

EXERCÍCIOS SOBRE TITULAÇÃO OU TITULOMETRIA

01. (ITA) Assinale a opção que apresenta os instrumentos de medição de volume mais indicados para a realização de uma titulação.

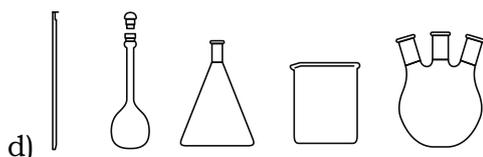
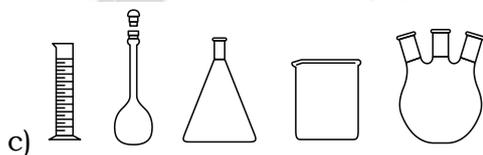
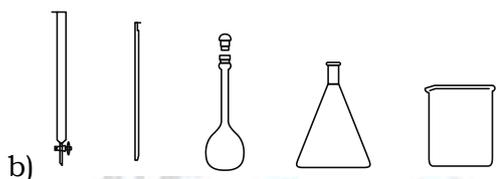
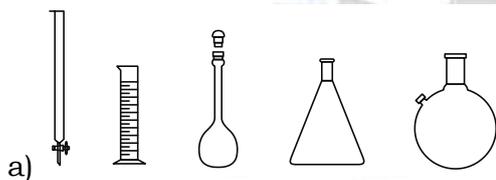
- a) Bureta e erlenmeyer
- b) Proveta e erlenmeyer
- c) Pipeta volumétrica e erlenmeyer
- d) Proveta e bquer
- e) Pipeta volumétrica e bquer

02. (UECE) A titulação é um procedimento laboratorial que permite determinar a concentração desconhecida de uma substância a partir de uma substância de concentração conhecida.

Em uma titulação representada pela equação: $\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \longrightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$, o equipamento usado para adicionar cuidadosamente o volume adequado da solução de NaOH é denominado

- a) pipeta graduada.
- b) proveta.
- c) bureta.
- d) pipeta volumétrica.

03. (UFG) Um aluno preparou uma solução pesando uma quantidade de uma base em um bquer. Em seguida, a amostra dissolvida foi transferida para um balão volumétrico. Uma alíquota dessa solução foi pipetada para um erlenmeyer e, em seguida, titulada com uma solução ácida presente em uma bureta. Os instrumentos volumétricos utilizados pelo aluno para o preparo das soluções foram os seguintes:



04. (Cesgranrio) O gráfico abaixo representa a curva de neutralização de uma solução 0,2 mol/L de HCl por uma solução 0,1 mol/L de NaOH.

Q representa a ordenada do gráfico.

T é o volume inicial da solução ácida.

R e S são pontos assinalados no gráfico.

1 – 50 mL

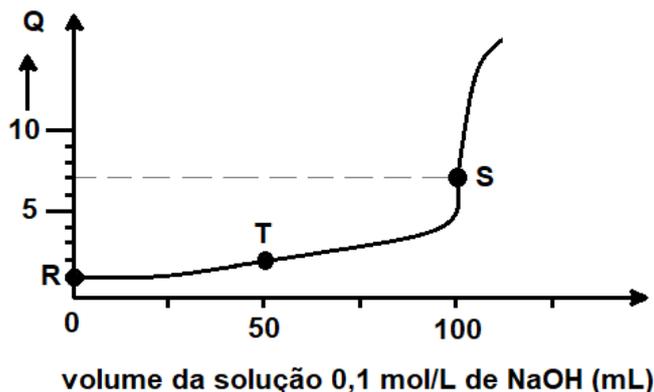
2 – 100 mL

3 – Ponto de equivalência

4 – Valores de pH

5 – pH da solução ácida antes de adicionar a base

6 – pH da solução de NaOH



Assinale a única associação completamente correta entre as letras Q, R, S e T e os itens numerados citados acima

a) Q – 4, R – 6, S – 3, T – 2

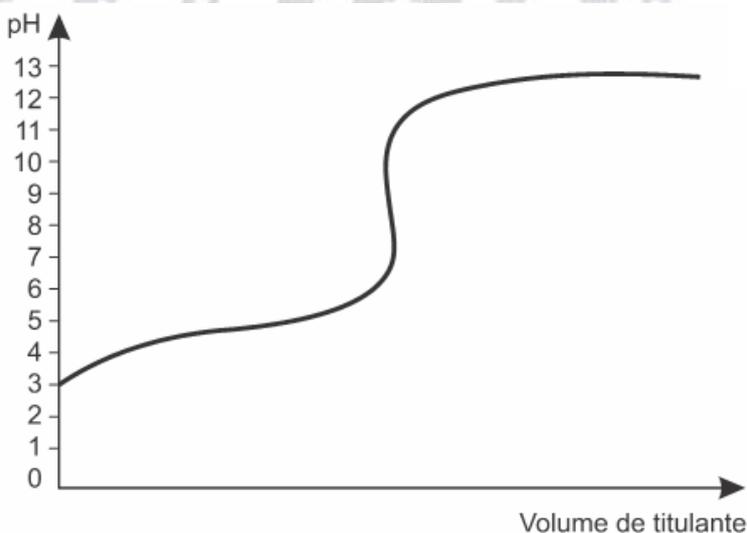
b) Q – 4, R – 5, S – 3, T – 1

d) Q – 6, R – 3, S – 5, T – 1

d) Q – 5, R – 3, S – 2, T – 1

e) Q – 4, R – 5, S – 3, T – 2

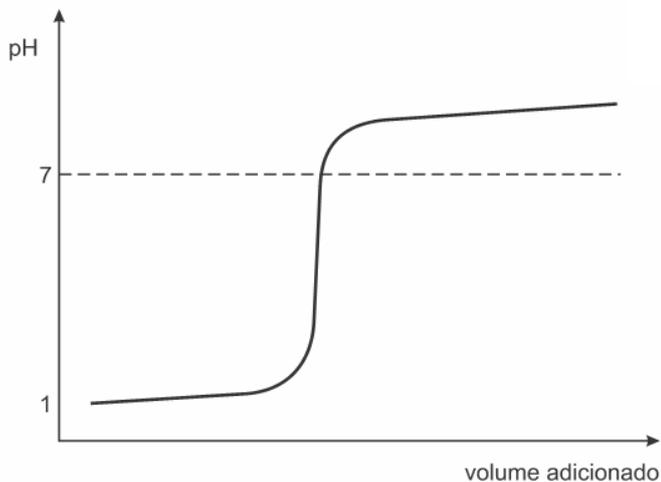
05. (UPE-SSA) O gráfico abaixo foi obtido com os dados da titulação de uma amostra de determinada substância presente em um produto comercial.



Nesse caso, o produto comercial e o titulante, usados no procedimento experimental, correspondem, respectivamente, à(ao)

- a) ureia e solução de ácido fosfórico.
- b) ácido nítrico e hidróxido de sódio.
- c) vinagre e solução de hidróxido de sódio.
- d) soda cáustica e solução de ácido sulfúrico.
- e) ácido muriático e solução de hidróxido de potássio.

06. (UFRGS) Considere a curva de titulação mostrada na figura abaixo.



Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do enunciado abaixo, na ordem em que aparecem.

Trata-se de uma curva de titulação de _____ com _____.

- a) ácido forte – base forte
- b) ácido forte – base fraca
- c) ácido fraco – base forte
- d) ácido fraco – base fraca
- e) base fraca – ácido forte

07. (UNESP) Um analista químico de uma indústria de condimentos analisa o vinagre produzido por meio de titulação volumétrica, utilizando solução padrão de hidróxido de sódio tendo fenolftaleína como indicador. Sabendo-se que são utilizados 25 mL de vinagre em cada análise – vinagre é uma solução contendo 4,8 % (m/v) de ácido etanoico –, que a concentração do titulante é igual $1,0 \text{ mol L}^{-1}$, que são realizadas três análises por lote e que são analisados quatro lotes por dia, calcule a quantidade média, em gramas, de hidróxido de sódio consumida para a realização das 264 análises feitas por esse analista em um mês de trabalho. Apresente seus cálculos.

Dados: Massas molares (g mol^{-1}): H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0; Na = 23,0.

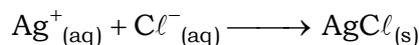
08. (Albert Einstein - Medicina) Para determinar a pureza de uma amostra de ácido sulfúrico (H_2SO_4), uma analista dissolveu 14,0 g do ácido em água até obter 100 mL de solução. A analista separou 10,0 mL dessa solução e realizou a titulação, utilizando fenolftaleína como indicador. A neutralização dessa alíquota foi obtida após a adição de 40,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH) de concentração $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

O teor de pureza da amostra de ácido sulfúrico analisado é, aproximadamente,

- a) 18,0 %.
- b) 50,0 %.
- c) 70,0 %.
- d) 90,0 %.

09. (PUCRJ) A análise volumétrica em meio aquoso se baseia, de maneira simplificada, na medição do volume de solução padrão (concentração conhecida) que reage estequiometricamente com uma espécie dissolvida em água, com o ponto final da titulação podendo ser identificado com o auxílio de um indicador que muda de cor no ponto final.

Na análise de cloretos numa amostra de água, 50,0 mL de amostra necessitaram de 20,00 mL de solução 0,1000 mol/L de nitrato de prata, usando cromato como indicador do ponto final.



Com esses dados, a porcentagem massa por volume (g/mL) de Cl^- (massa molar = 35,5 g/mol) na amostra é:

- a) 0,035
- b) 0,710
- c) 0,142
- d) 0,213
- e) 0,284

10. (ESPCEX – (AMAN)) Um químico trabalhando em seu laboratório resolveu preparar uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) numa concentração adequada, para posterior utilização em análises titulométricas. Consultando seu estoque verificou a existência de uma solução de NaOH de concentração $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, inadequada a seus propósitos. Para a preparação da solução de NaOH na concentração adequada, pipetou dez mililitros (10 mL) dessa solução aquosa de NaOH estocada e, em seguida, transferiu o volume pipetado para um balão volumétrico de 1000 mL de capacidade, completando seu volume com água pura. Considerando que o experimento ocorreu nas condições de 25°C e 1 atm e que o hidróxido de sódio se encontrava completamente dissociado, o pH dessa solução resultante final preparada pelo Químico será:

- a) 1
- b) 2
- c) 8
- d) 9
- e) 10

11. (ESPCEX – (AMAN)) Uma amostra de 5 g de hidróxido de sódio (NaOH) impuro foi dissolvida em água suficiente para formar 1 L de solução.

