

**Constantes**

Constante de Avogadro =  $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$   
 Constante de Faraday (F) =  $9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$   
 Volume molar de gás ideal =  $22,4 \text{ L (CNTP)}$   
 Carga elementar =  $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$   
 Constante dos gases (R) =  $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 62,4 \text{ mmHg L K}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$   
 Constante gravitacional (g) =  $9,81 \text{ m s}^{-2}$

**DEFINIÇÕES**

Pressão de 1 atm = 760 mmHg =  $101325 \text{ N m}^{-2} = 760 \text{ Torr}$

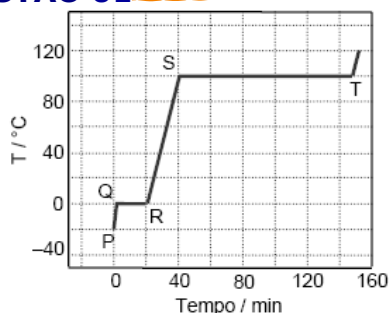
1N =  $1 \text{ kg m s}^{-2}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP):  $0 \text{ }^\circ\text{C}$  e  $760 \text{ mmHg}$

Condições ambientes:  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  e  $1 \text{ atm}$ .

Condições-padrão:  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $1 \text{ atm}$ , concentração das soluções:  $1 \text{ mol L}^{-1}$  (rigorosamente: atividade unitária das espécies), sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão.

(s) ou (c) = sólido cristalino; (l) ou ( $\ell$ ) = líquido; (g) gás; (aq) = aquoso; (graf) grafite; (CM) = circuito metálico; (conc) = concentrado; (ua) = unidades arbitrárias; [A]=concentração da espécie química A em  $\text{mol L}^{-1}$

**QUESTÃO 01**

A figura acima apresenta a curva de aquecimento de 100g de uma substância pura genérica no estado sólido. Sabe-se que calor é fornecido a uma velocidade constante de  $500 \text{ cal min}^{-1}$ . Admite-se que não há perda de calor para o meio ambiente, que a pressão é de  $1 \text{ atm}$  durante toda a transformação e que a substância sólida apresenta apenas uma fase cristalina. Considere que sejam feitas as seguintes afirmações em relação aos estágios de aquecimento descritos na figura:

- No segmento PQ, ocorre aumento da energia cinética das moléculas.
- No segmento, QR ocorre aumento da energia potencial.
- O segmento QR é menor que o segmento ST porque o calor de fusão da substância é menor que o seu calor de vaporização.
- O segmento RS tem inclinação menor que o segmento PQ porque o calor específico do sólido é maior que o calor específico do líquido.

Das afirmações acima, está(ão) ERRADA(S):

- apenas I.
- apenas I, II e III.
- apenas II e IV.
- apenas III.
- apenas IV.

**Resolução 01** Alternativa E

Análise das afirmações:

- Afirmção correta. No segmento PQ temos uma elevação de  $20 \text{ graus}$  na temperatura, ou seja, ocorre uma elevação na energia cinética média das partículas formadoras da substância.
- Afirmção correta. No segmento QR a temperatura se mantém constante, isto significa que ocorre uma elevação da energia potencial.
- Afirmção correta. Sabe-se que o calor é fornecido a uma velocidade constante de  $500 \text{ cal.min}^{-1}$ , de acordo

com a figura, para o segmento QR decorrem 20 minutos. Então:

1 minuto — 500 cal

20 minutos —  $Q_{QR}$

$Q_{QR} = 10.000 \text{ cal}$  (calor para a fusão)

Para o segmento ST decorrem, aproximadamente, 104 minutos. Então:

1 minuto — 500 cal

104 minutos —  $Q_{ST}$

$Q_{ST} = 52.000 \text{ cal}$  (calor para a vaporização)

De um modo geral, para uma massa  $m$  de uma substância de calor latente  $L$ , que sofra mudança de estado, podemos calcular a quantidade de calor  $Q$  trocada no processo:

$1 \text{ g} — L$

$m — Q \Rightarrow Q = m.L$

Então, para  $100 \text{ g}$  da substância, teremos:

$Q_{QR} = m.L_F$

$10.000 = 100 . L_F$

$L_F = 100 \text{ cal}$

$Q_{ST} = m.L_V$

$52.000 = 100 . L_V$

$L_V = 520 \text{ cal}$

Ou seja,  $L_F (100 \text{ cal}) < L_V (520 \text{ cal})$ .

IV. Afirmção errada. O aumento da temperatura por segundo ou minuto ( $dT/dt$ ) é proporcional à taxa de absorção de calor pela amostra ( $dQ/dt$ ):

$$\frac{dT}{dt} = \frac{1}{C_p} \frac{dQ}{dt}$$

$C_p$  = capacidade calorífica à pressão constante.

O calor específico à pressão constante é definido pela equação  $c = C_p \Delta T$ .

De acordo com a figura o segmento RS tem inclinação menor. Consequentemente no estado líquido o calor específico será maior.

**QUESTÃO 02**

Historicamente, a teoria atômica recebeu várias contribuições de cientistas.

Assinale a opção que apresenta, na ordem cronológica CORRETA, os nomes de cientistas que são apontados como autores de modelos atômicos.

- Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.
- Thomson, Millikan, Dalton e Rutherford.
- Avogadro, Thomson, Bohr e Rutherford.
- Lavoisier, Proust, Gay-Lussac e Thomson.
- Rutherford, Dalton, Bohr e Avogadro.

**Resolução 02** Alternativa A

A ordem cronológica correta é a seguinte:

por volta de 1803, John Dalton, professor de ciências inglês e descobridor da alteração genética conhecida como daltonismo, sugeriu que a maioria das observações químicas feitas no século XVIII poderiam ser explicadas a partir da idéia de que a matéria seria formada por átomos indivisíveis. Foi então que Dalton fez cinco importantes proposições:

1ª.) Toda a matéria é formada por unidades fundamentais chamadas átomos.

2ª.) Os átomos são perpétuos e indivisíveis, não podem ser criados, nem destruídos.

3ª.) Os átomos de um determinado elemento químico são idênticos em todas as suas propriedades. Átomos de elementos químicos diferentes têm propriedades diferentes.

4ª.) Uma alteração química (ou reação química) é uma combinação, separação ou rearranjo de átomos.

5ª.) Os compostos químicos são constituídos de átomos de elementos químicos diferentes numa proporção fixa.

Em 1897, Joseph John Thomson, que recebeu o prêmio Nobel em 1906 pelos seus trabalhos sobre o estudo dos elétrons, fez um experimento utilizando o tubo de descargas.

Thomson acrescentou um par de placas metálicas ao arranjo original e verificou que os raios catódicos podem ser desviados na presença de um campo elétrico.

Em 1898, J. J. Thomson começou a se intrigar com a seguinte questão: além dos elétrons, o que mais existiria dentro de átomo?

Se os elétrons podem ser retirados de um átomo, deixando para trás um íon positivo e como este íon positivo foi formado a partir da retirada desse elétron, consequentemente o íon positivo teria uma massa maior do que a massa do elétron.

