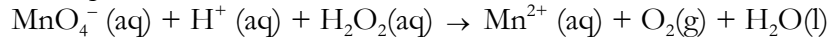


## Lista de Exercícios – Titulação e Mistura de Soluções com Reação Química

### 01 - (FMABC SP)

O ânion permanganato é um excelente oxidante em meio de ácido sulfúrico. Esse ânion apresenta coloração violeta que pode ser descolorida com adição de uma solução de peróxido de hidrogênio em meio ácido. As espécies envolvidas no processo estão representadas na equação **não balanceada**.

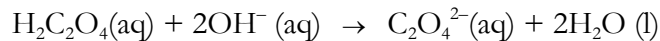


Para descolorir completamente 20 mL de uma solução 0,10 mol.L<sup>-1</sup> de permanganato são necessários exatamente

- a) 10 mL de uma solução aquosa 0,20 mol.L<sup>-1</sup> de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.
- b) 20 mL de uma solução aquosa 0,20 mol.L<sup>-1</sup> de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.
- c) 25 mL de uma solução aquosa 0,20 mol.L<sup>-1</sup> de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.
- d) 50 mL de uma solução aquosa 0,20 mol.L<sup>-1</sup> de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

### 02 - (PUC RJ)

O volume de 25,00 mL de uma amostra aquosa de ácido oxálico (H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) foi titulado com solução padrão 0,020 mol L<sup>-1</sup> de KOH.



A titulação alcançou o ponto de equivalência com 25,00 mL de solução titulante; assim, a concentração, em mol L<sup>-1</sup>, de ácido oxálico na amostra original é igual a

- a) 1,0 × 10<sup>-3</sup>
- b) 2,0 × 10<sup>-3</sup>
- c) 1,0 × 10<sup>-2</sup>
- d) 2,0 × 10<sup>-2</sup>
- e) 1,0 × 10<sup>-1</sup>

### 03 - (UFT TO)

Uma amostra de 50 mL de vinagre comercial, a qual contém ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH) como um componente importante, é titulada com uma solução 1,0 M de NaOH. Ao final da titulação, foram gastos 5,75 mL da base.

A concentração (em mol/L) de ácido acético presente no vinagre é:

- a) 0,1
- b) 0,2
- c) 0,3
- d) 0,4
- e) 0,5

### 04 - (ITA SP)

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 béquer

- e) Pipeta volumétrica e béquer

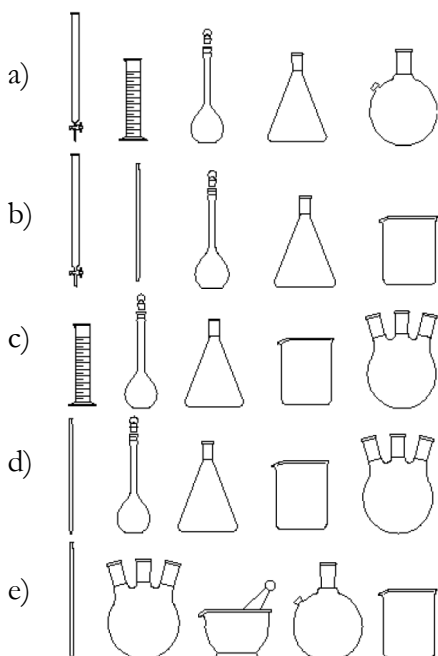
**05 - (PUC MG)**

20 mL de HCl 0,5 mol L<sup>-1</sup> foram neutralizados por 10 mL de solução aquosa de NaOH. Qual foi a concentração dessa solução?

- a) 0,1 mol L<sup>-1</sup>  
b) 0,5 mol L<sup>-1</sup>  
c) 1,0 mol L<sup>-1</sup>  
d) 2,0 mol L<sup>-1</sup>

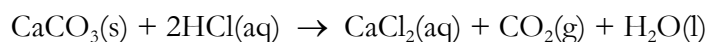
**06 - (UFG GO)**

Um aluno preparou uma solução pesando uma quantidade de uma base em um béquer. 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:



**07 - (PUC RJ)**

Considere a reação entre 10 g de carbonato de cálcio e 250 mL de solução 1,0 mol L<sup>-1</sup> de HCl:

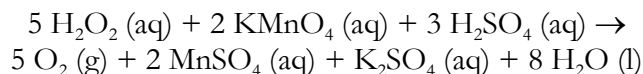


A reação produz, considerando um rendimento percentual de 90%, uma massa de CO<sub>2</sub> que mais se aproxima a:

- a) 1,0 g.  
b) 2,5 g.  
c) 4,0 g.  
d) 6,5 g.  
e) 9,0 g.