Uma alíquota de 10 mL dessa solução aquosa consumiu, numa titulação, 20 mL de solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) de concentração igual $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Admitindo-se que as impurezas do NaOH não reagiram com nenhuma substância presente no meio reacional, o grau de pureza, em porcentagem, de NaOH na amostra é

Dados:

Elemento Químico	Na (Sódio)	H (Hidrogênio)	O (Oxigênio)	Cl (Cloro)
Massa Atômica	23 u	1 u	16 u	35,5 u

- a) 10 %
- b) 25 %
- c) 40 %
- d) 65 %
- e) 80 %

12. (FATEC) Uma indústria compra soda cáustica com teor de pureza de 80 %, em NaOH. Antes de mandar o material para o estoque, chama o Técnico em Química para verificar se a informação procede.

No laboratório, ele dissolve 1 g do material em água, obtendo 10 mL de solução. Utilizando um indicador apropriado, realiza uma titulação, gastando 20 mL de HCl, a 0,5 mol/L.

Dados:

Massas Molares (g/mol): NaOH = 40 e HCl = 36,5.

Reação: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Sobre o resultado da titulação, é correto afirmar que a informação

- a) não procede, pois o grau de pureza é de 40 %.
- b) não procede, pois o grau de pureza é de 60 %.
- c) procede, pois o grau de pureza é de 80 %.
- d) procede, pois o teor de impurezas é de 80 %.
- e) procede, pois o teor de impurezas é de 40 %.

13. (Mackenzie) Na neutralização de 30 mL de uma solução de soda cáustica (hidróxido de sódio comercial), foram gastos 20 mL de uma solução 0,5 mol/L de ácido sulfúrico, até a mudança de coloração de um indicador ácido-base adequado para a faixa de pH do ponto de viragem desse processo. Desse modo, é correto afirmar que as concentrações molares da amostra de soda cáustica e do sal formado nessa reação de neutralização são, respectivamente,

- a) 0,01 mol/L e 0,20 mol/L.
- b) 0,01 mol/L e 0,02 mol/L.
- c) 0,02 mol/L e 0,02 mol/L.
- d) 0,66 mol/L e 0,20 mol/L.
- e) 0,66 mol/L e 0,02 mol/L.

14. (UNIFESP) Soluções aquosas de nitrato de prata (AgNO_3), com concentração máxima de 1,7 % em massa, são utilizadas como antisséptico em ambiente hospitalar. A concentração de íons Ag^+ presentes numa solução aquosa de AgNO_3 pode ser determinada pela titulação com solução de concentração conhecida de tiocianato de potássio (KSCN), através da formação do sal pouco solúvel tiocianato de prata (AgSCN). Na titulação de 25,0 mL de uma solução de AgNO_3 , preparada para uso hospitalar, foram utilizados 15,0 mL de uma solução de KSCN 0,2 mol.L⁻¹, para atingir o ponto final da reação.

- a) Determine, em mol. L⁻¹, a concentração da solução preparada de AgNO_3 .
- b) Mostre, através de cálculos de concentração, se a solução de AgNO_3 preparada é adequada para uso hospitalar. Considere que a massa molar de AgNO_3 seja igual a 170 g. mol⁻¹ e que a densidade da solução aquosa seja igual a 1 g. mL⁻¹.

15. (UFG) A água pode apresentar uma quantidade excessiva de CaCO_3 , o que a torna imprópria para consumo. Quando a concentração de CaCO_3 é superior a 270 mg/L, a água é denominada “dura”. Por outro lado, quando essa concentração é inferior a 60 mg/L, a água é denominada “mole”. Uma alíquota de 10,0 mL de uma amostra de água foi titulada com uma solução de concentração igual a $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L de um ácido genérico H_2A para determinação do teor de íons Ca^{2+} presentes de acordo com equação química abaixo.

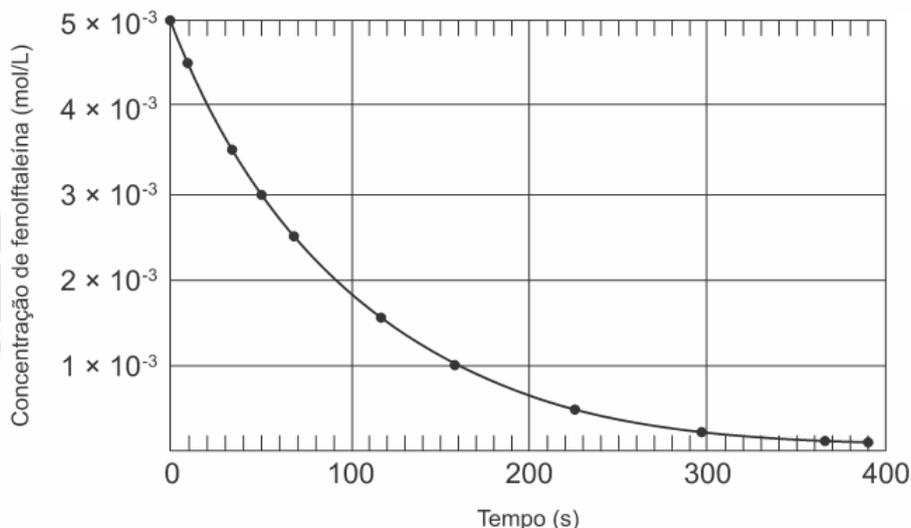


Considerando-se que o volume consumido da solução ácida, até a observação do ponto de viragem, foi igual a 30,0 mL,

a) determine a concentração (mg/L) de CaCO_3 na amostra e classifique a amostra de água quanto à sua dureza;

b) esboce a curva de titulação relacionando o pCa ($-\log[\text{Ca}^{2+}]$) em função do volume de H_2A adicionado.

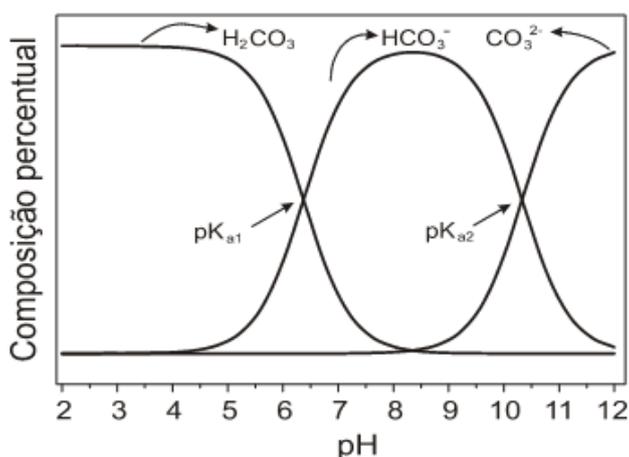
16. (UNIFESP) Para neutralizar 10,0 mL de uma solução de ácido clorídrico, foram gastos 14,5 mL de solução de hidróxido de sódio 0,120 mol/L. Nesta titulação ácido-base foi utilizada fenolftaleína como indicador do ponto final da reação. A fenolftaleína é incolor no meio ácido, mas se torna rosa na presença de base em excesso. Após o final da reação, percebe-se que a solução gradativamente fica incolor à medida que a fenolftaleína reage com excesso de NaOH. Neste experimento, foi construído um gráfico que representa a concentração de fenolftaleína em função do tempo.



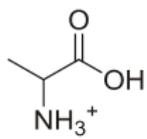
a) Escreva a equação da reação de neutralização e calcule a concentração, em mol/L, da solução de HCl.

b) Calcule a velocidade média de reação de decomposição da fenolftaleína durante o intervalo de tempo de 50 segundos iniciais de reação. Explique por que a velocidade de reação não é a mesma durante os diferentes intervalos de tempo.

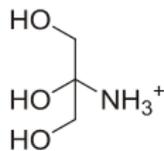
17. (UFPR) A titulação é uma importante técnica analítica na caracterização de substâncias, que permite distinguir grupamentos ácidos e básicos nas moléculas. Uma forma de analisar uma titulação é por meio de gráficos de distribuição de espécies, onde são representadas a quantidade percentual de todas as espécies presentes, em função do pH. Um típico perfil obtido para ácido carbônico está apresentado na figura abaixo, onde é possível visualizar os dois valores de pK_a , que correspondem ao ponto de cruzamento das curvas.



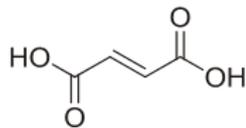
Dadas as três espécies:



Alanina

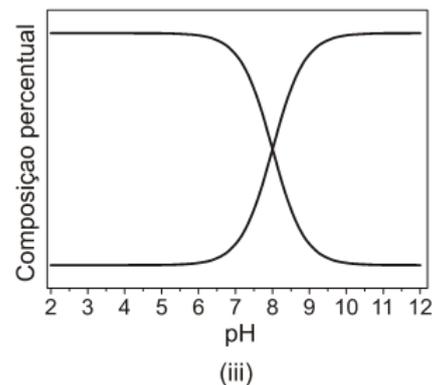
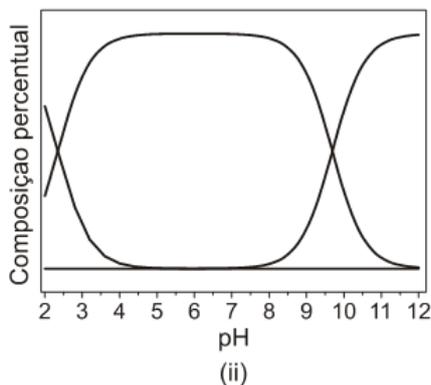
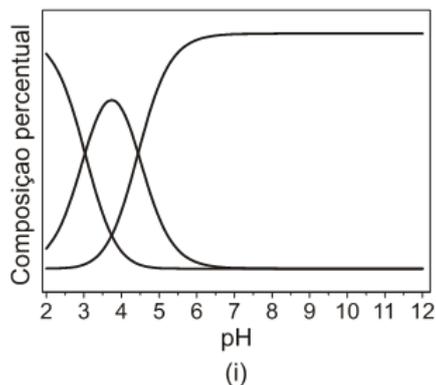


Tris



Ácido fumárico

a) Associe cada espécie (Alanina, Tris e Ácido fumárico) aos gráficos de distribuição de espécies mostrados a seguir:



b) Por que o pK_a pode ser extraído do gráfico no ponto de cruzamento entre as curvas?

18. (UEL) O carbonato de sódio (Na_2CO_3) e o bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) estão presentes em algumas formulações antiácidas. Ambos reagem com o ácido clorídrico do suco gástrico fazendo aumentar o pH, o que diminui a acidez estomacal. Essa reação pode ser utilizada como base para a determinação de carbonatos em formulações farmacêuticas, para controle de qualidade. Uma amostra de 10,00 mL de um antiácido foi titulada com 15,00 mL de HCl 0,10 mol/L, usando o indicador alaranjado de metila, cujo intervalo de viragem está entre 3,10 e 4,40.

Com base no texto, resolva os itens a seguir.

a) Considerando que na formulação houvesse apenas Na_2CO_3 , escreva a reação química envolvida nessa titulação.

b) Calcule a concentração do carbonato de sódio na amostra analisada.