Foi então que ele propôs um modelo para a estrutura atômica: cada átomo seria formado por uma grande parte positiva que concentraria a massa do átomo e por elétrons que neutralizariam essa carga positiva. Ou seja, teríamos uma esfera de carga elétrica positiva dentro da qual estariam dispersos os elétrons.

Em 1909, Ernest Rutherford, Hans Geiger e Ernest Marsden realizaram, no próprio laboratório do professor Ernest Rutherford, uma série de experiências que envolveram a interação de partículas alfa com diversos materiais, como papel, mica e ouro. Eles perceberam que algumas partículas sofriam diversos tipos de desvio em suas trajetórias quando atravessavam as amostras, ou seja, as partículas sofriam espalhamento.

Rutherford imaginou que o átomo seria composto por um núcleo positivo e muito pequeno, hoje se sabe que o tamanho do átomo varia de 10.000 a 100.000 vezes maior do que o tamanho do seu núcleo. Ele também acreditava que os elétrons giravam ao redor do núcleo e neutralizavam a carga positiva do núcleo. Este modelo foi difundido no meio científico em 1911.

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Henrik David Bohr começou a desvendar o dilema que a física clássica parecia não conseguir explicar, ou seja, por que o átomo era estável?

Para Bohr, cada átomo de um elemento químico tem disponível um conjunto de energias quantizadas (constantes), ou **níveis de energia**, ocupados pelos seus elétrons.

Na maior parte do tempo, o átomo está no seu **estado fundamental**, ou seja, os elétrons estão ocupando os níveis de energia mais baixos. Quando o átomo absorve energia de uma descarga elétrica ou de uma **chama**, seus elétrons "**pulam**" para níveis de energia mais altos. Neste caso, dizemos que o átomo está no estado "**excitado**".

### QUESTÃO 03

$HCl(g)$  é borbulhado e dissolvido em um solvente X. A solução resultante é não-condutora em relação à corrente elétrica. O solvente X deve ser necessariamente

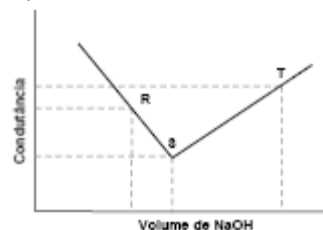
- Polar.
- Não-polar.
- Hidrofílico.
- Mais ácido que  $HCl$ .
- Menos ácido que  $HCl$ .

### Resolução 03

Como a solução resultante é não-condutora de corrente elétrica, o solvente X deve ser necessariamente não polar, pois não deve sofrer ionização em contato com o HCl.

### QUESTÃO 04

Uma solução aquosa de  $HCl$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  foi titulada com uma solução aquosa de  $NaOH$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ . A figura ao lado apresenta a curva de titulação obtida em relação à condutância da solução de  $HCl$  em função do volume de  $NaOH$  adicionado. Com base nas informações apresentadas nesta figura, assinale a opção ERRADA.

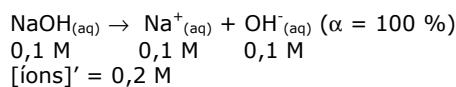
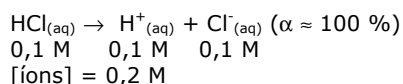


- Os íons responsáveis pela condutância da solução no ponto R são:  $H^+$ ,  $Cl^-$ ,  $Na^+$ .
- Os íons responsáveis pela condutância da solução no ponto S são:  $Na^+$  e  $Cl^-$ .
- A condutância da solução no ponto R é maior que no ponto S porque a mobilidade iônica dos íons presentes em R é maior que a dos íons presentes em S.
- A condutância da solução em T é maior que em S porque os íons  $OH^-$  têm maior mobilidade iônica que os íons  $Cl^-$ .
- No ponto S, a solução apresenta neutralidade de cargas, no R, predominância de cargas positivas e, no T, de cargas negativas.

### Resolução 04

A titulação é uma operação na qual juntamos lentamente uma solução de um ácido a uma base até o término da reação. Durante todo o processo a solução resultante permanece neutra, ou seja, a quantidade de cátions é igual a de ânions. Logo, a alternativa E está errada.

De acordo com o enunciado, teremos:



Como  $H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$  no ponto S teremos a predominância dos íons  $Na^+$  e  $Cl^-$ , a quantidade de íons será menor e, consequentemente, a condutância elétrica também.

No ponto teremos os íons  $OH^-$ ,  $Cl^-$  e  $Na^+$ . A quantidade de base é maior do que no ponto S.

### QUESTÃO 05

Uma barra de ferro e um fio de platina, conectados eletricamente a um voltímetro de alta impedância, são parcialmente imersos em uma mistura de soluções aquosas de  $FeSO_4$  ( $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ ) e  $HCl$  isenta de oxigênio. Um fluxo de gás hidrogênio é mantido constante sobre a parte imersa da superfície da platina, com pressão nominal ( $P_{H_2}$ ) de  $1,0 \text{ atm}$ , e a força eletromotriz medida a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  é igual a  $0,292 \text{ V}$ . Considerando-se que ambos os metais são quimicamente puros e que a platina é o pólo positivo do elemento galvânico formado, assinale a opção CORRETA que apresenta o valor calculado do pH desse meio aquoso.

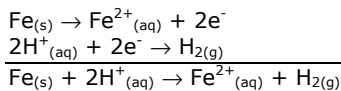
$$\text{Dados: } E^0_{H^+/H_2} = 0,000 \text{ V}; E^0_{Fe^{2+}/Fe^0} = -0,440 \text{ V}$$

- 0,75
- 1,50
- 1,75
- 2,50
- 3,25

**Resolução 05** Alternativa D

Comparando os potenciais de redução do hidrogênio e do ferro, percebemos que o do hidrogênio é maior: 0,000 V > - 0,440 V.

Então:



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = 0,000 \text{ V} - (- 0,440 \text{ V}) = + 0,440 \text{ v}$$

Agora utilizaremos a equação de Nernst, que relaciona a ddp da pilha com a as concentrações molares das soluções nas quais os eletrodos estão imersos:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \log Q$$

Onde:

$\Delta E$  = ddp da pilha a 25 °C com solução de concentração molar diferente de 1 M.

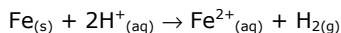
$\Delta E^0$  = ddp da pilha com solução de concentração 1 M.

0,059 = valor constante a 25 °C, porém pode mudar com a temperatura.

n = número de mols de elétrons transferidos no processo.

Q = quociente entre as concentrações relacionadas, semelhante à constante de equilíbrio.