### 08 - (ENEM)

O peróxido de hidrogênio é comumente utilizado como antisséptico e alvejante. Também pode ser empregado em trabalhos de restauração de quadros enegrecidos e no clareamento de dentes. Na presença de soluções ácidas de oxidantes, como o permanganato de potássio, este óxido decompõe-se, conforme a equação a seguir:



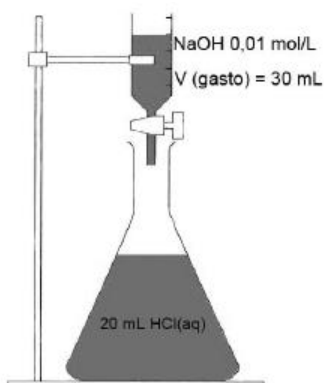
ROCHA-FILHO, R. C. R.; SILVA, R. R. **Introdução aos Cálculos da Química**. São Paulo: McGraw-Hill, 1992.

De acordo com a estequiometria da reação descrita, a quantidade de permanganato de potássio necessária para reagir completamente com 20,0 mL de uma solução 0,1 mol/L de peróxido de hidrogênio é igual a

- a)  $2,0 \times 10^0$  mol.
- b)  $2,0 \times 10^{-3}$  mol.
- c)  $8,0 \times 10^{-1}$  mol.
- d)  $8,0 \times 10^{-4}$  mol.
- e)  $5,0 \times 10^{-3}$  mol.

### 09 - (UEG GO)

A figura abaixo representa o esquema de uma titulação ácido-base.



De acordo com as informações apresentadas acima, calcule:

- a) A concentração do ácido presente no erlenmeyer.
- b) O pH da solução contida na bureta.

### 10 - (PUC RJ)

Na reação de neutralização de 40 mL de solução 1,5 mol L<sup>-1</sup> de hidróxido de sódio com 60 mL de solução 1,0 mol L<sup>-1</sup> de ácido clorídrico, é **CORRETO** afirmar que a concentração em quantidade de matéria (mol L<sup>-1</sup>) de Na<sup>+</sup> nos 100 mL resultantes da mistura das soluções é igual a:

- a) 0,2
- b) 0,4
- c) 0,6

- d) 0,8
- e) 1,2

### 11 - (UESPI)

Na química, utilizamos um processo chamado de “Titulação” para determinar a quantidade de substância de uma solução, através do confronto com outra espécie química, de concentração e natureza conhecidas. As titulações ácido-base, titulação de oxidação-redução e titulação de complexação são exemplos deste procedimento. No caso de uma titulação ácido-base, em que foi utilizado 87,5 mL de HCl 0,1 M para se neutralizar um certo volume de NaOH 0,35 M, qual a quantidade de NaOH envolvida?

Dados: massa molar do NaOH = 40g; massa molar do HCl = 36,5g

- a) 15,0 mL
- b) 25,0 mL
- c) 50,0 mL
- d) 75,0 mL
- e) 87,5 mL

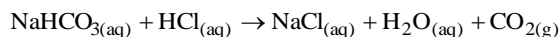
### 12 - (UFJF MG)

O controle de qualidade para amostras de vinagre, que contém ácido acético ( $\text{H}_3\text{CCOOH}$ ), é feito a partir da reação deste com hidróxido de sódio. Sabendo-se que, de um modo geral, os vinagres comercializados possuem **3 g** de ácido acético a cada **100,0 mL** de vinagre, qual seria o volume, em litros, de **NaOH 0,5 mol/L** gasto para neutralizar **100,0 mL** desse vinagre?