19. (FUVEST) Soluções aquosas de ácido clorídrico, HCl (aq), e de ácido acético, H_3CCOOH (aq), ambas de concentração 0,10 mol/L, apresentam valores de pH iguais a 1,0 e 2,9, respectivamente.

Em experimentos separados, volumes iguais de cada uma dessas soluções foram titulados com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, $NaOH$ (aq), de concentração adequada. Nessas titulações, a solução de $NaOH$ foi adicionada lentamente ao recipiente contendo a solução ácida, até reação completa. Sejam V_1 o volume da solução de $NaOH$ para reação completa com a solução de HCl e V_2 o volume da solução de $NaOH$ para reação completa com a solução de H_3CCOOH . A relação entre V_1 e V_2 é

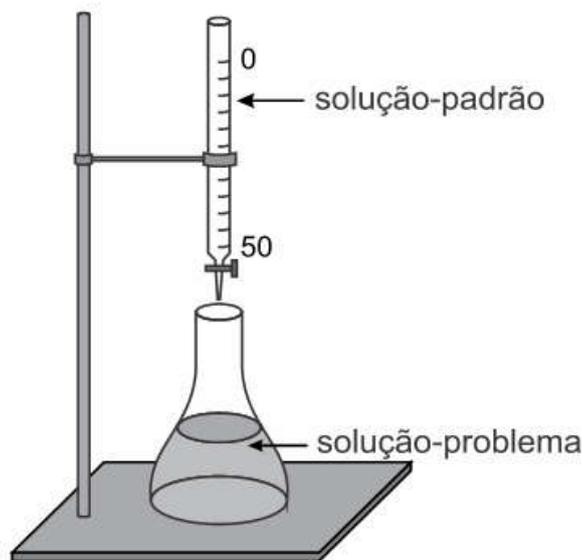
- a) $V_1 = 10^{-3,9} V_2$
- b) $V_1 = (1,0/2,9) V_2$
- c) $V_1 = V_2$
- d) $V_1 = 2,9 V_2$
- e) $V_1 = 10^{1,9} V_2$

20. (UNESP) A dipirona sódica mono-hidratada (massa molar = 351 g/mol) é um fármaco amplamente utilizado como analgésico e antitérmico. De acordo com a Farmacopeia Brasileira, os comprimidos desse medicamento devem conter de 95 % a 105 % da quantidade do fármaco declarada na bula pelo fabricante. A verificação desse grau de pureza é feita pela titulação de uma solução aquosa do fármaco com solução de iodo (I_2) a 0,050 mol/L, utilizando amido como indicador, sendo que cada mol de iodo utilizado na titulação corresponde a um mol de dipirona sódica mono-hidratada.

Uma solução aquosa foi preparada pela dissolução de um comprimido de dipirona sódica mono-hidratada, cuja bula declara conter 500 mg desse fármaco. Sabendo que a titulação dessa solução consumiu 28,45 mL de solução de iodo 0,050 mol/L, calcule o valor da massa de dipirona sódica mono-hidratada presente nesse comprimido e conclua se esse valor de massa está ou não dentro da faixa de porcentagem estabelecida na Farmacopeia Brasileira.

Texto para as questões 21 e 22.

Chama-se titulação a operação de laboratório realizada com a finalidade de determinar a concentração de uma substância em determinada solução, por meio do uso de outra solução de concentração conhecida. Para tanto, adiciona-se uma solução-padrão, gota a gota, a uma solução-problema (solução contendo uma substância a ser analisada) até o término da reação, evidenciada, por exemplo, com uma substância indicadora. Uma estudante realizou uma titulação ácido-base típica, titulando 25 mL de uma solução aquosa de $Ca(OH)_2$ e gastando 20,0 mL de uma solução padrão de HNO_3 de concentração igual a 0,10 mol.L⁻¹.



21. (UNESP) Para preparar 200 mL da solução-padrão de concentração 0,10 mol·L⁻¹ utilizada na titulação, a estudante utilizou uma determinada alíquota de uma solução concentrada de HNO_3 , cujo título era de 65,0 % (m/m) e a densidade de 1,50 g.mL⁻¹.

Admitindo-se a ionização de 100 % do ácido nítrico, expresse sua equação de ionização em água, calcule o volume da alíquota da solução concentrada, em mL, e calcule o pH da solução-padrão preparada.

Dados:

Massa molar do HNO_3 = 63,0 g · mol⁻¹

pH = -log[H⁺]

22. (UNESP) Utilizando os dados do texto, apresente a equação balanceada de neutralização envolvida na titulação e calcule a concentração da solução de $Ca(OH)_2$.

23. (FUVEST) Um dos parâmetros que determina a qualidade do azeite de oliva é sua acidez, normalmente expressa na embalagem na forma de porcentagem, e que pode ser associada diretamente ao teor de ácido oleico em sua composição.

Uma amostra de 20,00 g de um azeite comercial foi adicionada a 100 mL de uma solução contendo etanol e etoxietano (dietiléter), 1:1 em volume, com o indicador fenolftaleína. Sob constante agitação, titulou-se com uma solução etanólica contendo KOH 0,20 mol/L até a _____ total. Para essa amostra, usaram-se 35,0 mL de base, o que permite concluir que se trata de um azeite tipo _____.

As palavras que completam corretamente as lacunas são:

- a) oxidação; semifino.
- b) neutralização; virgem fino.
- c) oxidação; virgem fino.
- d) neutralização; extra virgem.
- e) neutralização; semifino.

Note e adote:

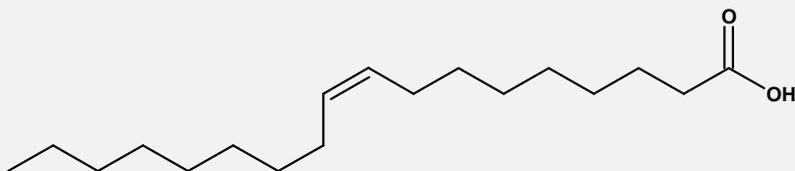
Classificação de azeites por acidez (em % massa do ácido oleico por 100 g de azeite):

Tipo	Acidez
Extra virgem	Menor que 0,8 %
Virgem fino	De 0,8 % até 1,5 %
Semifino	Maior que 1,5 % até 3,0 %
Refinado	Maior que 3,0 %

Ácido oleico (ácido octadec-9-enoico)

Fórmula: $C_{18}H_{34}O_2$

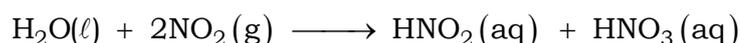
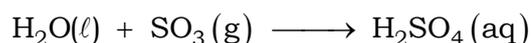
Massa molar = $282,5 \text{ g mol}^{-1}$



24. (IME) Uma solução aquosa **A**, preparada a partir de ácido bromídrico, é diluída com água destilada até que sua concentração seja reduzida à metade. Em titulação, 50 mL da solução diluída consomem 40 mL de uma solução hidróxido de potássio 0,25 mol/L. Determine a concentração da solução **A**, em g/L.

25. (FUVEST) Para investigar o efeito de diferentes poluentes na acidez da chuva ácida, foram realizados dois experimentos com os óxidos SO_3 (g) e NO_2 (g). No primeiro experimento, foram coletados 45 mL de SO_3 em um frasco contendo água, que foi em seguida fechado e agitado, até que todo o óxido tivesse reagido. No segundo experimento, o mesmo procedimento foi realizado para o NO_2 . Em seguida, a solução resultante em cada um dos experimentos foi titulada com NaOH (aq) 0,1 mol/L, até sua neutralização.

As reações desses óxidos com água são representadas pelas equações químicas balanceadas:



- a) Determine o volume de NaOH (aq) utilizado na titulação do produto da reação entre SO₃ e água. Mostre os cálculos.
- b) Esse volume é menor, maior ou igual ao utilizado no experimento com NO₂ (g)? Justifique.
- c) Uma das reações descritas é de oxidorredução. Identifique qual é essa reação e preencha a tabela na folha de respostas*, indicando os reagentes e produtos das semirreações de oxidação e de redução.

*Na folha de resposta, é fornecido o esquema abaixo.

Reação:

Apresentam alteração no número de oxidação	Semirreação de oxidação	Semirreação de redução
Reagente		
Produto		

Note e adote:

Considere os gases como ideais e que a água contida nos frascos foi suficiente para a reação total com os óxidos.

Volume de 1 mol de gás: 22,5 L, nas condições em que os experimentos foram realizados.

26. (ITA) Uma amostra de ferro foi totalmente dissolvida a Fe (II) em 25,0 mL de solução aquosa ácida. A seguir, a solução de Fe (II) foi titulada com 20 mL de uma solução aquosa 0,01 molL⁻¹ em permanganato de potássio. Baseando-se nessas informações, responda os seguintes itens:

- a) Qual é a equação iônica balanceada que descreve a reação de titulação?
- b) É necessária a adição de indicador para visualização do ponto final da titulação? Por quê?
- c) Qual será a variação de cor e as espécies responsáveis por essa variação no ponto de viragem?
- d) Qual é o valor numérico da massa (em g) de ferro na amostra dissolvida, considerando que não há interferentes na solução?

27. (IME) Uma pequena indústria farmacêutica constatou que a água destinada aos seus processos produtivos encontrava-se contaminada por ferro. O técnico responsável pelo laboratório de controle de qualidade coletou uma amostra de 50,0 mL da água de processo e realizou uma titulação com solução padronizada 0,025 mol/L de KMnO₄, em meio ácido. À medida que a reação progredia, o técnico observou que a coloração violeta-escuro, característica da solução de permanganato de potássio adicionada, tornava-se rapidamente clara, sinalizando a redução do MnO₄¹⁻ a Mn²⁺ por Fe²⁺. Após a adição de 40,0 mL de titulante, a cor violeta do permanganato de potássio passou a prevalecer, indicando que todos os íons Fe²⁺ haviam sido consumidos ao serem oxidados a Fe³⁺. A seguir, a amostra foi tratada com zinco metálico, de modo que todos os íons Fe³⁺ foram convertidos em íons Fe²⁺. Em uma última etapa, foram adicionados 60,0 mL da mesma solução de KMnO₄, oxidando todos os íons Fe²⁺ a Fe³⁺. Determine as concentrações molares dos íons Fe²⁺ e Fe³⁺ na amostra inicial.

28. (ITA) Na figura ao lado são respectivamente apresentadas as curvas de titulação de 50 mL de soluções aquosas $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dos ácidos I, II e III, tituladas com uma solução aquosa $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ em NaOH. Baseado nas informações contidas na figura, assinale a opção ERRADA.