A partir da equação global da pilha:



$$K = \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{H}_2]}{[\text{H}^+]^2}$$

Como foi dada a pressão parcial do hidrogênio e  $p(\text{H}_2) = k[\text{H}_2] \Rightarrow [\text{H}_2] = \frac{p(\text{H}_2)}{k'}$

$$k[\text{H}_2] \Rightarrow [\text{H}_2] = \frac{p(\text{H}_2)}{k'}$$

$$K = \frac{[\text{Fe}^{2+}]p(\text{H}_2)}{[\text{H}^+]^2 \cdot k'} \Rightarrow K \cdot k' = \frac{[\text{Fe}^{2+}]p(\text{H}_2)}{[\text{H}^+]^2}$$

$$Q = \frac{[\text{Fe}^{2+}]p(\text{H}_2)}{[\text{H}^+]^2}$$

$$[\text{FeSO}_4] = 1 \text{ M} \Rightarrow [\text{Fe}^{2+}] = 1 \text{ M}; p(\text{H}_2) = 1,0 \text{ atm.}$$

A força eletromotriz medida a 25 °C é igual a 0,292 V ( $\Delta E$ ). O número de elétrons transferidos é igual a 2, ou seja, n = 2. Utilizando a equação de Nernst, teremos:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]p(\text{H}_2)}{[\text{H}^+]^2}$$

$$0,292 = 0,440 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1 \cdot 1}{[\text{H}^+]^2}$$

$$\frac{(0,292 - 0,440) \cdot 2}{-0,059} = \log 1 - 2 \log [\text{H}^+]$$

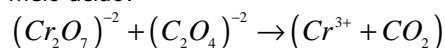
$$+ 5,0169 = - 2 \log [\text{H}^+]$$

$$- \log [\text{H}^+] = 2,5085$$

$$\text{pH} = 2,50$$

**QUESTÃO 06**

A seguinte reação não-balanceada e incompleta ocorre em meio ácido:

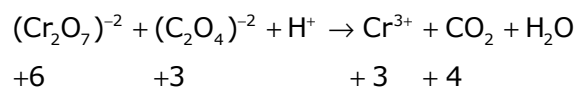


A soma dos coeficientes da reação completa e balanceada é igual a

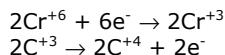
- a) 11. b) 22. c) 33. d) 44. e) 55.

**Resolução 06** Alternativas C

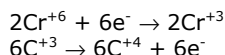
A partir da equação fornecida,



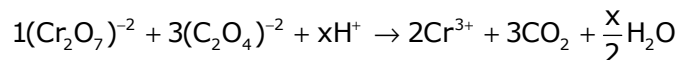
teremos:



Multiplicando a segunda equação por 3, para que a quantidade de elétrons se equipare, vem:



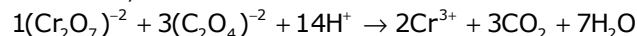
Então,



Como a soma das cargas tem que ser a mesma dos dois lados da equação química, teremos:

$$- 2 + 3(-2) + x = 2(+3) + 3 \cdot 0 + \frac{x}{2} \cdot 0 \Rightarrow x = 14$$

Finalmente,



Soma dos coeficientes = 1 + 3 + 14 + 6 + 2 + 7.

Soma dos coeficiente = 33.

**QUESTÃO 07**

Considere os seguintes líquidos, todos a 25°C:

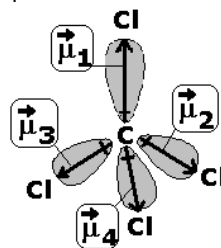
- I.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$
- II.  $\text{CS}_2(\text{l})$
- III.  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$
- IV.  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})$
- V.  $\text{HCl}(\text{aq})$
- VI.  $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$

Assinale a opção que indica o(s) líquido(s) solúvel(eis) em tetracloreto de carbono.

- a) Apenas I, III e V
- b) Apenas II, IV e VI
- c) Apenas III
- d) Apenas IV
- e) Apenas V.

**Resolução 07** Alternativa B

Sabemos que o tetracloreto de carbono é um solvente apolar:



$$\left. \begin{aligned} \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 + \vec{\mu}_4 &= \vec{0} \\ \vec{\mu}_R &= \vec{0} \end{aligned} \right\} \text{(molécula APOLAR)}$$

Isto significa que líquidos predominantemente apolares dissolvem em contato com o  $\text{CCl}_4$ .

Considerando:

I.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$   
Solução aquosa (polar), os íons são atraídos por solventes polares. Não dissolve bem o  $\text{CCl}_4$ .

II.  $\text{CS}_2(\text{l})$

$\text{S}=\text{C}=\text{S} \Rightarrow \vec{\mu}_R = \vec{0} \Rightarrow$  Solvente apolar. Dissolve bem o  $\text{CCl}_4$ .

III.  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$



**QUESTÃO 11**

A 25 °C e 1 atm, uma amostra de 1,0 L de água pura foi saturada com oxigênio gasoso (O<sub>2</sub>) e o sistema foi mantido em equilíbrio nessas condições. Admitindo-se comportamento ideal para o (O<sub>2</sub>) e sabendo se que a constante da Lei de Henry para esse gás dissolvido em água é igual a  $1,3 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$ , nas condições do experimento, assinale a opção CORRETA que exprime o valor calculado do volume, em L, de (O<sub>2</sub>) solubilizado nessa amostra.

- a)  $1,3 \times 10^{-3}$
- b)  $2,6 \times 10^{-3}$
- c)  $3,9 \times 10^{-3}$
- d)  $1,6 \times 10^{-2}$
- e)  $3,2 \times 10^{-2}$

**Resolução 11 Alternativa E**

De acordo com a lei de Henry, a solubilidade do oxigênio é diretamente proporcional à sua pressão parcial (S = k.p).

$$S = k.p(\text{O}_2)$$

$$S = 1,3 \times 10^{-3} \times 1$$

$$S = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Concluímos que 1 L de água dissolve  $1,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$  de gás oxigênio, ou seja,  $n(\text{O}_2) = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$ ; T = 25 °C = 298 K; R =  $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm.L.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ , então:

$$PV = n(\text{O}_2)RT$$

$$1 \times V = 1,3 \times 10^{-3} \times 8,21 \times 10^{-2} \times 298$$

$$V = 3,18 \times 10^{-2} \text{ L}$$

**QUESTÃO 12**

Um vaso de pressão com volume interno de 250 cm<sup>3</sup> contém gás nitrogênio (N<sub>2</sub>) quimicamente puro, submetido à temperatura constante de 250 °C e pressão total de 2,0 atm. Assumindo que o N<sub>2</sub> se comporta como gás ideal, assinale a opção CORRETA que apresenta os respectivos valores numéricos do número de moléculas e da massa específica, em kg m<sup>-3</sup>, desse gás quando exposto às condições de pressão e temperatura apresentadas.