- a) 1,0
- b) 0,5
- c) 0,1
- d) 0,2
- e) 0,25

### 13 - (UEL PR)

Algumas pessoas acabam culpando o cozinheiro pelos distúrbios estomacais que sentem. Para eliminar o “mal-estar” é freqüente usar, como antiácido estomacal, o bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ). A reação que ocorre com o uso deste antiácido pode ser representada pela equação a seguir:



Considerando que o suco gástrico contenha 100 mL de HCl 0,100 mol L<sup>-1</sup>, para neutralizar completamente essa quantidade de ácido, a massa necessária, em gramas, de bicarbonato de sódio, será:

- a) 0,100.
- b) 0,300.
- c) 0,840.
- d) 3,00.
- e) 84,0

### 14 - (UEPG PR)

Um frasco contendo solução aquosa de NaOH teve seu rótulo rasurado, ficando impossibilitada a identificação da sua concentração. Para a determinação da concentração foi realizada uma titulação utilizando-se 2,0mL da referida solução e algumas gotas do indicador fenolftaleína. Em seguida, adicionou-se, gota a gota, uma solução de HCl 1,0

mol/L, até a mudança de cor do indicador. Considerando o princípio da equivalência, calcule a concentração (em mol/L) da solução básica, sabendo-se que foram gastos 20mL da solução ácida nesta titulação.

**15 - (PUC RJ)**

Assinale a alternativa que indica o volume de solução aquosa de ácido clorídrico  $0,05 \text{ mol L}^{-1}$  que, ao reagir com 30 mL de uma solução aquosa  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$  de KOH, originará uma solução com pH igual a 7.

- a) 200 mL.
- b) 350 mL.
- c) 600 mL.
- d) 1600 mL.
- e) 500 mL.

**16 - (Mackenzie SP)**

Para neutralizar totalmente 2,0L de solução aquosa de ácido sulfúrico contidos em uma bateria, foram usados 5,0L de solução  $0,8 \text{ mol/L}$  de hidróxido de sódio. A concentração, em mol/L, do ácido presente nessa solução é de:

- a) 5 mol/L.
- b) 4 mol/L.
- c) 3 mol/L.
- d) 2 mol/L.
- e) 1 mol/L.

**17 - (UDESC SC)**

Um determinado medicamento, destinado ao tratamento dos sintomas de azia, apresenta em sua formulação o hidróxido de magnésio na proporção de 40 mg/mL.

Considerando que a concentração do ácido clorídrico presente no estômago é de  $0,16 \text{ mol/L}$ , assinale a alternativa que contém o volume aproximado de ácido clorídrico, que será neutralizado, quando uma pessoa ingerir 5 mL deste medicamento.

- a) 20 mL
- b) 400 mL
- c) 200 mL
- d) 2 mL
- e) 40 mL

**18 - (UEPG PR)**

A titulação de uma amostra de calcário (carbonato de cálcio impuro), de massa 20 g, consome 100 mL de solução  $72 \text{ g/L}$  de ácido clorídrico. Sobre o assunto, assinale o que for correto.

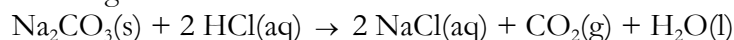
**Dados:** H = 1 g/mol; Ca = 40 g/mol; C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; Cl = 35 g/mol

- 01. A fórmula do carbonato de cálcio é  $\text{CaCO}_3$ .
- 02. A concentração do ácido clorídrico em mol/L é 2.
- 04. A porcentagem de pureza do calcário é 50%.
- 08. O ácido clorídrico é um oxi-ácido considerado forte em meio aquoso.

**19 - (PUC SP)**

Após determinado processo industrial, obtém-se uma mistura contendo sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) e carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Uma amostra contendo 10,0 g dessa mistura foi completamente neutralizada com 100 mL de uma solução  $1,00 \text{ mol.L}^{-1}$  de HCl.

O sulfato de sódio não reage com ácido clorídrico e o carbonato de sódio reage segundo a reação representada a seguir.



O teor de carbonato de sódio na mistura é de

- a) 44%.
- b) 53%.
- c) 70%.
- d) 90%.

### 20 - (UNIFOR CE)

Um dos indicadores utilizados para a potabilidade da água é a concentração do íon cloreto, que em excesso provoca um sabor salgado à água. Segundo a Portaria 2914/2011 do Ministério da Saúde, a concentração aceitável é da ordem de 250 mg/L. Para quantificar a presença do íon cloreto em 50,0 mL de água, foram gastos, em uma titulação, 5,0 mL de uma solução de nitrato de prata,  $\text{AgNO}_3$   $0,050 \text{ Mol.L}^{-1}$ . A concentração do íon cloreto na amostra é aproximadamente

- a) 0,18 g de cloreto por litro de água analisada e o resultado encontra-se na faixa de aceitação.
- b) 0,25 g de cloreto por litro de água analisada e o resultado encontra-se na faixa de aceitação.
- c) 0,71 g de cloreto por litro de água analisada e o resultado encontra-se fora da faixa de aceitação.
- d) 3,36 g de cloreto por litro de água analisada e o resultado encontra-se na faixa de aceitação.
- e) 7,20 g de cloreto por litro de água analisada e o resultado encontra-se fora da faixa de aceitação.