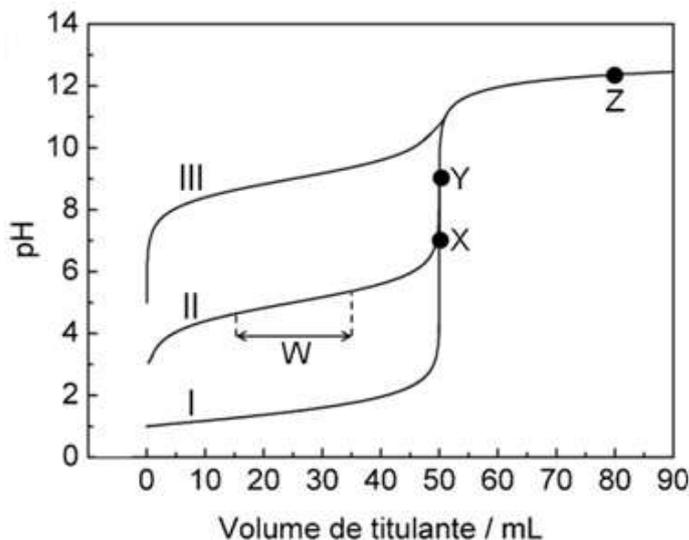
A () A constante de ionização do ácido III é aproximadamente 10^{-9} .

B () A região W da curva de titulação do ácido II é uma região-tampão.

C () No ponto X o pH da solução I é igual ao pK_a do ácido I.

D () O ponto Y é o ponto de equivalência do ácido II.

E () No ponto Z, para todos os ácidos o pH só depende da quantidade em excesso de OH^- adicionada.



29. (ITA) A 25°C , realizam-se estes dois experimentos (Exp I e Exp II) de titulação ácido-base medindo-se o pH da solução aquosa em função do volume da base adicionada:

Exp I: Titulação de 50 mL de ácido clorídrico $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ com hidróxido de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$.

Exp II: Titulação de 50 mL de ácido acético $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ com hidróxido de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$.

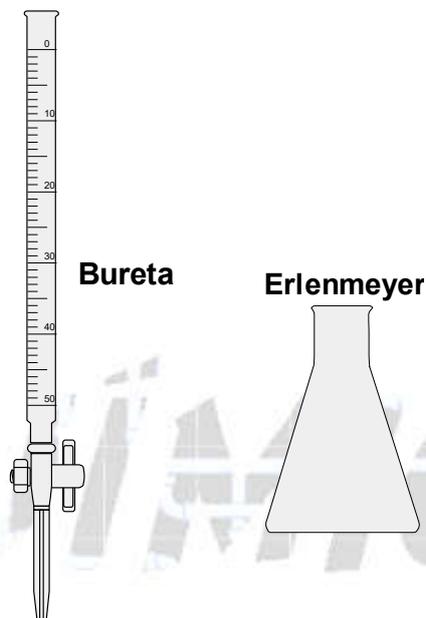
a) Esboce em um mesmo gráfico (pH versus volume de hidróxido de sódio) a curva que representa a titulação do Exp I e a curva que representa a titulação do Exp II. Deixe claro no gráfico os valores aproximados do pH nos pontos de equivalência.

b) O volume da base correspondente ao ponto de equivalência de uma titulação ácido-base pode ser determinado experimentalmente observando-se o ponto de viragem de um indicador. Em laboratório, dispõem-se das soluções aquosas do ácido e da base devidamente preparados nas concentrações propostas, de indicador, de água destilada e dos seguintes instrumentos: balão volumétrico, bico de Bunsen, bureta, cronômetro, dessecador, erlenmeyer, funil, kitassato, pipeta volumétrica, termômetro e tubo de ensaio. Desses instrumentos, cite os três mais adequados para a realização desse experimento.

RESPOSTAS

01. Alternativa A

Instrumentos de medição de volume mais indicados para a realização de uma titulação: bureta (faz a medida de líquidos) e erlenmeyer (não indicado na medição).



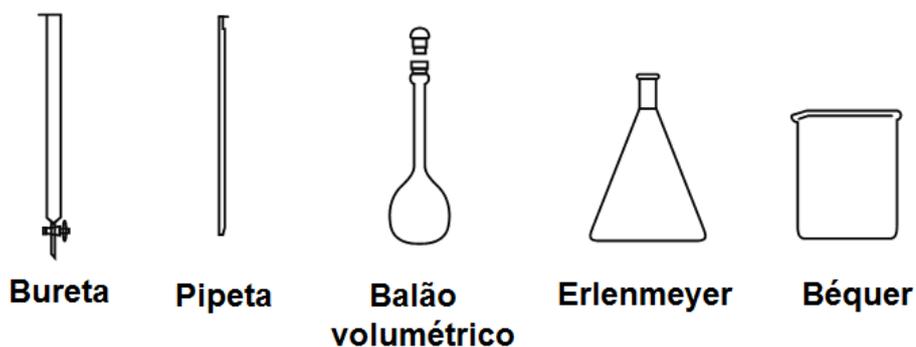
02. Alternativa C

O equipamento usado para adicionar cuidadosamente o volume adequado da solução de NaOH é denominado bureta. Esquematicamente:

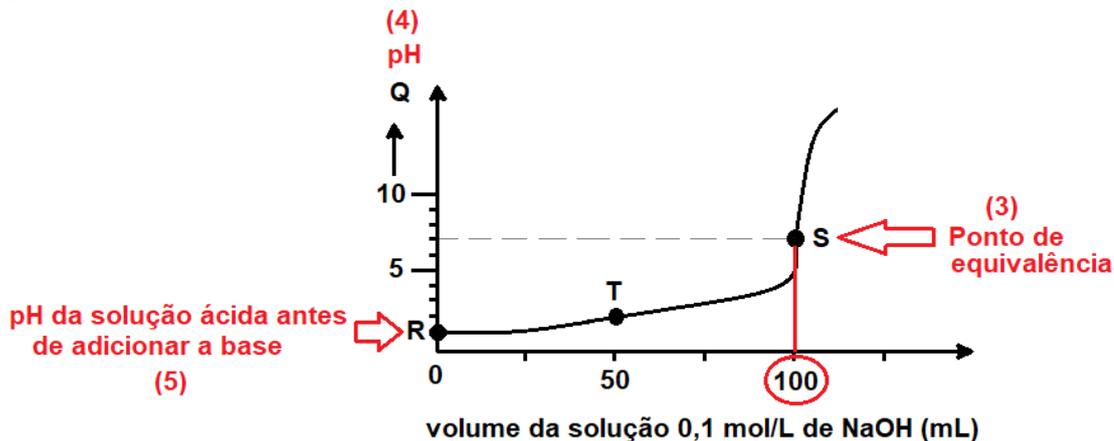


03. Alternativa B

Teremos:



04. Alternativa B



Cálculo do volume inicial de ácido:

Utiliza-se o ponto de equivalência (S):

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$[\text{HCl}] \times V_{\text{HCl}} \text{ utilizado no ponto S} = [\text{NaOH}] \times V_{\text{NaOH}} \text{ utilizado no ponto S}$$

$$0,2 \text{ mol/L} \times V_{\text{HCl}} \text{ utilizado no ponto S} = 0,1 \text{ mol/L} \times 100 \text{ mL}$$

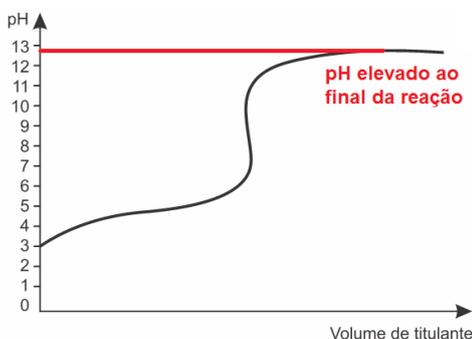
$$V_{\text{HCl}} \text{ utilizado no ponto S} = 50 \text{ mL}$$

$$V_{\text{HCl}} \text{ inicial} = V_{\text{HCl}} \text{ utilizado no ponto S}$$

$$V_{\text{HCl}} \text{ inicial} = 50 \text{ mL} \quad (1)$$

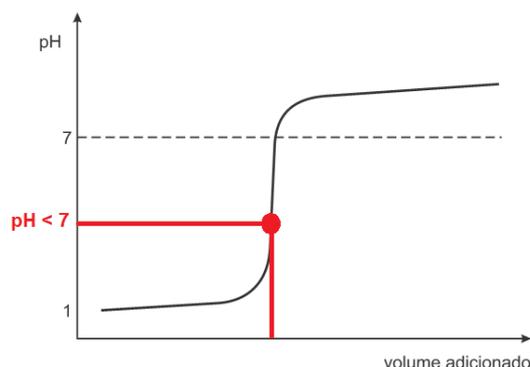
05. Alternativa C

O gráfico corresponde a uma titulação entre um ácido fraco (ácido acético presente no vinagre) e uma base forte (hidróxido de sódio; NaOH). Verifica-se neste caso um valor elevado para o pH ao final da reação.

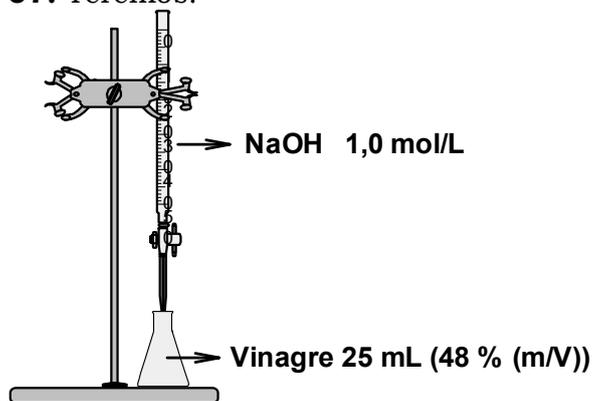


06. Alternativa B

Trata-se de uma curva de titulação de ácido forte com base fraca, pois no ponto final da reação (ponto de equivalência) o pH é menor do que 7.



07. Teremos:



4,8 % (m/V):

100 mL ——— 4,8 g de ácido acético

25 mL ——— m

m = 1,2 g de ácido acético

1 mol de NaOH (40,0 g) neutraliza 1 mol de ácido acético (60,0 g), logo:

40,0 g ——— 60,0 g

m' ——— 1,2 g

m' = 0,8 g de NaOH

Como em uma análise utiliza-se 0,8 g de NaOH, em 264 análises serão consumidos (264 × 0,8 g) 211,20 g de NaOH.

08. Alternativa C

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \times V$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,5 \times 40 \times 10^{-3} = 0,02 \text{ mol}$$

1 mol H₂SO₄ ——— 2 mols NaOH

0,01 mol ——— 0,02 mol

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

0,01 mol (0,01 × 98 g) de H₂SO₄ estão presentes em 10 mL de solução.