- a)  $3,7 \times 10^{21}$  e 1,1
- b)  $4,2 \times 10^{21}$  e 1,4
- c)  $5,9 \times 10^{21}$  e 1,4
- d)  $7,2 \times 10^{21}$  e 1,3
- e)  $8,7 \times 10^{21}$  e 1,3

**Resolução 12 Alternativa D**

A partir da equação de estado de um gás ideal (Clapeyron):

$$PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT$$

Deduzimos:

$$\frac{PM}{RT} = \frac{m}{V} \Rightarrow d = \frac{PM}{RT}$$

Então,

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow d = \frac{2 \times 28}{8,21 \times 10^{-2} \times 523} = 1,304 \text{ g/L}$$

Como P = 2,0 atm; V = 0,250 L; R =  $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm.L.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ ; T = 250 °C = 523 K. Substituindo na equação de estado (Clapeyron), vem:

$$PV = nRT$$

$$2,0 \times 0,250 = n \times 8,21 \times 10^{-2} \times 523$$

$$n = 1,1645 \times 10^{-2} \text{ mol de moléculas, ou seja:}$$

$1,1645 \times 10^{-2} \times 6,02 \times 10^{23} = 7,01 \times 10^{21}$  moléculas. A resposta mais aproximada está na alternativa D.

**QUESTÃO 13**

Um recipiente contendo gás hidrogênio (H<sub>2</sub>) é mantido à temperatura constante de 0 °C. Assumindo que, nessa condição, o (H<sub>2</sub>) é um gás ideal e sabendo-se que a velocidade média das moléculas desse gás, nessa temperatura, é de  $1,85 \times 10^3 \text{ m s}^{-1}$ , assinale a alternativa CORRETA que apresenta o valor calculado da energia cinética média, em J, de uma única molécula de (H<sub>2</sub>).

- a)  $3,1 \times 10^{-24}$
- b)  $5,7 \times 10^{-24}$
- c)  $3,1 \times 10^{-21}$
- d)  $5,7 \times 10^{-21}$
- e)  $2,8 \times 10^{-18}$

**Resolução 13 Alternativa D**

No ensino médio devemos considerar apenas a energia cinética média translacional em uma direção, que é dada pela seguinte expressão matemática:

$$E = \frac{1}{2} mv^2 \text{ (I)}$$

Calculando a massa de uma molécula de hidrogênio (H = 1,01; H<sub>2</sub> = 2,02), teremos:

$$2,02 \text{ g} \text{ — } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2$$

$$m \text{ — } 1 \text{ molécula de H}_2$$

$$m = 0,335548 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$m = 3,36 \times 10^{-24} \text{ g} = 3,36 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Substituindo em (I), vem:

$$E = \frac{1}{2} \times 3,36 \times 10^{-27} \times (1,85 \times 10^3)^2$$

$$E = 5,7498 \times 10^{-27} \times 10^6 \text{ kg.m}^2.\text{s}^{-2}$$

$$E = 5,75 \times 10^{-21} \text{ J}$$

**QUESTÃO 14**

Assinale a opção que apresenta a afirmação CORRETA sobre uma reação genérica de ordem zero em relação ao reagente X.

- a) A velocidade inicial de X é maior que sua velocidade média.
- b) A velocidade inicial de X varia com a concentração inicial de X.
- c) A velocidade de consumo de X permanece constante durante a reação.
- d) O gráfico logaritmo natural de X versus o inverso do tempo é representado por uma reta.
- e) O gráfico da concentração de X versus tempo é representado por uma curva exponencial decrescente.

**Resolução 14 Alternativa C**

Para uma reação de ordem zero em relação a um reagente X, teremos:

$$v = k[X]^0 \Rightarrow v = k$$

Consequentemente, a velocidade de consumo de X permanece constante durante a reação.

**QUESTÃO 15**

Uma solução aquosa saturada em fosfato de estrôncio  $[\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2]$  está em equilíbrio químico à temperatura de  $25^\circ\text{C}$ , e a concentração de equilíbrio do íon estrôncio, nesse sistema, é de  $7,5 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ .

Considerando-se que ambos os reagentes (água e sal inorgânico) são quimicamente puros, assinale a alternativa CORRETA com valor do  $pK_{PS(25^\circ\text{C})}$

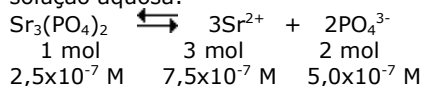
do  $[\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2]$ .

Dado:  $K_{PS}$  = constante do produto de solubilidade.

a) 7,0 b) 13,0 c) 25,0 d) 31,0 e) 35,0

**Resolução 15 Alternativa D**

Teremos a seguinte equação química para o equilíbrio em solução aquosa:



$$K_{PS} = [\text{Sr}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

$$K_{PS} = (7,5 \times 10^{-7})^3 (5,0 \times 10^{-7})^2$$

$$K_{PS} = 1,055 \times 10^{-31}$$

$$pK_{PS} = -\log K_{PS}$$

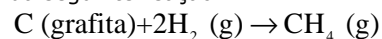
$$pK_{PS} = -\log(1,055 \times 10^{-31})$$

$$pK_{PS} = -[\log 1,055 + \log 10^{-31}]$$

$$pK_{PS} = 31 - \log 1,055 \approx 31$$

**QUESTÃO 16**

Sabe-se que a  $25^\circ\text{C}$  as entalpias de combustão (em  $\text{kJ mol}^{-1}$ ) de grafita, gás hidrogênio e gás metano são, respectivamente,  $-393,5$ ;  $-285,9$  e  $-890,5$ . Assinale a alternativa que apresenta o valor CORRETO da entalpia da seguinte reação:



a)  $-211,1 \text{ kJ mol}^{-1}$

b)  $-74,8 \text{ kJ mol}^{-1}$

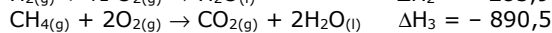
c)  $74,8 \text{ kJ mol}^{-1}$

d)  $136,3 \text{ kJ mol}^{-1}$

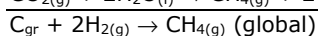
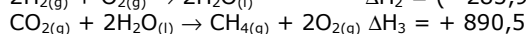
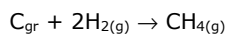
e)  $211,1 \text{ kJ mol}^{-1}$

**Resolução 16 Alternativa B**

A partir das entalpias de combustão (em  $\text{kJ.mol}^{-1}$ ), teremos:



Agora devemos acertar estas três equações para que a soma dê a equação global:



Aplicando a Lei de Hess:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H = -393,5 + (-285,9).2 + 890,5$$

$$\Delta H = -74,8 \text{ kJ}$$

**QUESTÃO 17**

Uma lâmpada incandescente comum consiste de um bulbo de vidro preenchido com um gás e de um filamento metálico que se acende e emite luz quando percorrido por corrente elétrica.

Assinale a opção com a afirmação ERRADA a respeito de características que o filamento metálico deve apresentar para o funcionamento adequado da lâmpada.

a) O filamento deve ser feito com um metal de elevado ponto de fusão.

b) O filamento deve ser feito com um metal de elevada pressão de vapor.

c) O filamento deve apresentar resistência à passagem de corrente elétrica.

d) O filamento deve ser feito com um metal que não reaja com o gás contido no bulbo.

e) O filamento deve ser feito com um metal dúctil para permitir a produção de fios finos.