### 21 - (UDESC SC)

O consumo de ácido sulfúrico é utilizado como um indicativo do desenvolvimento industrial de um país. Porém, os resíduos ácidos, quando lançados diretamente no meio ambiente, podem provocar graves desequilíbrios na natureza. Para que o impacto ambiental seja reduzido é realizada a neutralização dos efluentes industriais.

Considerando a reação de neutralização do ácido sulfúrico, assinale a alternativa correta.

- a) Considerando um litro de efluente contendo 0,001 mol de ácido sulfúrico, seriam necessários dois litros de solução de NaOH na mesma concentração para sua neutralização completa.
- b) Para cada mol de ácido sulfúrico presente no efluente, seriam necessários 40g de NaOH para sua completa neutralização.
- c) A adição de NaOH ao efluente contendo somente ácido sulfúrico produz um sal de baixa solubilidade em meio aquoso.
- d) A neutralização do ácido sulfúrico presente no efluente com a adição de hidróxido de cálcio produz um sal de alta solubilidade em meio aquoso.
- e) Considerando um volume de 1000 ml de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentração  $0,001 \text{ mol/L}$ , seriam necessários 100 mL de uma solução de NaOH a  $0,2 \text{ mol/L}$  para cada litro de efluente.

## 22 - (UFES)

O cálcio e o bário são elementos que pertencem à família 2A (Grupo 2) da tabela periódica. Mesmo sendo da mesma família, seus compostos possuem algumas aplicações distintas, por exemplo: o carbonato de cálcio é encontrado nos tecidos ósseos, enquanto o carbonato de bário pode ser empregado nas armadilhas de ratos ou na construção civil.

- Explique por que o raio atômico do elemento cálcio é menor do que o raio atômico do elemento bário.
- O elemento bário pode ser encontrado na forma do íon  $\text{Ba}^{2+}$ . Determine quantos prótons e quantos elétrons o íon  $\text{Ba}^{2+}$  possui.
- Entre os íons  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$  e  $\text{Se}^{2-}$ , indique o(s) íon(s) isoeletrônico(s).
- O cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ ), outro exemplo de composto de bário, pode ser obtido pela seguinte equação química não balanceada:  $\text{BaO (s)} + \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{BaCl}_2 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ . Calcule a massa de cloreto de bário obtida quando 0,100 mol de óxido de bário sólido reage com 0,100 L de uma solução aquosa de HCl (concentração de HCl = 1,00 mol.L<sup>-1</sup>).

## 23 - (UEFS BA)

A adição de 100,0mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH(aq), concentração 2,0molL<sup>-1</sup>, a 300,0mL de uma amostra contendo 9,8g de ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(aq), leva à obtenção de um sal e de água.

Considerando-se essa informação e as propriedades das substâncias químicas, em solução aquosa, é correto afirmar:

- A reação é de neutralização total com formação de 14,2g de sulfato de sódio.
- A concentração da amostra de ácido sulfúrico é de, aproximadamente, 30,0g.L<sup>-1</sup>.
- A quantidade de matéria de cátions sódio presentes na solução resultante é de 0,1mol.
- O valor da concentração molar de ânions sulfato, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> na solução final é de 0,2molL<sup>-1</sup>.
- O sólido obtido na reação química, após a vaporização da água, tem fórmula química NaHSO<sub>4</sub>(s).

## 24 - (UFGD MS)

O hidróxido de amônio (NH<sub>4</sub>OH) é uma substância utilizada amplamente como reagente em indústrias na produção de cosméticos. Uma amostra inicial contendo 30 mL de NH<sub>4</sub>OH de concentração desconhecida foi transferida para um balão volumétrico de 100 mL e o volume completado com água destilada. Uma alíquota de 10 mL desta solução diluída exigiu na titulação 15 mL de solução 0,1mol L<sup>-1</sup> de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Calcule a massa de hidróxido de amônio presente na amostra inicial.