Cálculo da massa de H₂SO₄ para 100 mL de solução :

0,01 mol ——— 10 mL

0,01 × 98 g ——— 10 mL

m_{H₂SO₄} ——— 100 mL

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 9,8 \text{ g}$$

$$m_{\text{total}} = 14,0 \text{ g}$$

14,0 g ——— 100 %

9,8 g ——— p

$$p = 70 \%$$

09. Alternativa C

Na análise de cloretos numa amostra de água, 50,0 mL de amostra necessitaram de 20,00 mL de solução 0,1000 mol/L de nitrato de prata, então:

$$0,1000 \text{ mol} \text{ ————— } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} \text{ ————— } 20,0 \text{ mL}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ag}^+} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ag}^+} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$



$$2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \quad 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 2,0 \times 10^{-3} \times 35,5 \text{ g} = 7,1 \times 10^{-2} \text{ g}$$

Então :

$$\frac{7,1 \times 10^{-2} \text{ g}}{50 \text{ mL}} = 0,142 \% \text{ g/mL}$$

10. Alternativa E

$$0,01 \text{ mol de NaOH} \text{ ————— } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{NaOH}} \text{ ————— } 10 \text{ mL}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,0001 \text{ mol}$$

$$V_{\text{completado}} = 1 \text{ L}$$

$$[\text{NaOH}] = 0,0001 \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,0001 \text{ mol/L} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = 4$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 10$$

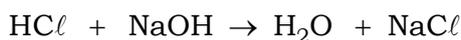
11. Alternativa E

Uma alíquota de 10 mL dessa solução aquosa consumiu, numa titulação, 20 mL de solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) de concentração igual 0,05 mol.L⁻¹, então:

$$0,05 \text{ mol (HCl)} \text{ ————— } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{HCl}} \text{ ————— } 20 \text{ mL}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,001 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$0,001 \text{ mol} \text{ — } 0,001 \text{ mol}$$

$$0,001 \text{ mol (NaOH)} \text{ — } 10 \text{ mL}$$

$$n_{\text{NaOH}} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ mol} \Rightarrow 0,1 \times 40 \text{ g} = 4 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 5 \text{ g} \text{ — } 100\% \\ 4 \text{ g} \text{ — } p_{\text{NaOH}} \end{array} \right\} p_{\text{NaOH}} = 80 \%$$

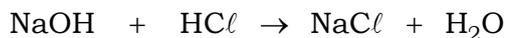
12. Alternativa A

Utilizando um indicador apropriado, é realizada uma titulação com gasto de 20 mL de HCl, a 0,5 mol/L. Então:

$$1.000 \text{ mL} \text{ ————— } 0,5 \text{ mol (HCl)}$$

$$20 \text{ mL} \text{ ————— } n_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,01 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$0,01 \text{ mol} \text{ — } 0,01 \text{ mol}$$

$$0,01 \text{ mol (NaOH)} = 0,01 \times 40 \text{ g} = 0,4 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} \text{ — } 100 \%$$

$$0,4 \text{ g} \text{ — } p$$

$$p = 40 \% \text{ (grau de pureza)}$$

13. Alternativa D

Teremos:

$$(\text{H}_2\text{SO}_4; 0,5 \text{ mol/L})$$

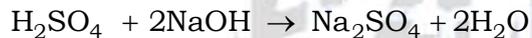
$$0,5 \text{ mol} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{ — } 20 \text{ mL}$$

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

$$V_{\text{solução de NaOH}} = 30 \text{ mL} = 30 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$V_{\text{total}} = 20 + 30 = 50 \text{ mL} = 50 \times 10^{-3} \text{ L}$$



$$1 \text{ mol} \quad 2 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol}$$

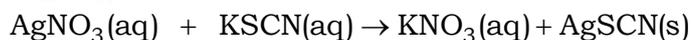
$$0,01 \text{ mol} \quad 0,02 \text{ mol} \quad 0,01 \text{ mol}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,02 \text{ mol}}{30 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,67 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = \frac{0,01 \text{ mol}}{50 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,20 \text{ mol/L}$$

14. a) Teremos:

$$n_{\text{KSCN}} = [\text{KSCN}] \times V \Rightarrow n_{\text{KSCN}} = 0,2 \times 15 \times 10^{-3} = 3 \times 10^{-3} \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$3 \times 10^{-3} \text{ mol} \text{ — } 3 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{AgNO}_3] = \frac{n_{\text{AgNO}_3}}{V}$$

$$[\text{AgNO}_3] = \frac{3 \times 10^{-3} \text{ mol}}{25 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,12 \text{ mol/L}$$

b) Uso hospitalar: 1,7 % em massa.

Solução preparada:

$$(\text{Porcentagem em massa}) \times d \times 1000 = (\text{Concentração molar}) \times M$$

$$(\text{Porcentagem em massa}) \times 1 \times 1000 = 0,12 \times 170$$

$$(\text{Porcentagem em massa}) = 0,0204 = 2,04 \%$$

$$2,04 \% > 1,7 \%$$

A solução não é adequada para uso hospitalar.

15. a) Teremos:

$$[\text{H}_2\text{A}] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$V(\text{H}_2\text{A}) = 30 \text{ mL}$$

$$V(\text{titulado}) = 10 \text{ mL}$$

$$1000 \text{ mL (solução)} \text{ — } 10^{-3} \text{ mol}$$

$$30 \text{ mL (solução)} \text{ — } n_{\text{H}_2\text{A}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{A}} = 3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$



$$3 \times 10^{-5} \text{ mol} \quad 3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{3 \times 10^{-5} \text{ mol}}{0,01 \text{ L}} = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CaCO}_3] = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{concentração}_{\text{CaCO}_3} = 3 \times 10^{-3} \times 100 \text{ g/L}$$

$$\text{concentração}_{\text{CaCO}_3} = 0,3 \text{ g/L} = 300 \text{ mg/L}$$

A água é dura.

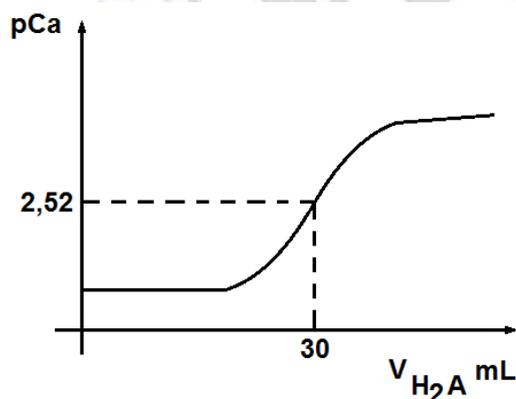
b) Teremos na viragem:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$p_{\text{Ca}} = -\log[\text{Ca}^{2+}]$$

$$p_{\text{Ca}} = -\log(3 \times 10^{-3})$$

$$p_{\text{Ca}} = 3 - 0,48 = 2,52$$



16. a) Dados fornecidos:

Solução de HCl: 10 mL.

Solução de NaOH: 14,5 mL ($14,5 \times 10^{-3}$ L) e $[\text{NaOH}] = 0,120 \text{ mol/L}$.

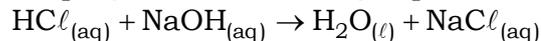
Teremos:

1 L (solução de NaOH) ——— 0,120 mol de NaOH

$14,5 \times 10^{-3} \text{ L}$ ——— $n(\text{NaOH})$

$n(\text{NaOH}) = 0,00174 \text{ mol}$.

A equação de neutralização pode ser representada por:



1 mol ——— 1 mol

Então, 0,00174 mol (HCl) está para 0,00174 mol (NaOH).

Temos 0,00174 mol de HCl em 10 mL ($10 \times 10^{-3} \text{ L}$) de solução, então:

$$[\text{HCl}] = \frac{n(\text{HCl})}{V}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0,00174}{10 \times 10^{-3}} = 0,174 \text{ mol/L}$$

b) Pelo gráfico, de 0 a 50 s, temos:

$$\Delta_{[\text{Fenolftaleína}]} = 3 \times 10^{-3} - 5 \times 10^{-3} = -2 \times 10^{-3} \text{ (o sinal negativo significa consumo).}$$

$$\Delta t = 50 - 0 = 50 \text{ s.}$$

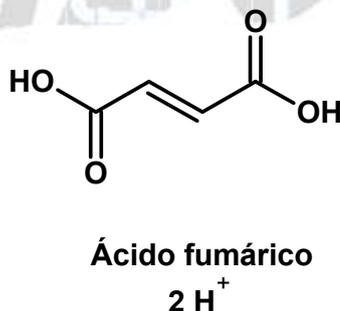
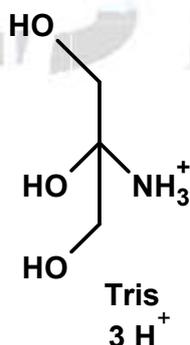
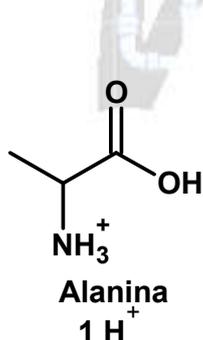
$$v_{\text{média}} = \frac{\Delta_{[\text{Fenolftaleína}]}}{\Delta t}$$

$$v_{\text{média}} = \frac{-2 \times 10^{-3}}{50} = 4 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

A velocidade da reação de decomposição da fenolftaleína pode ser representada por: $v = K[\text{fenolftaleína}]^n$.

Conforme a concentração da fenolftaleína diminui, a velocidade também diminui, mas exponencialmente (em função do expoente n da fórmula). Logo, não será a mesma durante os diferentes intervalos de tempo.

17. a) De acordo com o enunciado os pontos de cruzamentos das curvas nos gráficos fornecem o pK_a ($-\log K_a$) de cada etapa de ionização e a quantidade de hidrogênios ionizáveis (H^+).



Conclusão a respeito do cruzamento das curvas:

Gráfico i: 3 H^+ (Tris); três cruzamentos.

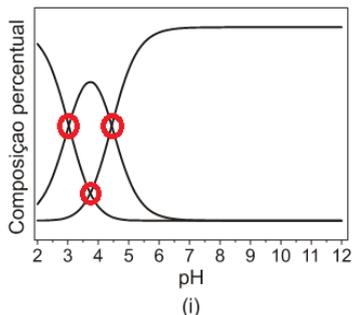


Gráfico ii: 2 H⁺ (Ácido fumárico); dois cruzamentos.

