de mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  em excesso que reage com KOH:



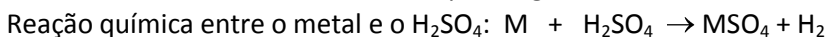
Estequiometria: 1mol 2mol

Dados: X  $4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$X = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ (excesso)}$$

Cálculo do número de mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que reage completamente com o metal:  $n = 5 \cdot 10^{-3} - 2 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Cálculo do número de mol do metal que reage com o  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



Estequiometria: 1mol 1mol

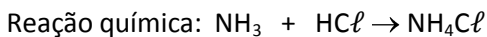
Dados: X  $3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$X = 3 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Cálculo da massa molar do metal: } n = \frac{m}{M} \rightarrow M = \frac{m}{n} \rightarrow M = \frac{0,195}{3 \cdot 10^{-3}} = 65 \text{ g.mol}^{-1}$$

Com isso ficamos com a massa atômica igual a 65u.

22-



Estequiometria: 1mol 1mol

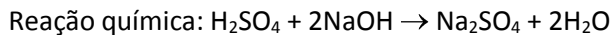
Cálculo da concentração em g/L da solução de  $\text{NH}_3$ :

$$\frac{25 \cdot 10^{-3} \text{ L HCl}}{5 \cdot 10^{-3} \text{ L NH}_3} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 8,5 \text{ g.L}^{-1}$$

Conclusão: o produto de limpeza não atende às especificações.



23- Alternativa B



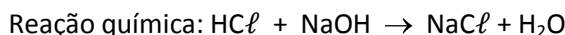
Estequiometria: 1mol 2mol

Cálculo do volume de NaOH gasto na titulação:

$$20 \cdot 10^{-3} \text{L H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0,1 \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{L H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{mol NaOH}}{1 \text{mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{L NaOH}}{0,1 \text{mol NaOH}} = 40 \cdot 10^{-3} \text{L ou } 40 \text{mL}$$

Com o volume de 40mL de NaOH ocorre a neutralização total, acima desse volume teremos excesso de NaOH onde predominará a coloração rósea do indicador fenolftaleína.

24- Alternativa E

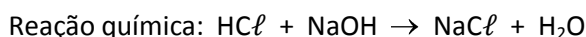


Estequiometria: 1mol 1mol

Cálculo da concentração de HCl no suco gástrico:

$$\frac{9 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}}{10 \cdot 10^{-3} \text{L HCl}} \cdot \frac{0,2 \text{mol NaOH}}{1 \text{L NaOH}} \cdot \frac{1 \text{mol HCl}}{1 \text{mol NaOH}} = 0,18 \text{mol.L}^{-1}$$

25- Alternativa B



Estequiometria: 1mol 1mol

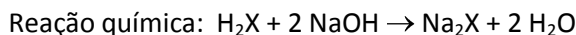
Cálculo da concentração de NaOH na solução:

$$\frac{30 \cdot 10^{-3} \text{L HCl}}{100 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}} \cdot \frac{1,5 \text{mol HCl}}{1 \text{L HCl}} \cdot \frac{1 \text{mol NaOH}}{1 \text{mol HCl}} = 0,45 \text{mol.L}^{-1}$$

Cálculo da massa de NaOH existente na solução:

$$0,1 \text{L NaOH} \cdot \frac{0,45 \text{mol NaOH}}{1 \text{L NaOH}} \cdot \frac{40 \text{g NaOH}}{1 \text{mol NaOH}} = 1,8 \text{g}$$

26- Alternativa D



Estequiometria: 1mol 2mol

Cálculo da massa de ácido que foi neutralizado na titulação:

$$\frac{1 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}}{5 \cdot 10^{-3} \text{L H}_2\text{X}} \cdot \frac{1 \text{mol NaOH}}{1 \text{L NaOH}} \cdot \frac{1 \text{mol H}_2\text{X}}{2 \text{mol NaOH}} \cdot \frac{162 \text{g H}_2\text{X}}{1 \text{mol H}_2\text{X}} = 16,2 \text{g.L}^{-1}$$

Cálculo da massa de ácido que reage na solução inicial (100mL):  $0,1 \text{L H}_2\text{X} \cdot \frac{16,2 \text{g H}_2\text{X}}{1 \text{L H}_2\text{X}} = 1,62 \text{g}$

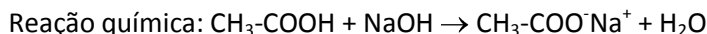
Cálculo da porcentagem de pureza na amostra de 1,8g do ácido:

1,8g de  $\text{H}_2\text{X}$  impuro  $\rightarrow$  100%

1,62g de  $\text{H}_2\text{X}$  puro  $\rightarrow$  X

X = 90% de pureza.