- 0,1 g
- 0,015 g
- 0,03 g
- 1,05 g
- 3,15 g

## 25 - (ENEM)

O vinagre vem sendo usado desde a Antiguidade como conservante de alimentos, bem como agente de limpeza e condimento. Um dos principais componentes do vinagre é o ácido acético (massa molar 60 g/mol), cuja faixa de concentração deve se situar entre 4% a 6% (m/v). Em um teste de controle de qualidade foram analisadas cinco marcas de

diferentes vinagres, e as concentrações de ácido acético, em mol/L, se encontram no quadro.

Amostra	Concentração de ácido acético (mol/L)
1	0,007
2	0,070
3	0,150
4	0,400
5	0,700

RIZZON, L. A. Sistema de produção de vinagre.  
Disponível em: [www.sistemasdeproducao.cnptia.embrapa.br](http://www.sistemasdeproducao.cnptia.embrapa.br).  
Acesso em: 14 ago. 2012 (adaptado).

A amostra de vinagre que se encontra dentro do limite de concentração tolerado é a

- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.
- d) 4.
- e) 5.

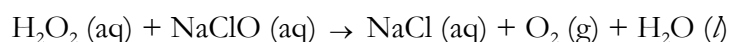
#### 26 - (Mackenzie SP)

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.

#### 27 - (UERJ)

O fenômeno da “água verde” em piscinas pode ser ocasionado pela adição de peróxido de hidrogênio em água contendo íons hipoclorito. Esse composto converte em cloreto os íons hipoclorito, eliminando a ação oxidante e provocando o crescimento exagerado de microrganismos. A equação química abaixo representa essa conversão:



Para o funcionamento ideal de uma piscina com volume de água igual a  $4 \times 10^7$  L, deve-se manter uma concentração de hipoclorito de sódio de  $3 \times 10^{-5}$  mol.L<sup>-1</sup>.

Calcule a massa de hipoclorito de sódio, em quilogramas, que deve ser adicionada à água dessa piscina para se alcançar a condição de funcionamento ideal.

Admita que foi adicionado, indevidamente, nessa piscina, uma solução de peróxido de hidrogênio na concentração de 10 mol.L<sup>-1</sup>. Calcule, nesse caso, o volume da solução de peróxido de hidrogênio responsável pelo consumo completo do hipoclorito de sódio.

#### 28 - (UFU MG)



O vinagre incolor é uma solução aquosa de ácido acético que, legalmente, deve ter no máximo 4% (0,67 mol/L) em massa desse ácido. Com o intuito de conferir se o vinagre estava com porcentagem correta de ácido acético, um estudante fez o seguinte procedimento:

1. Retirou uma alíquota de vinagre, 20 mL do frasco e adicionou em um Erlenmeyer.
2. Adicionou algumas gotas de fenolftaleína ao frasco no qual estava o vinagre.
3. Titulou o vinagre com solução padrão de hidróxido de sódio 1,0 mol/L.
4. Anotou o volume da base, 10 mL, utilizada para neutralizar o vinagre.

Sobre os resultados encontrados, faça o que se pede.

- a) Escreva a fórmula estrutural do ácido acético.
- b) Descreva como o estudante percebe que deve parar de adicionar hidróxido de sódio no processo empregado.
- c) Responda: o vinagre analisado estava dentro das especificações legais? Justifique por meio de cálculos químicos.

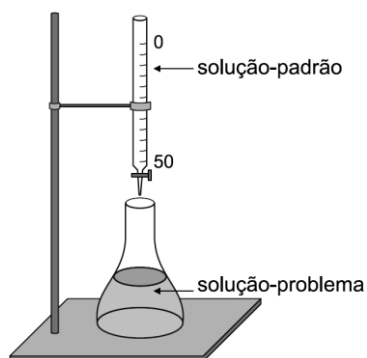
### 29 - (UNESP SP)

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: 1 - Comum à questão: 30

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 25,0 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  $0,10 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .