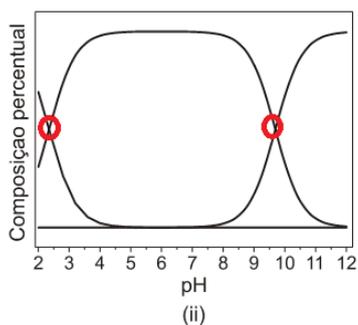
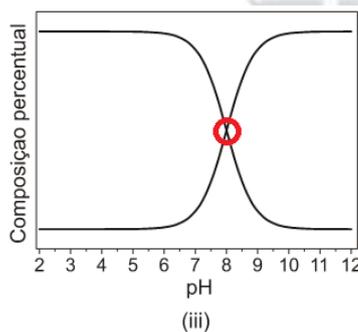
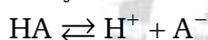


Gráfico iii: 1 H⁺ (Alanina); um cruzamento.



b) O pK_a pode ser extraído do gráfico no ponto de cruzamento entre as curvas devido à seguinte relação:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$K_a = [\text{H}^+] \times \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Aplicando -log, vem:

$$-\log K_a = -\log \left([\text{H}^+] \times \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right)$$

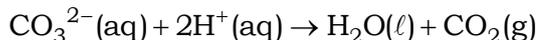
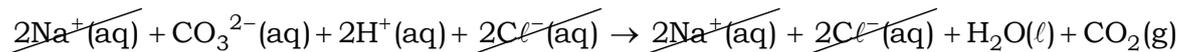
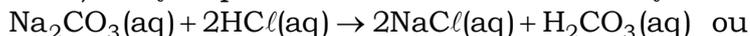
$$-\log K_a = -\left(\log[\text{H}^+] + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right)$$

$$\underbrace{-\log K_a}_{\text{p}K_a} = \underbrace{-\log[\text{H}^+]}_{\text{pH}} - \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Então,

$$\text{p}K_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{ou} \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

18. a) Reação química envolvida nessa titulação:



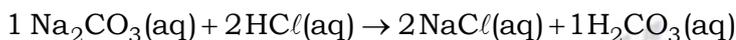
b) Cálculo da concentração do carbonato de sódio na amostra analisada:

Uma amostra de 10,00 mL de um antiácido foi titulada com 15,00 mL de HCl 0,10 mol/L. * * * *

$$0,10 \text{ mol (HCl)} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{HCl}} \text{ — } 15 \text{ mL}$$

$$n_{\text{HCl}} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \text{ — } 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 7,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$V_{\text{amostra}} = 10,00 \text{ mL} = 10 \times 10^{-3} \text{ L}$$

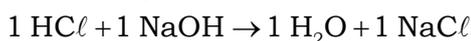
$$\text{Concentração molar} = \frac{n_{\text{solute}}}{V} = \frac{7,5 \times 10^{-4} \text{ mol}}{10 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,075 \text{ mol/L} = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{Concentração comum} = \frac{m_{\text{solute}}}{V} = \frac{7,5 \times 10^{-4} \times 106}{10 \times 10^{-3} \text{ L}} = 7,95 \text{ g/L}$$

19. Alternativa C

$$[\text{HCl}] = [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,10 \text{ mol/L}$$

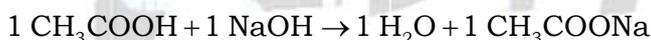
$$V_{\text{HCl}} = V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = V$$



$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$[\text{HCl}] \times V = [\text{NaOH}] \times V_1$$

$$0,10 \times V = [\text{NaOH}] \times V_1 \text{ (I)}$$



$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] \times V = [\text{NaOH}] \times V_2$$

$$0,10 \times V = [\text{NaOH}] \times V_2 \text{ (II)}$$

Comparando (I) e (II), vem :

$$[\text{NaOH}] \times V_1 = [\text{NaOH}] \times V_2$$

$$V_1 = V_2$$

20. De acordo com o enunciado, que cada mol de iodo utilizado na titulação corresponde a um mol de dipirona sódica mono-hidratada. A partir desta informação calcula-se o número de mols de dipirona sódica mono-hidratada:

$$M_{\text{dipirona sódica mono-hidratada}} = 351 \text{ g/mol}$$

$$[I_2] = 0,050 \text{ mol/L}; 1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL}$$

$$m_{\text{fármaco}} = 500 \text{ mg} = 500 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$1.000 \text{ mL} \text{ ————— } 0,050 \text{ mol de iodo}$$

$$28,45 \text{ mL} \text{ ————— } n_{\text{iodo}}$$

$$n_{\text{iodo}} = n_{\text{dipirona sódica mono-hidratada}} = 0,0014225 \text{ mol}$$

$$m_{\text{dipirona sódica mono-hidratada}} = 0,0014225 \times 351 \text{ g} = 0,4992975 \text{ g}$$

$$\% \text{ de dipirona sódica mono-hidratada} = \frac{m_{\text{dipirona sódica mono-hidratada}}}{m_{\text{fármaco}}}$$

$$\% \text{ de dipirona sódica mono-hidratada} = \frac{0,4992975 \text{ g}}{500 \times 10^{-3} \text{ g}} = 0,9985 = 99,85 \%$$

$$95 \% < 99,85 \% < 105 \%$$

Conclusão: o valor está dentro do valor de porcentagem estabelecida.

21. Utilizou-se uma alíquota de uma solução concentrada de HNO_3 , cujo título era de 65,0 % (m/m) e a densidade de $1,50 \text{ g.mL}^{-1}$. Então,

$$\text{Concentração comum (HNO}_3\text{): } c_{\text{HNO}_3}$$

$$\text{Concentração molar (HNO}_3\text{): } [\text{HNO}_3]$$

$$\text{Massa molar (HNO}_3\text{): } M_{\text{HNO}_3}$$

$$c_{\text{HNO}_3} = \text{Título} \times \text{densidade}$$

$$c_{\text{HNO}_3} = 0,65 \times 1500 \text{ g/L}$$

$$c_{\text{HNO}_3} = 975 \text{ g/L}$$

$$c_{\text{HNO}_3} = [\text{HNO}_3] \times M_{\text{HNO}_3}$$

$$975 \text{ g/L} = [\text{HNO}_3] \times 63 \text{ g/mol}$$

$$[\text{HNO}_3] = 15,476 \text{ mol/L}$$

$$n_{\text{HNO}_3} (\text{solução}) = n_{\text{HNO}_3} (\text{solução padrão})$$

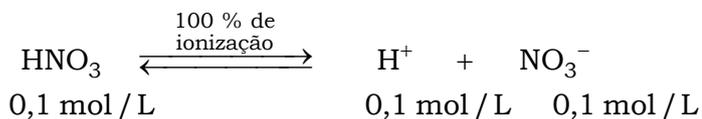
$$[\text{HNO}_3] \times V = [\text{HNO}_3]_{\text{padrão}} \times V_{\text{padrão}}$$

$$15,476 \text{ mol/L} \times V = 0,10 \text{ mol/L} \times 0,2 \text{ L}$$

$$V = 0,0012923 \text{ L}$$

$$V \approx 1,29 \text{ mL}$$

Cálculo do pH da solução padrão preparada:



$$[\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

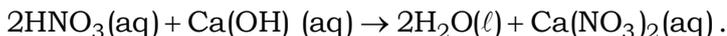
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-1}$$

$$\text{pH} = 1$$

22. De acordo com o texto, utilizou-se 25 mL de uma solução aquosa de Ca(OH)_2 e 20,0 mL de uma solução padrão de HNO_3 de concentração igual a $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Equação balanceada de neutralização envolvida na titulação:



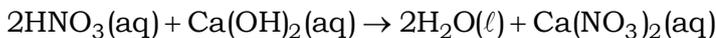
$$V_{\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})} = 25 \text{ mL}$$

$$V_{\text{HNO}_3(\text{aq})} = 20,0 \text{ mL}$$

$$[\text{HNO}_3] = 0,10 \text{ mol/L}$$

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = [\text{Ca}(\text{OH})_2] \times V_{\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = [\text{HNO}_3] \times V_{\text{HNO}_3(\text{aq})}$$



$$\begin{array}{cc} 2 \text{ mols} & 1 \text{ mol} \end{array}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = 2 \times n_{\text{Ca}(\text{OH})_2}$$

$$[\text{HNO}_3] \times V_{\text{HNO}_3(\text{aq})} = 2 \times [\text{Ca}(\text{OH})_2] \times V_{\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})}$$

$$0,10 \text{ mol/L} \times 20 \text{ mL} = 2 \times [\text{Ca}(\text{OH})_2] \times 25 \text{ mL}$$

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,04 \text{ mol/L}$$

23. Alternativa B

O processo descrito no enunciado é uma titulação, ou seja, ocorre a neutralização do ácido oleico pelo KOH.



$$M_{\text{C}_8\text{H}_{14}\text{O}_2} = 282,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$[\text{KOH}] = 0,020 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{KOH}} = 35 \text{ mL} = 35 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$n_{\text{KOH}} = [\text{KOH}] \times V_{\text{KOH}}$$

$$n_{\text{KOH}} = 0,020 \times 35 \times 10^{-3} = 0,0007 \text{ mol}$$

$$n_{\text{KOH}} = n_{\text{ácido oleico}}$$

$$n_{\text{ácido oleico}} = \frac{m_{\text{ácido oleico}}}{M_{\text{ácido oleico}}} \Rightarrow m_{\text{ácido oleico}} = n_{\text{ácido oleico}} \times M_{\text{ácido oleico}}$$

$$m_{\text{ácido oleico}} = 0,0007 \times 282,5 = 0,19775 \text{ g}$$

$$20,00 \text{ g} \text{ ————— } 100 \% \text{ da amostra de azeite}$$

$$0,19775 \text{ g} \text{ ————— } p$$

$$p = 0,98875 \% \Rightarrow \text{De } 0,8 \% \text{ até } 1,5 \% \text{ (Virgem fino).}$$

As palavras que completam corretamente as lacunas são: neutralização e virgem fino.