**Resolução 17 Alternativa B**

O filamento deve ser feito de um metal de elevado ponto de fusão. Para resistir ao calor gerado, deve apresentar grande resistência elétrica, não pode reagir com o gás residual do bulbo e deve possuir grande ductibilidade, ou seja, capacidade de produzir fios. Finalmente o metal deve ter baixíssima pressão de vapor, pois não pode sublimar com a passagem da corrente elétrica.

**QUESTÃO 18**

Em um processo de eletroposição de níquel, empregou-se um eletrodo ativo de níquel e um eletrodo de cobre, ambos parcialmente imersos em uma solução aquosa contendo sais de níquel (cloreto e sulfato) dissolvidos, sendo este eletrólito tamponado com ácido bórico. No decorrer do processo, conduzido à temperatura de  $55^\circ\text{C}$  e pressão 1 atm, níquel metálico depositou-se sobre a superfície do eletrodo de cobre. Considere que as seguintes afirmações sejam feitas:

I. Ocorre formação de gás cloro no eletrodo de cobre.

II. A concentração de íons cobre aumenta na solução eletrolítica.

III. Ocorre formação de hidrogênio gasoso no eletrodo de níquel.

IV. O ácido bórico promove a precipitação de níquel na forma de produto insolúvel no meio aquoso.

Com relação ao processo de eletrodeposição acima descrito, assinale

a opção CORRETA.

a) Todas as afirmações são verdadeiras.

b) Apenas a afirmação IV é verdadeira.

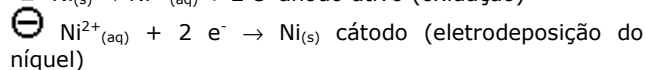
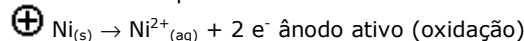
c) Apenas a afirmação III é falsa.

d) Apenas as afirmações II e IV são falsas.

e) Todas as afirmações são falsas

**Resolução 18 Alternativa E**

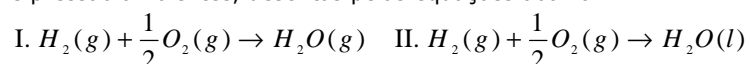
Teremos neste processo:



Podemos observar que não ocorrerá a formação de gás cloro, nem de gás hidrogênio.

**QUESTÃO 19**

Considere duas reações químicas, mantidas à temperatura e pressão ambientes, descritas pelas equações abaixo:



Assinale a opção que apresenta a afirmação ERRADA sobre estas reações.

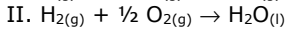
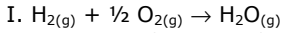
a) As reações I e II são exotérmicas.

b) Na reação I, o valor, em módulo, da variação de entalpia é menor que o da variação de energia interna.

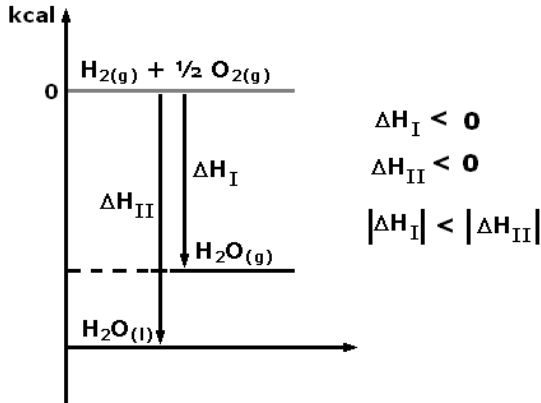
- c) O valor, em módulo, da variação de energia interna da reação I é menor que o da reação II.  
 d) O valor, em módulo, da variação de entalpia da reação I é menor que o da reação II.  
 e) A capacidade calorífica do produto da reação I é menor que a do produto da reação II.

**Resolução 19 Alternativa B**

Considerando as reações químicas descritas pelas equações:



Teremos:



A variação da energia interna ( $\Delta E$ ) pode ser dada por:  
 $\Delta H = \Delta E + \Delta n.RT$   
 $\Delta E = \Delta H - \Delta n.RT$   
 onde  $\Delta n$  é a variação do número de mols; R a constante universal e T a temperatura.  
 Para a equação I:  
 $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$   
 $\Delta n = 1 - 1,5 = -0,5 \text{ mol}$   
 Então,  
 $\Delta E_I = \Delta H_I - (-0,5).RT$   
 $\Delta E_I = \Delta H_I + 0,5.RT$   
 $|\Delta E_I| < |\Delta H_I| \Rightarrow |\Delta H_I| > |\Delta E_I|$   
 Para a equação II:  
 $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$   
 $\Delta n = 0 - 1,5 = -1,5 \text{ mol}$   
 Então,  
 $\Delta E_{II} = \Delta H_{II} - (-1,5).RT$   
 $\Delta E_{II} = \Delta H_{II} + 1,5.RT$   
 $|\Delta E_{II}| < |\Delta H_{II}| \Rightarrow |\Delta H_{II}| > |\Delta E_{II}|$   
 Capacidades caloríficas:  
 $H_2O(g) = 0,48 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$   
 $H_2O(l) = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$   
 A capacidade calorífica da água gasosa é menor do que da água líquida.

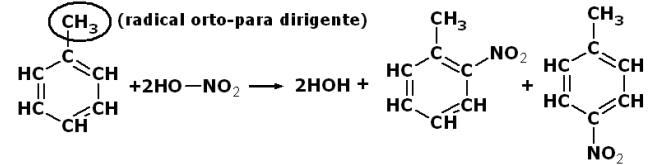
**QUESTÃO 20**

- Considere o composto aromático do tipo  $C_6H_5Y$ , em que Y representa um grupo funcional ligado ao anel. Assinale a opção ERRADA com relação ao(s) produto(s) preferencialmente formado(s) durante a reação de nitração deste tipo de composto nas condições experimentais apropriadas.
- Se Y representar o grupo  $-CH_3$ , o produto formado será o m-nitrotolueno.
  - Se Y representar o grupo  $-COOH$ , o produto formado será o ácido m-nitro benzóico.
  - Se Y representar o grupo  $-NH_2$ , os produtos formados serão onitroanilina e p-nitroanilina.
  - Se Y representar o grupo  $-NO_2$ , o produto formado será o 1,3- dinitrobenzeno.
  - Se Y representar o grupo  $-OH$ , os produtos formados serão onitrofenol e o p-nitrofenol.

**Resolução 20 Alternativa A**

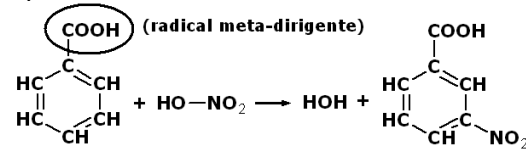
Análise das alternativas:

- a) Os produtos formados serão o orto-nitro-tolueno e o para-nitro-tolueno:

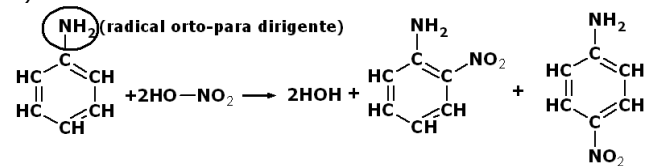


A alternativa a está errada.