27-



Estequiometria: 1 mol 1 mol

Cálculo da concentração da solução de ácido acético no vinagre:

$$\frac{15 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}}{40 \cdot 10^{-3} \text{L CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{2 \text{mol NaOH}}{1 \text{L NaOH}} \cdot \frac{1 \text{mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{mol NaOH}} = 0,75 \text{mol.L}^{-1}$$

O vinagre analisado não atende às especificações:  $0,75 \text{M} > 0,67 \text{M}$

### 28- Alternativa C

Cálculo do número de mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :  $n = [\text{Na}_2\text{CO}_3] \cdot V(\text{L}) = 0,15 \cdot 0,05 = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Cálculo do número de mol de  $\text{CaCl}_2$ :

Reação química:  $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2 \text{NaCl}$

Estequiometria: 1 mol      1 mol

Dados:                    X       $7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$X = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Cálculo do volume gasto de solução de  $\text{CaCl}_2$ :

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3] = \frac{n}{V(\text{L})} \rightarrow V = \frac{n}{[\text{Na}_2\text{CO}_3]} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3}}{0,25} = 0,03 \text{ L ou } 30 \text{ mL}$$

### 29- Alternativa C

Soluções que possuem a mesma concentração molar reagem com volumes iguais. Sendo assim, a solução que possui o maior volume formará a maior quantidade de  $\text{PbSO}_4$ .

### 30-

Reação química:  $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COO}^- \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$

Estequiometria: 1 mol      1 mol

Cálculo da massa de ácido acético no vinagre:

$$\frac{10 \cdot 10^{-3} \text{ L NaOH}}{6 \cdot 10^{-3} \text{ L vinagre}} \cdot \frac{0,4 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = 40 \text{ g CH}_3\text{COOH}$$

Densidade da solução de vinagre:  $d = 1,01 \text{ g/mL}$  ou  $d = 1010 \text{ g/L}$

Cálculo da porcentagem de ácido acético no vinagre:

$1010 \text{ g de vinagre} \rightarrow 100\%$

$40 \text{ g de CH}_3\text{COOH} \rightarrow X$

$$X = 4\%$$

### 31-

Cálculo do número de mol de tiosulfato de sódio:  $n = [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3] \cdot V(\text{L}) = 0,2 \cdot 0,005 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Cálculo do número de mol de iodo:

Reação química:  $\text{I}_2 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$

Estequiometria: 1 mol      2 mol

Dados:                    X       $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$X = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Cálculo da concentração molar do iodo em 25 mL de solução:

$$\frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ L Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L I}_2} \cdot \frac{0,2 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{1 \text{ L Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{2 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$$

Cálculo da massa de iodo existente na solução inicial (25 mL):

$$0,25 \text{ L I}_2 \cdot \frac{0,02 \text{ mol I}_2}{1 \text{ L I}_2} \cdot \frac{254 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = 1,27 \text{ g}$$

Cálculo da porcentagem de iodo na massa inicial:

$1,4 \text{ g de iodo impuro} \rightarrow 100\%$

$1,27 \text{ g de iodo puro} \rightarrow X$

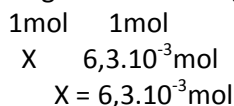
$$X = 90,7\% \text{ de pureza.}$$

32-

Cálculo do número de mol de tiocianato:  $n = [\text{SCN}^-] \cdot V(\text{L}) = 0,15 \cdot 0,042 = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Cálculo do número de mol de íons prata:

Reação química:  $\text{Ag}^+ + \text{SCN}^- \rightarrow \text{AgSCN}$



Cálculo da massa de prata na liga metálica:  $n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \cdot M \rightarrow m = 6,3 \cdot 10^{-3} \cdot 107,8 = 0,6791 \text{ g}$

Cálculo da porcentagem de prata na liga metálica:

0,8g liga metálica  $\rightarrow$  100%

0,6498g prata  $\rightarrow$  X

X = 85%

33- Alternativa B

Reação química:  $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Estequiometria: 1mol 1mol

Cálculo da concentração molar do KOH na solução:

$$\frac{100 \cdot 10^{-3} \text{ L HNO}_3}{200 \cdot 10^{-3} \text{ L KOH}} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol HNO}_3} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

34-

Cálculo do número de mol de  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ :  $n = [\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4] \cdot V(\text{L}) = 0,1 \cdot 0,025 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Reação química:  $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4 + 2\text{NaCl}$

Cálculo do número de mol de  $\text{CaCl}_2$ :

Estequiometria: 1mol 1mol

Dados: X  $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Cálculo da massa de  $\text{CaCl}_2$ :  $m = n \cdot M = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 111 = 0,2775 \text{ g}$

Cálculo da porcentagem de pureza do  $\text{CaCl}_2$ :