**30 - (UNESP SP)**

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

**GABARITO**

1) Gab: C

2) Gab: C

3) Gab: A

4) Gab: A

5) Gab: C

6) Gab: B

7) Gab: C

8) Gab: D

9) Gab:

a)  $0,015 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

b)  $\text{pH} = 12$

10) Gab: C

11) Gab: B

12) Gab: C

13) Gab: C

14) Gab:  $10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

15) Gab: C

16) Gab: E

17) Gab: E

18) Gab: 07

19) Gab: B

20) Gab: A

21) Gab: A

22) Gab:

- a) O raio atômico do elemento cálcio é menor do que o raio atômico do elemento bário porque o elemento bário possui maior número atômico ( $Z = 56$ ) ou maior número de camadas. Outra resposta possível: o raio atômico do elemento cálcio é menor do que o do elemento bário porque o elemento cálcio possui menor número atômico ( $Z = 20$ ) ou menor número de camadas.
- b) O íon  $\text{Ba}^{2+}$  ( $Z = 56$ ) possui 56 prótons e 54 elétrons.
- c) Os íons isoeletrônicos são  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{Cl}^-$  (ambos possuem 18 elétrons).
- d) São obtidos 10,4 g de cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ ).

23) Gab: A

24) Gab: D

25) Gab: E

26) Gab: D

27) Gab:

$$3 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \times 4 \times 10^7 \text{ L} = 1200 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol NaClO} \rightarrow 74,5 \text{ g}$$

$$1200 \text{ mol} \rightarrow X$$

$$X = 89,4 \text{ kg}$$

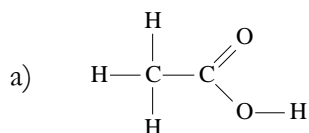
$$1200 \text{ mol NaClO} \rightarrow 1200 \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

$$10 \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L}$$

$$1200 \text{ mol} \rightarrow Y$$

$$Y = 120 \text{ L}$$

28) Gab:



b) O estudante percebe que deve parar de adicionar NaOH quando a solução contida no Erlenmeyer se tornar rosa.



Como o volume utilizado da base foi de 10 mL:

$$1 \text{ mol NaOH} \text{ ---- } 1000 \text{ mL}$$

$$x \text{ mol NaOH} \text{ ---- } 10 \text{ mL} \quad x = 0,01 \text{ mol de NaOH}$$

Pela estequiometria da reação: 0,01 mol de NaOH reagem com 0,01 mol de CH<sub>3</sub>COOH.

0,01 mol de CH<sub>3</sub>COOH ----- 20 mL de vinagre  
y mol de CH<sub>3</sub>COOH ----- 1000 mL de vinagre  
y = 0,5 mol.L<sup>-1</sup>

O vinagre analisado está dentro das especificações legais, pois a concentração de ácido acético calculado foi de 0,5 mol. L<sup>-1</sup>, abaixo do teor máximo permitido que é de 4% (0,67 mol. L<sup>-1</sup>).

**29) Gab:**

De acordo com enunciado, a proporção em mols entre I<sub>2</sub> e dipirona é de 1 para 1.

1I<sub>2</sub> \_\_\_\_\_ 1 Dipirona

$$n_{I_2} = M_{I_2} \cdot V_{I_2}$$

$$n_{I_2} = 0,050 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 28,45 \cdot 10^{-3} \text{L}$$

$$n_{I_2} = 1,4225 \cdot 10^{-3} \text{ mol de I}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,4225 \cdot 10^{-3} \text{ mol de dipirona}$$

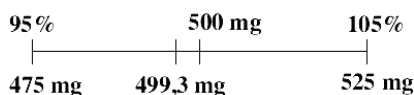
Cálculo da massa de dipirona:

$$m_{\text{dipirona}} = n_{\text{dipirona}} \cdot M_{\text{dipirona}}$$

$$m_{\text{dipirona}} = 1,4225 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \frac{35 \text{ g}}{\text{mol}} \cong$$

$$\cong \underbrace{499,3 \cdot 10^{-3} \text{ g de dipirona}}_{499,3 \text{ mg de dipirona}}$$

De acordo com enunciado, o comprimido está dentro dos padrões, visto que a dosagem de 500 mg pode ter uma margem de 5% para mais ou para menos:



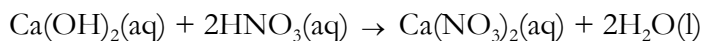
Erro percentual:

$$500 \text{ mg} \text{ ----- } 100\%$$

$$0,7 \text{ mg} \text{ ----- } x\%$$

$$x = 0,14\%$$

**30) Gab:**



0,04 mol/L