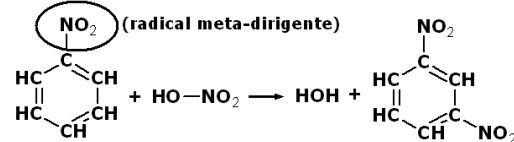
- b) Teremos:



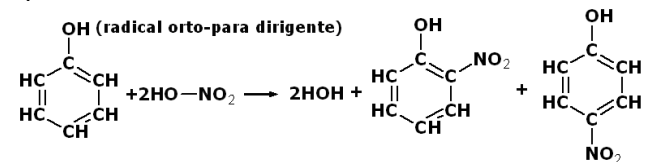
- c) Teremos:



- d) Teremos:



- e) Teremos:



**QUESTÃO 21**

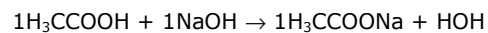
Determine o valor aproximado do pH no ponto de equivalência, quando se titula 25,0 mL de ácido acético a 0,1000 mol L<sup>-1</sup> com hidróxido de sódio 0,1000 mol L<sup>-1</sup>. Sabe-se que log 2 = 0,3 e K<sub>a</sub> = 1,8 x 10<sup>-5</sup>.

**Resolução 21**

Teremos 25 mL de ácido acético 0,1000 mol.L<sup>-1</sup>, ou seja:

0,1000 mol de ácido acético — 1000 mL  
 n — 25 mL

n<sub>ácido acético</sub> = 2,5 x 10<sup>-3</sup> mol



No ponto de equivalência n(NaOH) = n(H<sub>3</sub>CCOOH):

n(NaOH) = 2,5 x 10<sup>-3</sup> mol

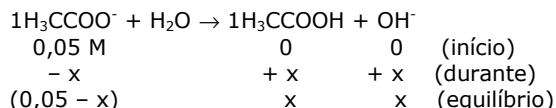
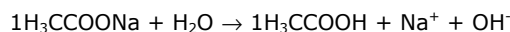
Como a concentração de NaOH é igual a 0,1000 M, teremos:

0,1000 mol NaOH — 1 L  
 2,5 x 10<sup>-3</sup> mol NaOH — V(NaOH)  
 V(NaOH) = 2,5 x 10<sup>-2</sup> L = 25 mL

No ponto de equivalência teremos 25 mL de solução de ácido acético e 25 mL de solução de NaOH, num total de 50 mL (50 x 10<sup>-3</sup> L). Logo,

$[H_3CCOOH]_{\text{início}} = \frac{2,5 \times 10^{-3}}{50 \times 10^{-3}} = 0,05 \text{ M}$

Agora observemos a reação de hidrólise:



Em (0,05 - x), desprezamos x, e temos apenas 0,05 M.

$$K_h = \frac{[\text{H}_3\text{CCOOH}][\text{OH}^-]}{[\text{H}_3\text{CCOO}^-]}$$

$$K_h = \frac{x \cdot x}{(0,05 - x)} = \frac{x^2}{0,05}$$

Como  $K_h = \frac{K_w}{K_a}$ , teremos:

$$\frac{x^2}{0,05} = \frac{10^{-14}}{K_a}, K_a = 1,8 \times 10^{-5}, \text{ então:}$$

$$\frac{x^2}{0,05} = \frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}}$$

$$x^2 = 27,78 \times 10^{-12} \Rightarrow x = 5,27 \times 10^{-6} \text{ M}$$

Como  $x = [\text{OH}^-]$ ,  $[\text{OH}^-] = 5,27 \times 10^{-6} \text{ M}$ .

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] \times 5,27 \times 10^{-6} = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 1,9 \times 10^{-9} \approx 2,0 \times 10^{-9}$$

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

$$\text{pH} = -\log(2,0 \times 10^{-9}) = 9 - \log 2 = 9 - 0,3 = 8,7$$

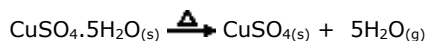
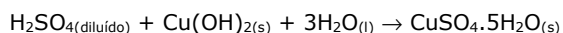
$$\text{pH} = 8,7$$

### QUESTÃO 22

Proponha um método de obtenção de sulfato de cobre anidro a partir de uma reação de neutralização. Expresse as etapas para sua obtenção por meio de equações químicas, indicando as condições necessárias para que cada etapa seja realizada.

### Resolução 22

Sulfato de cobre pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) são cristais de cor azul, obtidos pela cristalização da solução resultante da ação de ácido sulfúrico quente e concentrado sobre cobre, ou pela ação de ácido sulfúrico diluído sobre hidróxido ou carbonato de cobre. Então:

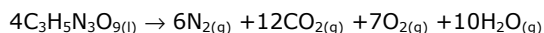


### QUESTÃO 23

A nitroglicerina,  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{ONO}_2)_3(1)$ , é um óleo denso que detona se aquecido a 218 °C ou quando é submetido a um choque mecânico. Escreva a equação que representa a reação química do processo, sabendo que a reação de decomposição é completa, e explique porque a molécula é explosiva.

### Resolução 23

equação pode ser representada por:



A substância é explosiva, pois a sua velocidade de decomposição tende ao infinito e também devido à formação de vários produtos gasosos estáveis, o que provoca um grande efeito de expansão.

### QUESTÃO 24

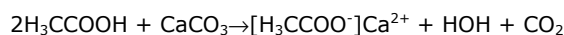
Foram realizadas duas experiências com dois ovos de galinha. Inicialmente, ambos foram imersos em vinagre até a dissolução total da casca, que pode ser considerada constituída prioritariamente por carbonato de cálcio. Os ovos envoltos apenas em suas membranas foram cuidadosamente retirados do vinagre e deixados secar por um breve período. A seguir, um ovo foi imerso em água pura e, o outro, numa solução saturada de sacarose, sendo ambos assim mantidos até se observar variação volumétrica de cada ovo.

a) Escreva a equação química balanceada que descreve a reação de dissolução da casaca do ovo.

b) O volume dos ovos imersos nos líquidos deve aumentar ou diminuir? Explique sucintamente por que estas variações volumétricas ocorrem.

### Resolução 24

a) Teremos:



b) O ovo colocado na água pura deverá inchar (aumentar), pois a pressão de vapor do solvente puro é maior do que no interior do ovo (osmose).

O ovo colocado na solução de sacarose deverá murchar (diminuir), pois a pressão de vapor do solvente dentro do ovo é maior do que a do solvente da solução de sacarose (osmose).

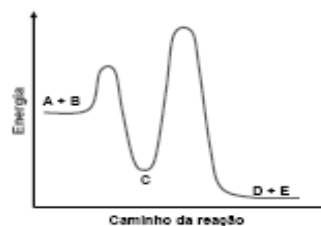
### QUESTÃO 25

Considere a curva de variação da energia potencial das espécies A, B, C, D e E, envolvidas em uma reação química genérica, em função do caminho da reação, apresentada na figura ao lado. Suponha que a reação tenha sido acompanhada experimentalmente, medindo-se a concentração de A, B e C em função do tempo.

a) Proponha um mecanismo de reação para o processo descrito na figura, indicando a reação global.