0,3g de  $\text{CaCl}_2$  impuro  $\rightarrow$  100%

0,2775g  $\text{CaCl}_2$  puro  $\rightarrow$  X

X = 92,5%

35- Alternativa D

Reação química:  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

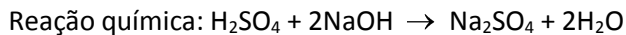
Estequiometria: 1mol 1mol

Cálculo da concentração em mol/L e em g/L do  $\text{NH}_3$  no detergente:

$$\frac{25 \cdot 10^{-3} \text{ L HCl}}{5 \cdot 10^{-3} \text{ L NH}_3} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol HCl}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\frac{0,5 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L NH}_3} \cdot \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 8,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

36-



Estequiometria: 1mol 2mol

Cálculo da massa de NaOH em 100mL da solução inicial:

$$0,1\text{L NaOH} \cdot \frac{20 \cdot 10^{-3} \text{L H}_2\text{SO}_4}{10 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}} \cdot \frac{0,25 \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{L H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{mol NaOH}}{1 \text{mol NaOH}} \cdot \frac{40 \text{g NaOH}}{1 \text{mol NaOH}} = 4 \text{g NaOH}$$

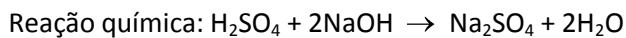
Cálculo da porcentagem de pureza na amostra:

4,80g de NaOH impuro  $\rightarrow$  100%

4,00g de NaOH puro  $\rightarrow$  X

$$X = 83,3\% \text{ de pureza}$$

37-



Estequiometria: 1mol 2mol

Cálculo da concentração em g/L de NaOH em 50mL da solução inicial:

$$\frac{20 \cdot 10^{-3} \text{L H}_2\text{SO}_4}{50 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}} \cdot \frac{0,25 \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{L H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{mol NaOH}}{1 \text{mol NaOH}} \cdot \frac{40 \text{g NaOH}}{1 \text{mol NaOH}} = 8 \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Cálculo da massa de NaOH existente em 50mL de solução:

$$0,05 \text{L NaOH} \cdot \frac{8 \text{g NaOH}}{1 \text{L NaOH}} = 0,4 \text{g NaOH}$$

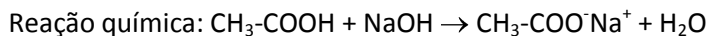
Cálculo da porcentagem de pureza na amostra:

0,5g de NaOH impuro  $\rightarrow$  100%

0,4g de NaOH puro  $\rightarrow$  X

$$X = 80\% \text{ de pureza}$$

38- Alternativa A



Estequiometria: 1mol 1mol

Cálculo da massa de ácido acético no vinagre:

$$0,1 \text{L vinagre} \cdot \frac{35,5 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}}{25 \cdot 10^{-3} \text{L vinagre}} \cdot \frac{0,1 \text{mol NaOH}}{1 \text{L NaOH}} \cdot \frac{1 \text{mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{mol NaOH}} \cdot \frac{60 \text{g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{mol CH}_3\text{COOH}} = 0,852 \text{g}$$

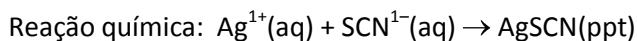
Cálculo da porcentagem de ácido acético no vinagre:

20g de vinagre  $\rightarrow$  100%

0,852g ác. acético  $\rightarrow$  X

$$X = 4,26\% \text{ de ác. acético no vinagre}$$

39-



Estequiometria: 1mol 1mol

Cálculo da massa de prata que reagiu na titulação:

$$0,042 \text{L SCN}^- \cdot \frac{0,15 \text{mol SCN}^-}{1 \text{L SCN}^-} \cdot \frac{1 \text{mol Ag}^+}{1 \text{mol SCN}^-} \cdot \frac{107,8 \text{g Ag}^+}{1 \text{mol Ag}^+} = 0,67914 \text{g}$$

Cálculo da porcentagem de pureza de prata na liga metálica:

0,800g liga metálica  $\rightarrow$  100%

0,67914g prata  $\rightarrow$  X

$$X = 84,9\% \text{ de pureza.}$$

#### 40- Alternativa B

Cálculo do número de mol de  $H_2SO_4$ :  $n = [H_2SO_4] \cdot V(L) = 0,1 \cdot 0,02 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Cálculo do número de mol de NaOH:

Reação química:  $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

Estequiometria: 1mol    2mol

Dados:             $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$     X

$$X = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Cálculo do volume de solução de NaOH:  $[NaOH] = \frac{n}{V(L)} \rightarrow V = \frac{n}{[NaOH]} = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,04L \text{ ou } 40mL$