24. Cálculo do número de mols de hidróxido de potássio utilizado na titulação :

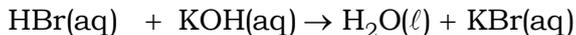
$$[\text{KOH}] = 0,25 \text{ mol/L}$$

$$V = 40 \text{ mL}$$

$$1.000 \text{ mL} \text{ ————— } 0,25 \text{ mol}$$

$$40 \text{ mL} \text{ ————— } n_{\text{KOH}}$$

$$n_{\text{KOH}} = 0,01 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$0,01 \text{ mol} \text{ — } 0,01 \text{ mol}$$

50 mL (0,05 L) da solução diluída consomem 0,01 mol de KOH, então :

$$[\text{HBr}]_{\text{diluída}} = \frac{n_{\text{HBr}}}{V} = \frac{0,01}{0,05} = 0,2 \text{ mol/L}$$

De acordo com o texto :

$$[\text{HBr}]_{\text{diluída}} = \frac{[\text{HBr}]_{\text{inicial}}}{2}$$

$$0,2 \text{ mol/L} = \frac{[\text{HBr}]_{\text{inicial}}}{2}$$

$$[\text{HBr}]_{\text{inicial}} = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$\text{HBr} = 81$$

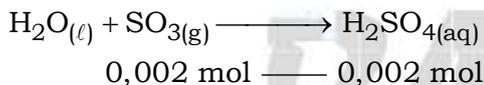
$$C_{\text{HBr}}(\text{inicial}) = 0,4 \times 81 = 32,4 \text{ g/L}$$

25. a) No primeiro experimento, foram coletados 45 mL (45×10^{-3} L) de SO_3 em um frasco contendo água, então:

$$22,5 \text{ L} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$45 \times 10^{-3} \text{ L} \text{ — } n_{\text{SO}_3(\text{g})}$$

$$n_{\text{SO}_3(\text{g})} = 0,002 \text{ mol}$$



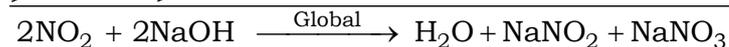
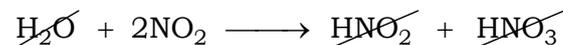
$$0,002 \text{ mol} \text{ — } 0,004 \text{ mol NaOH}$$

$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{NaOH}} = 0,004 \text{ mol} \\ [\text{NaOH}] = 0,1 \text{ mol/L} \end{array} \right\} [\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} \Rightarrow V = \frac{n_{\text{NaOH}}}{[\text{NaOH}]}$$

$$V = \frac{0,004 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,04 \text{ L} = 40 \text{ mL}$$

$$V = 40 \text{ mL}$$

b) O volume de NaOH gasto no experimento com NO_2 é menor.



$$22,5 \text{ L} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$45 \times 10^{-3} \text{ L} \text{ — } n_{\text{NO}_2(\text{g})}$$

$$n_{\text{NO}_2(\text{g})} = 0,002 \text{ mol}$$

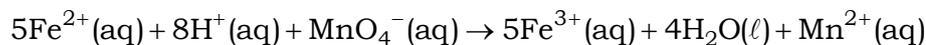
d) Teremos:

20 mL de uma solução aquosa 0,01 mol/L de KMnO_4 (MnO_4^-)

0,01 mol MnO_4^- ——— 1 000 mL

$n_{\text{MnO}_4^-}$ ——— 20 mL

$$n_{\text{MnO}_4^-} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$



5 mols ——— 1 mol

$n_{\text{Fe}^{2+}}$ ——— $2,0 \times 10^{-4}$ mol

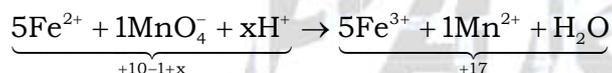
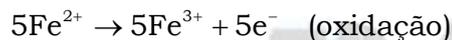
$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Fe = 55,85

$$m_{\text{ferro}} = 1,0 \times 10^{-3} \times 55,85 \text{ g}$$

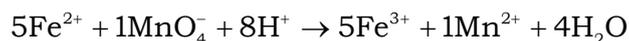
$$m_{\text{ferro}} = 5,585 \times 10^{-2} \text{ g}$$

27. Foi realizada uma titulação com solução padronizada 0,025 mol/L de KMnO_4 , em meio ácido. À medida que a reação progredia, o técnico observou que a coloração violeta-escuro, característica da solução de permanganato de potássio adicionada, tornava-se rapidamente clara, sinalizando a redução do MnO_4^{1-} a Mn^{2+} por Fe^{2+} . Após a adição de 40,0 mL de titulante, a cor violeta do permanganato de potássio passou a prevalecer, então:



$$+10 - 1 + x = +17$$

$$x = 8$$

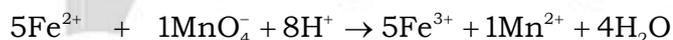


$$[\text{MnO}_4^-] = 0,025 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{primeira titulação}} = 40,0 \text{ mL} = 0,04 \text{ L}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = [\text{MnO}_4^-] \times V_{\text{primeira titulação}}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = 0,025 \times 0,04 = 0,001 \text{ mol}$$

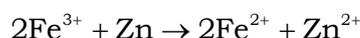


5 mols ——— 1 mol

$n_{\text{Fe}^{2+}}$ ——— 0,001 mol

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 0,005 \text{ mol}$$

A amostra foi tratada com zinco metálico, de modo que todos os íons Fe^{3+} foram convertidos em íons Fe^{2+} . Em uma última etapa, foram adicionados 60,0 mL da mesma solução de KMnO_4 , oxidando todos os íons Fe^{2+} a Fe^{3+} :

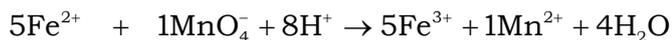


$$[\text{MnO}_4^-] = 0,025 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{segunda titulação}} = 60,0 \text{ mL} = 0,06 \text{ L}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = [\text{MnO}_4^-] \times V_{\text{segunda titulação}}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = 0,025 \times 0,06 = 0,0015 \text{ mol}$$



$$5 \text{ mols} \text{ ——— } 1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Fe}^{2+}} \text{ ——— } 0,0015 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Fe}^{2+} \text{ (total)}} = 0,0075 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Fe}^{2+} \text{ (primeira titulação)}} = 0,005 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = n_{\text{Fe}^{2+} \text{ (total)}} - n_{\text{Fe}^{2+} \text{ (primeira titulação)}}$$

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = 0,0075 - 0,005 = 0,0025 \text{ mol}$$

$$V = 50 \text{ mL} = 0,05 \text{ L}$$

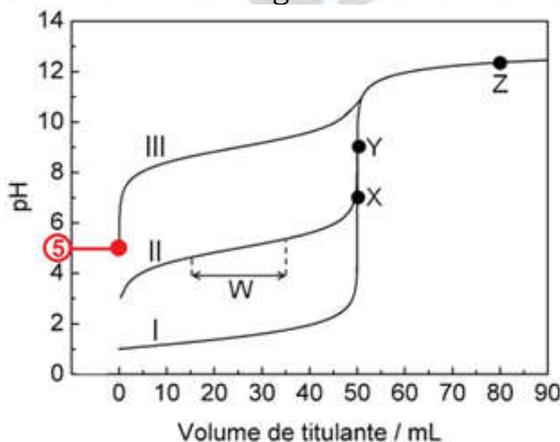
$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n}{V} \Rightarrow [\text{Fe}^{3+}] = \frac{0,0025 \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = 0,05 \text{ mol/L}$$

28. Alternativa C

a) Certa.

De acordo com a figura fornecida no enunciado determinamos o pH no início da curva III.



$$\text{pH}_{\text{III}} = 5 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{III}} \text{ inicial} = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Supondo um ácido monoprotico, vem :



$$10^{-1} \text{ mol/L} \quad 0 \text{ mol/L} \quad 0 \text{ mol/L} \quad (\text{início})$$

$$-10^{-5} \text{ mol/L} \quad 10^{-5} \text{ mol/L} \quad 10^{-5} \text{ mol/L} \quad (\text{durante})$$

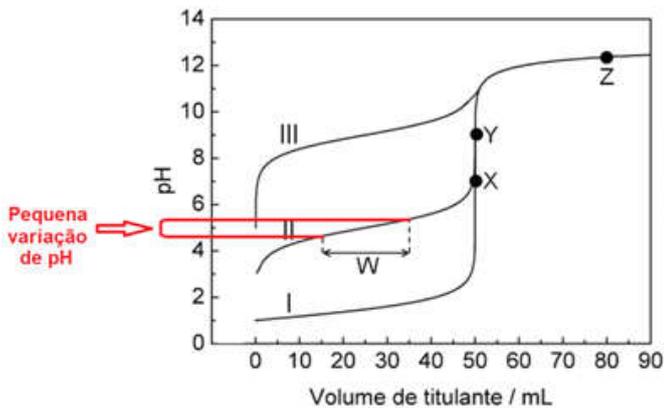
$$\underbrace{(10^{-1} - 10^{-5})}_{\approx 10^{-1}} \text{ mol/L} \quad 10^{-5} \text{ mol/L} \quad 10^{-5} \text{ mol/L} \quad (\text{equilíbrio})$$

$$K_{\text{III}} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}_{\text{III}}^-]}{[\text{HA}_{\text{III}}]} = \frac{10^{-5} \times 10^{-5}}{10^{-1}} = 10^{-9}$$

$$K_{\text{III}} = 10^{-9}$$

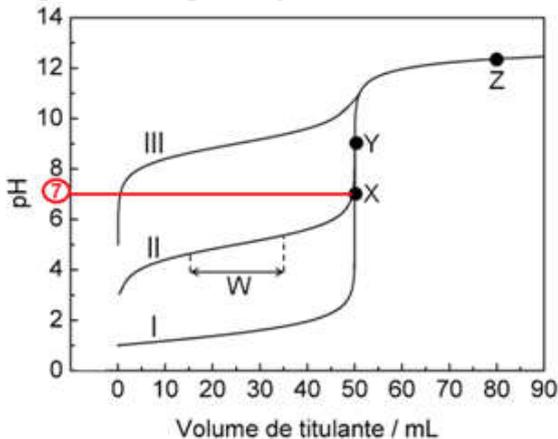
b) Certa.

A região W da curva de titulação do ácido II é uma região-tampão, pois ocorre uma pequena variação de pH, a inclinação é suave. Neste caso existe um sistema ácido fraco - sal de ácido fraco e conseqüentemente as variações de pH são amenizadas: $\text{A}_{\text{II}}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HA}_{\text{II}} + \text{OH}^-$.

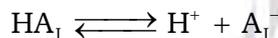


c) Errada.

No ponto X o pH é igual a 7.



Supondo o ácido forte monoprotico HA_1 , vem:



$$K_a = \frac{[H^+] \times [A_1^-]}{[HA_1]}$$

$$K_a = [H^+] \times \frac{[A_1^-]}{[HA_1]}$$

$$-\log K_a = -\log \left([H^+] \times \frac{[A_1^-]}{[HA_1]} \right)$$

$$\underbrace{-\log K_a}_{pK_a} = \underbrace{-\log[H^+]}_{pH} - \log \frac{[A_1^-]}{[HA_1]}$$

$$pK_a = pH - \log \frac{[A_1^-]}{[HA_1]}$$

Para HA_1 forte no ponto X: $[A_1^-] \gg [HA_1]$, pois tem-se apenas a auto-ionização da água.

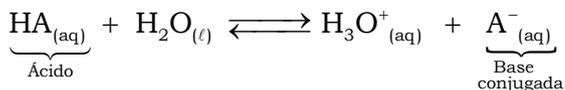
Conclusão: $pK_a \neq pH$.

Observação teórica: Como o ácido I é forte e a base (NaOH) é forte, não ocorre um tampão no ponto X, pois não existe hidrólise do sal.

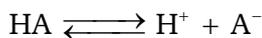
Numa solução tampão o pH é praticamente constante quando ocorrem pequenas adições de um ácido ou de uma base.

Em um tampão a concentração do ácido é igual à concentração de sua base conjugada.