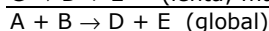
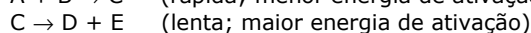
b) Indique a etapa lenta do processo e escreva a lei de velocidade da reação.

c) Baseado na sua resposta ao item b) e conhecendo as concentrações de A, B e C em função do tempo, explique como determinar a constante de velocidade desta reação.



### Resolução 25

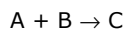
a) De acordo com o diagrama fornecido, teremos:



b) A etapa lenta é  $\text{C} \rightarrow \text{D} + \text{E}$ , pois apresenta a maior energia de ativação.

A equação da velocidade pode ser representada por  $v = k[\text{C}]$ , uma reação de primeira ordem.

c) A partir das etapas, teremos:



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{C}]}{[\text{A}][\text{B}]} \Rightarrow [\text{C}] = K_{\text{eq}}[\text{A}][\text{B}] \quad (\text{I})$$



$$v = k[\text{C}] \quad (\text{II})$$

Substituindo (I) em (II), vem:

$$v = k \cdot K_{\text{eq}}[\text{A}][\text{B}] \Rightarrow v = K[\text{A}][\text{B}]$$

onde  $K = A' \cdot e^{\frac{-E_{at}}{RT}}$

$\ln k = \ln A' - \frac{E_{at}}{RT}$

$\ln k = \ln A' - \frac{E_{at}}{R} \cdot \frac{1}{T}$

Essa equação tem a forma análoga a de uma reta,  $y = ax$

+ b, onde  $y = \ln k$  e  $x = \frac{1}{T}$ .

Isto significa que se tivermos os valores da constante de velocidade k a diferentes temperaturas, o gráfico de  $\ln k$

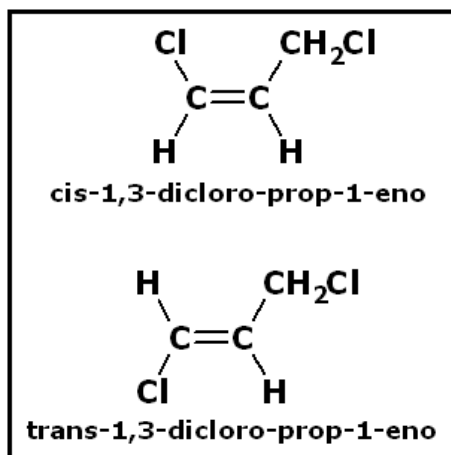
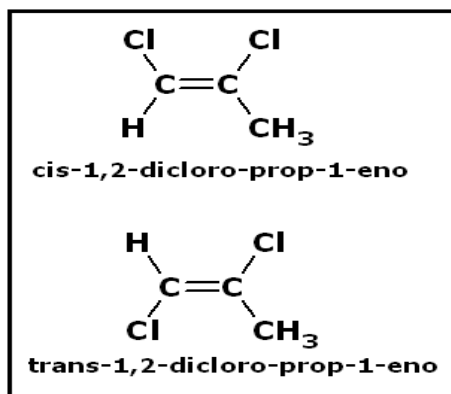
em função de  $\frac{1}{T}$  dará uma reta de inclinação  $-\frac{E_{at}}{R}$ .

**QUESTÃO 26**

Dada a fórmula molécula  $C_3H_4Cl_2$ , apresente as fórmulas estruturais dos compostos de cadeia aberta que apresentam isometria geométrica e dê seus respectivos nomes.

**Resolução 26**

Para a fórmula molecular  $C_3H_4Cl_2$  podemos montar as seguintes representações estruturais com isomeria geométrica:



**QUESTÃO 27**

Considere que certa solução aquosa preparada recentemente contém nitratos dos seguintes cátions:  $Pb^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$  e  $Ag^+$ .

Descreva um procedimento experimental para separar esses íons, supondo que você dispõe de placas polidas dos seguintes metais puros: zinco, cobre, ferro, prata, chumbo e ouro e os instrumentos de vidro adequados. Descreva cada etapa experimental e apresenta todas as equações químicas balanceadas.

Dados:

$E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76 V$

$E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44 V$

$E_{Pb^{2+}/Pb}^0 = -0,13 V$

$E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,34 V$

$E_{Ag^+/Ag}^0 = 0,80 V$

$E_{Au^{3+}/Au}^0 = 1,40 V$

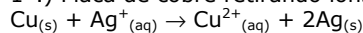
**Resolução 27**

Para um cátion de um metal depositar em uma placa, esta deve ser formada por um metal de menor potencial de redução. Comparando os potenciais de redução fornecidos:

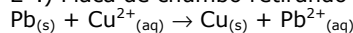
$E_{Au} > E_{Ag} > E_{Cu} > E_{Pb} > E_{Fe} > E_{Zn}$

Procedimentos:

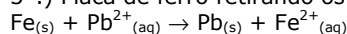
1º.) Placa de cobre retirando íons  $Ag^+$ :



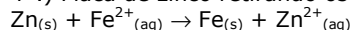
2º.) Placa de chumbo retirando os íons  $Cu^{2+}$ :



3º.) Placa de ferro retirando os íons  $Pb^{2+}$ :

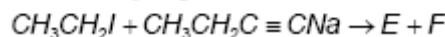
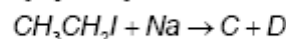
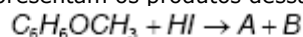


4º.) Placa de zinco retirando os íons  $Fe^{2+}$ :



**QUESTÃO 28**

Considere que as reações químicas representadas pelas equações não balanceadas abaixo ocorram em condições experimentais apropriadas e que as espécies A, B, C, D, E e F representam os produtos dessas reações.

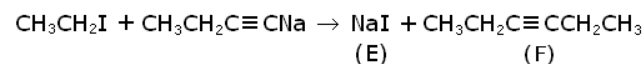
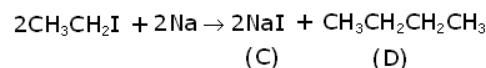
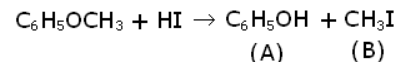


Apresente as reações químicas balanceadas e os respectivos produtos.

**Resolução 28**

Observação:  $C_6H_6OCH_3 = C_6H_5OCH_3$ .

Teremos:



**QUESTÃO 29**

Uma chapa metálica de cobre recoberta com uma camada passiva de óxido de cobre (I) é imersa em um recipiente de vidro contendo água destilada acidificada ( $pH=4$ ) e gás oxigênio ( $O_2$ ) dissolvido, sendo a temperatura e a pressão deste sistema iguais a  $25^\circ C$  e  $1 atm$ , respectivamente. Admitindo-se que a concentração inicial de equilíbrio dos íons de cobre (II) na solução aquosa é de  $10^{-6} mol L^{-1}$  e  $10^{-6} mol L^{-1}$  e, considerando que, nessas condições, a camada de óxido que envolve o metal pode ser dissolvida?

a) Escreva a equação química balanceada da reação que representa corrosão do  $Cu_2O(s)$  no referido meio líquido com  $O_2(g)$  dissolvido.