#### 41- Alternativa D

Reação química:  $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

Estequiometria: 1mol    2mol

Cálculo da concentração molar do NaOH na solução:

$$\frac{30 \cdot 10^{-3} L H_2SO_4}{25 \cdot 10^{-3} L NaOH} \cdot \frac{0,2 mol H_2SO_4}{1 L H_2SO_4} \cdot \frac{2 mol NaOH}{1 mol H_2SO_4} = 0,48 mol \cdot L^{-1}$$

#### 42- Alternativa C

Reação química:  $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

Estequiometria: 1mol    2mol

Cálculo da concentração molar do NaOH na solução:

$$\frac{27,5 \cdot 10^{-3} L H_2SO_4}{25 \cdot 10^{-3} L NaOH} \cdot \frac{0,1 mol H_2SO_4}{1 L H_2SO_4} \cdot \frac{2 mol NaOH}{1 mol H_2SO_4} = 0,22 mol \cdot L^{-1}$$

#### 43-

Reação química:  $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

Estequiometria: 1mol    2mol

Cálculo da concentração em g/L do  $H_2SO_4$  na solução:

$$\frac{20 \cdot 10^{-3} L NaOH}{10 \cdot 10^{-3} L H_2SO_4} \cdot \frac{0,5 mol NaOH}{1 L NaOH} \cdot \frac{1 mol H_2SO_4}{2 mol NaOH} \cdot \frac{98 g H_2SO_4}{1 mol H_2SO_4} = 49 g \cdot L^{-1}$$

#### 44- Alternativa D

Reação química:  $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

Estequiometria: 1mol    1mol

Cálculo do volume gasto da solução de NaOH na titulação:

$$0,2 L HCl \cdot \frac{0,2 mol HCl}{1 L HCl} \cdot \frac{1 mol NaOH}{1 mol HCl} \cdot \frac{40 g NaOH}{1 mol NaOH} \cdot \frac{1 L NaOH}{8 g NaOH} = 0,2 L \text{ ou } 200 mL$$

#### 45-

Reação química:  $HA + NaOH \rightarrow NaA + H_2O$

Estequiometria: 1mol    1mol

Cálculo do volume gasto da solução de NaOH na titulação:

$$0,025 L HA \cdot \frac{0,08 mol HA}{1 L HA} \cdot \frac{1 mol NaOH}{1 mol HA} \cdot \frac{1 L NaOH}{0,1 mol NaOH} = 0,02 L \text{ ou } 20 mL$$

#### 46- Alternativa C

Reação química:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Estequiometria: 1mol      2mol

Cálculo da concentração em mol/L do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  na solução:

$$\frac{26 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}}{1 \cdot 10^{-3} \text{L H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{mol NaOH}}{1 \text{L NaOH}} \cdot \frac{1 \text{mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{mol NaOH}} = 13 \text{mol.L}^{-1}$$

47-

a) No ponto de equivalência: número de mols de íons  $\text{H}^+$  do ácido = número de mols de íons  $\text{OH}^-$  da base.

b)  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

c)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

#### 48- Alternativa C

Reação química:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Estequiometria: 1mol      2mol

Cálculo da massa de NaOH na solução que reage:

$$0,5 \text{L NaOH} \cdot \frac{25 \cdot 10^{-3} \text{L H}_2\text{SO}_4}{50 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}} \cdot \frac{1 \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{L H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{mol NaOH}}{1 \text{mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{40 \text{g NaOH}}{1 \text{mol NaOH}} = 20 \text{g NaOH puro}$$

Cálculo da porcentagem de pureza de NaOH na amostra:

25g de NaOH impuro  $\rightarrow$  100%

20g de NaOH puro  $\rightarrow$  X

X = 80% de pureza

#### 49- Alternativa C

Reação química:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Estequiometria: 1mol      2mol

Cálculo da massa de NaOH na solução que reage:

$$0,5 \text{L NaOH} \cdot \frac{15 \cdot 10^{-3} \text{L H}_2\text{SO}_4}{50 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}} \cdot \frac{0,5 \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{L H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{mol NaOH}}{1 \text{mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{40 \text{g NaOH}}{1 \text{mol NaOH}} = 6 \text{g NaOH puro}$$

Cálculo da porcentagem de pureza de NaOH na amostra:

10g de NaOH impuro  $\rightarrow$  100%

6g de NaOH puro  $\rightarrow$  X

X = 60% de pureza

50-

Reação química:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Estequiometria: 1mol      2mol

Cálculo da concentração em mol/L do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  na solução:

$$\frac{800 \cdot 10^{-3} \text{L NaOH}}{50 \cdot 10^{-3} \text{L H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{0,5 \text{mol NaOH}}{1 \text{L NaOH}} \cdot \frac{1 \text{mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{mol NaOH}} = 4 \text{mol.L}^{-1}$$