Exemplo:



$$\underbrace{[\text{HA}]}_{\text{Concentração do ácido}} = \underbrace{[\text{A}^-]}_{\text{Concentração da base conjugada}} = x$$



Como calculamos anteriormente :

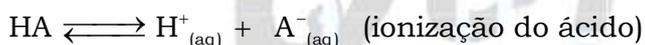
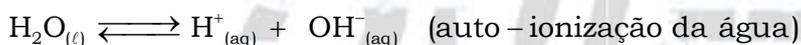
$$\text{pK}_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pK}_a = \text{pH} - \log \frac{x}{x} \Rightarrow \text{pK}_a = \text{pH} - \log 1$$

$$\text{pK}_a = \text{pH} - \underbrace{\log 10^0}_0$$

$$\text{pK}_a = \text{pH}$$

Outra abordagem, supondo uma solução aquosa de um ácido fraco:

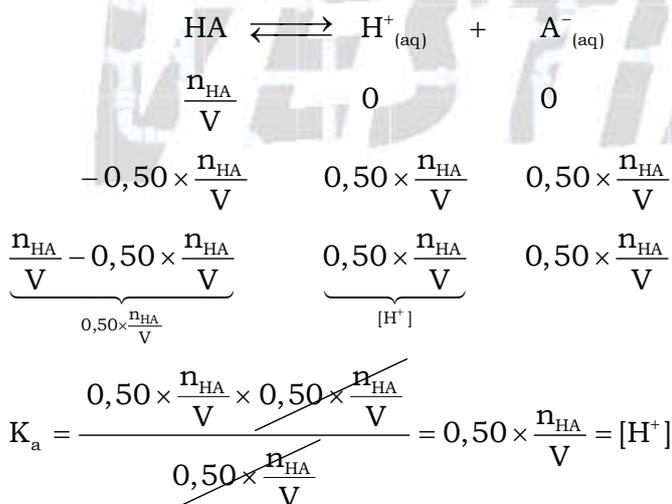


Quando uma base forte (NaOH) é adicionada, ela se dissocia totalmente na solução aquosa produzindo ânions OH^- que se combinarão com os cátions H^+ liberados pelo ácido formando água (H_2O). Esta reação consome os cátions H^+ presentes na solução.

De acordo com o princípio de Le Chatelier o equilíbrio $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{A}^-_{(aq)}$ será deslocado para a direita e um novo equilíbrio entre o ácido (HA) e sua base conjugada será atingido.

Conforme ânions OH^- (derivados da base forte) são acrescentados, cada vez mais o equilíbrio $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{A}^-_{(aq)}$ é deslocado para a direita.

Atinge-se um ponto em que metade da quantidade inicial do ácido sofreu ionização e formou sua base conjugada (A^-), ou seja, o volume da solução de NaOH é igual à metade do valor do volume no ponto de equivalência e o valor do pH é igual ao valor do pK_a .



$$K_a = [\text{H}^+]$$

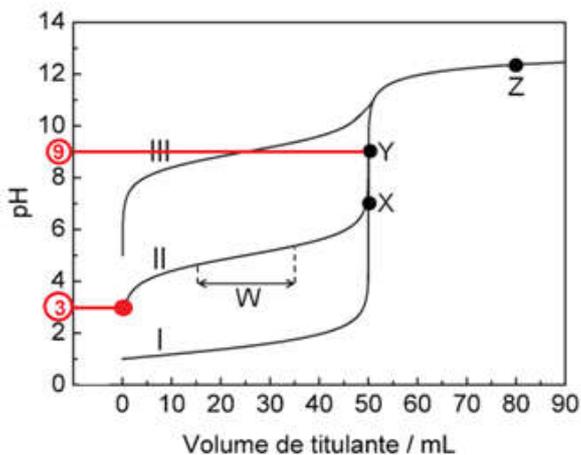
$$-\log K_a = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pK}_a = \text{pH}$$

Na questão, o volume inicial do ácido é de 50 mL, logo $pK_a = pH$ para a metade deste volume (25 mL). O ponto X ocorre para 50 mL de NaOH. Conclusão: $pK_a \neq pH$.

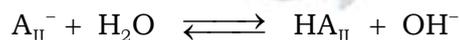
d) Certa.

No ponto Y o pH é igual a 9. Trata-se do ponto de equivalência do ácido II.



O valor do pH no início da curva II é igual a 3.

No ponto Y o valor de pH é igual a 9, $pH > 7$, trata-se de uma curva de titulação de ácido fraco (HA_{II}) com base forte (NaOH). Neste caso o sal formado, por hidrólise, gera uma solução básica.



e) Certa.

No ponto Z a neutralização de todos os ácidos já ocorreu, conseqüentemente, o pH só depende da quantidade em excesso de OH^- adicionada.

29. a) Utilizando os dados fornecidos no enunciado e simplificando a abordagem, tem-se a resolução a seguir.

Experiência I: titulação de 50 mL de ácido clorídrico $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ com hidróxido de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Na experiência I tem-se a titulação de um ácido forte (HCl) com uma base forte (NaOH).



Antes do início da titulação:



$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[H^+]$$

$$[HCl] = [H^+] = 0,10 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log 10^{-1} = 1$$

Cálculo do volume de NaOH necessário para o ponto de equivalência ($[H^+] = [OH^-]$) ser atingido:

$$n_{NaOH} = n_{HCl}$$

$$[HCl] = \frac{n_{HCl}}{V} \Rightarrow n_{HCl} = [HCl] \times V$$

$$[NaOH] = \frac{n_{NaOH}}{V} \Rightarrow n_{NaOH} = [NaOH] \times V$$

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$[\text{HCl}] \times V = [\text{NaOH}] \times V$$

$$0,10 \text{ mol/L} \times 50 \times 10^{-3} \text{ L} = 0,10 \text{ mol/L} \times V$$

$$V_{\text{NaOH}} = 50 \text{ mL}$$

Antes de atingir o ponto de equivalência o pH é obtido a partir da concentração de HCl que não reagiu com NaOH.

Na região do ponto de equivalência (P.E.) o pH é obtido pela dissociação da água (sais obtidos pela neutralização de ácidos fortes e bases fortes não sofrem hidrólise):



$$[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] = [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] = -\log[\text{H}^+]$$

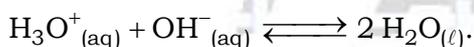
$$\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$$

Após o ponto de equivalência (P.E.) não há mais HCl. Nesta região o pH aumenta e é obtido a partir do excesso de NaOH.

Experiência 2: titulação de 50 mL de ácido acético $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ com hidróxido de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Na experiência II tem-se a titulação de um ácido fraco (H_3CCOOH) com uma base forte (NaOH). O pH inicial é maior do que 1.



Qualquer quantidade de H_3O^+ ou H^+ adicionado consome uma quantidade estequiométrica de OH^- :



Volume de NaOH necessário para o ponto de equivalência ($[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$) ser atingido:

$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{H}_3\text{CCOOH}}$$

$$[\text{H}_3\text{CCOOH}] = \frac{n_{\text{H}_3\text{CCOOH}}}{V} \Rightarrow n_{\text{H}_3\text{CCOOH}} = [\text{H}_3\text{CCOOH}] \times V$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \times V$$

$$n_{\text{H}_3\text{CCOOH}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$[\text{H}_3\text{CCOOH}] \times V = [\text{NaOH}] \times V$$

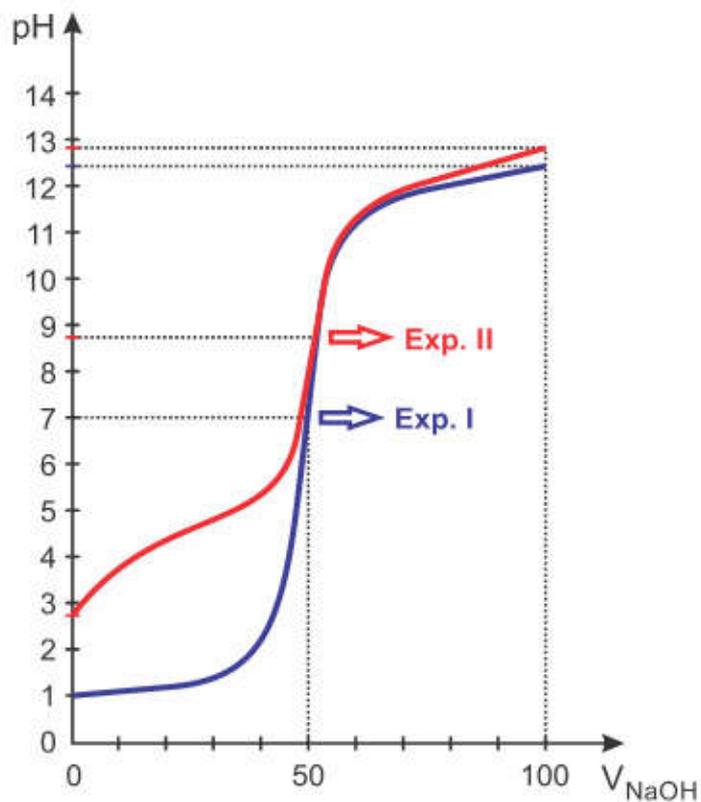
$$0,10 \text{ mol/L} \times 50 \times 10^{-3} \text{ L} = 0,10 \text{ mol/L} \times V$$

$$V_{\text{NaOH}} = 50 \text{ mL}$$

No o ponto de equivalência (P.E) o pH da solução é calculado pela hidrólise do ânion e é maior do que 7, pois a hidrólise é básica.

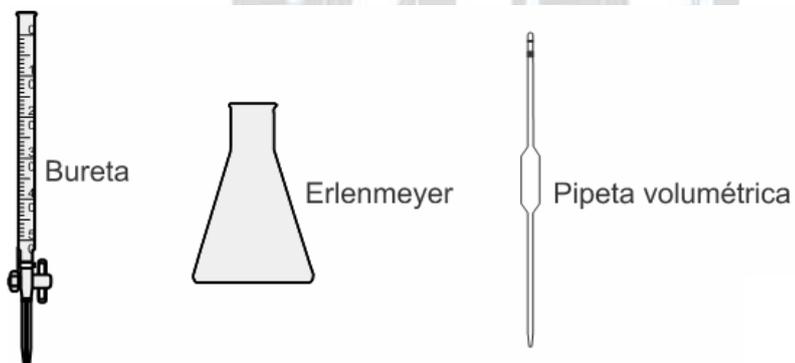
Após o ponto de equivalência o pH aumenta e é calculado a partir da concentração de OH^- em excesso.

Esboço do gráfico:



QUÍMICA

b) Os três instrumentos mais adequados para a realização desse experimento são: bureta, erlenmeyer e pipeta volumétrica. Esquemáticamente:



Bureta

Erlenmeyer

Pipeta volumétrica

QUÍMICA