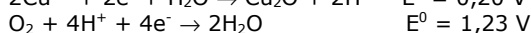
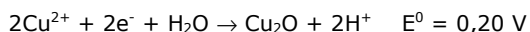
b) Determine o valor numérico da pressão de oxigênio em atm, a partir do qual o  $Cu_2O(s)$  apresenta tendência termodinâmica de sofrer corrosão espontânea no meio descrito acima.

Dados:  $E_{Cu^{+2}/Cu_2O}^0 = 0,20 V$ ;  $E_{O_2/H_2O}^0 = 1,23 V$

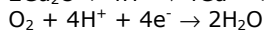
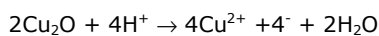
**Resolução 29**

Comparando os potenciais fornecidos:

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_2\text{O}) = 0,20 \text{ V}; E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V, teremos:}$$



Invertendo a primeira e equação, multiplicando por 2 e somando com a segunda, vem:



$2\text{Cu}_2\text{O} + 8\text{H}^+ + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{Cu}^{2+}$  (equação da reação global que representa o processo de corrosão espontânea)

$$\Delta E^\circ = 1,23 \text{ V} - 0,20 \text{ V} = + 1,03 \text{ V}$$

b) Num processo espontâneo o valor de  $\Delta E$  deve ser positivo.

A partir da equação de Nernst:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{n} \log Q$$

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{Cu}^{2+}]^4}{[\text{H}^+]^8 [\text{O}_2]}, \text{ como } [\text{O}_2] = k'p(\text{O}_2)$$

$$Q = \frac{[\text{Cu}^{2+}]^4}{[\text{H}^+]^8 p(\text{O}_2)}$$

Então,

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]^4}{[\text{H}^+]^8 p(\text{O}_2)}$$

Como  $\Delta E^\circ = 1,03 \text{ V}$ ;  $T = 298 \text{ K}$ ;  $n = 4$  (elétrons transferidos);  $[\text{Cu}^{2+}] = 10^{-6} \text{ M}$ ;  $[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ M}$  ( $\text{pH} = 4$ ), vem:

$$\Delta E = 1,03 - \frac{0,059}{4} \log \frac{[10^{-6}]^4}{[10^{-4}]^8 p(\text{O}_2)}$$

$$\Delta E = 1,03 - 0,0148 \log \frac{10^8}{p(\text{O}_2)}$$

$$\Delta E = 1,03 - 0,0148(8 - \log p(\text{O}_2))$$

$$\Delta E = 1,03 - 0,12 + 0,0148 \log p(\text{O}_2)$$

$$\Delta E = 0,91 + 0,0148 \log p(\text{O}_2)$$

Para o processo ser espontâneo  $\Delta E > 0$ , logo:

$$0,91 + 0,0148 \log p(\text{O}_2) > 0$$

$$p(\text{O}_2) > - 61,49$$

$$p(\text{O}_2) > 10^{-61,49} \text{ atm}$$

**QUESTÃO 30**

Cobre metálico exposto à atmosfera ambiente úmida sofre corrosão, com formação de cuprita ( $\text{Cu}_2\text{O}$ ) sobre a sua superfície. Este fato é comprovado em laboratório com a aplicação de corrente elétrica, proveniente de um gerador de corrente contínua, em um eletrodo de cobre (isento de óxido) imerso numa solução aquosa neutra de cloreto de potássio ( $\text{pH}=7$ ) contendo oxigênio gasoso ( $\text{O}_2$ ) dissolvido.

Considere que esse procedimento é realizado nas seguintes condições:

I. Eletrodos metálicos empregados: catodo de platina e anodo de cobre.

II. Área imersa do anodo:  $350,0 \text{ cm}^2$

III. Densidade de corrente aplicada:  $10,0 \mu\text{A cm}^{-2}$ .

IV. Tempo de eletrólise: 50 s.

Baseado no procedimento experimental acima descrito:

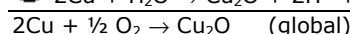
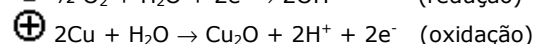
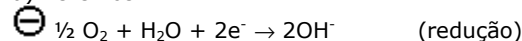
a) Escreva as equações químicas balanceadas que representam as reações envolvidas na formação da cuprita sobre cobre metálico.

b) Calcule o valor numérico da massa de cuprita, expressa em g, formada sobre a superfície do anodo.

c) Sabendo que a massa específica média da cuprita é igual a  $6,0 \text{ g cm}^{-3}$ , calcule o valor numérico da espessura em  $\mu\text{m}$ , desse óxido durante a eletrólise.

**Resolução 30**

a) Teremos:



b) Área =  $350,0 \text{ cm}^2$ .

Densidade da corrente aplicada =  $10,0 \mu\text{A cm}^{-2}$ .

Tempo = 50 s.

$$1 \text{ cm}^2 \text{ — } 10,0 \mu\text{A}$$

$$350,0 \text{ cm}^2 \text{ — } i$$

$$I = 3,5 \times 10^3 \mu\text{A} = 3,5 \times 10^{-3} \text{ A}$$

$$\text{Como } Q = i \times t \Rightarrow Q = 3,5 \times 10^{-3} \times 50$$

$$Q = 175 \times 10^{-3} = 1,75 \times 10^{-1} \text{ C}$$

$$M(\text{Cu}_2\text{O}) = 143,1 \text{ g.mol}^{-1}$$

Temos 2 mols de elétrons no circuito,  $1 \text{ F} = 9,65 \times 10^4 \text{ C.mol}^{-1}$ , então:

$$2 \text{ mol e}^- \text{ — } 1 \text{ mol Cu}_2\text{O}$$

$$2 \text{ F — } 143,1 \text{ g}$$

$$2 \times 9,65 \times 10^4 \text{ C — } 143,1 \text{ g}$$

$$1,75 \times 10^{-1} \text{ C — } m$$

$$m = 1,298 \times 10^{-4} \text{ g}$$

Como a massa específica média da cuprita é igual a  $6,0 \text{ g.cm}^{-3}$ , vem:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow 6,0 = \frac{1,298 \times 10^{-4}}{V}$$

$$V = 0,21633 \times 10^{-4} \text{ cm}^3$$

$$V = \text{Área} \times \text{Espessura}$$

$$\text{Espessura} = \frac{V}{\text{Área}}$$

$$\text{Espessura} = \frac{0,21633 \times 10^{-4}}{350,0}$$

$$\text{Espessura} = 6,18 \times 10^{-8} \text{ cm} = 6,18 \times 10^{-4} \mu\text{m}$$