

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 L (CNTP)

Carga elementar = $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

Constante dos gases (R) =

$= 8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} =$

$= 62,4 \text{ mmHg L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Constante gravitacional (g) = $9,81 \text{ m s}^{-2}$

DEFINIÇÕES

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

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP):
 0°C e 760 mmHg.

Condições ambientes: 25°C e 1 atm.

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

(s) = sólido. (l) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso.

(CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [A] = concentração da espécie química A em mol L^{-1} .

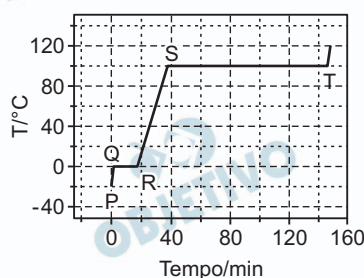
MASSAS MOLARES

| Elemento Químico | Número Atômico | Massa Molar (g mol^{-1}) |
|------------------|----------------|-------------------------------------|
| H | 1 | 1,01 |
| B | 5 | 10,81 |
| C | 6 | 12,01 |
| N | 7 | 14,01 |
| O | 8 | 16,00 |
| Na | 11 | 22,99 |
| P | 15 | 30,97 |
| S | 16 | 32,07 |
| Cl | 17 | 35,45 |
| Ar | 18 | 39,95 |
| K | 19 | 39,10 |
| Ca | 20 | 40,08 |

| Elemento Químico | Número Atômico | Massa Molar (g mol ⁻¹) |
|------------------|----------------|------------------------------------|
| Cr | 24 | 52,00 |
| Fe | 26 | 55,85 |
| Ni | 28 | 58,69 |
| Cu | 29 | 63,55 |
| Zn | 30 | 65,40 |
| Sr | 38 | 87,62 |
| Ag | 47 | 107,87 |
| I | 53 | 126,90 |
| W | 74 | 183,84 |
| Pt | 78 | 195,08 |
| Au | 79 | 196,97 |
| Pb | 82 | 207,2 |

1

A figura abaixo apresenta a curva de aquecimento de 100 g de uma substância pura genérica no estado sólido. Sabe-se que calor é fornecido a uma velocidade constante de 500 cal min⁻¹. Admite-se que não há perda de calor para o meio ambiente, que a pressão é de 1 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:

- I. No segmento PQ ocorre aumento da energia cinética das moléculas.
- II. No segmento QR ocorre aumento da energia potencial.
- III. O segmento QR é menor que o segmento ST porque o calor de fusão da substância é menor que o seu calor de vaporização.
- IV. 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):

- a) apenas I.
- b) apenas I, II e III.
- c) apenas II e IV.
- d) apenas III.
- e) apenas IV.

Resolução

I. Correta.

No segmento PQ, ocorre aumento de energia cinética das moléculas, pois está ocorrendo um aumento da temperatura no sistema. A energia

cinética é diretamente proporcional à temperatura na escala Kelvin.

II. *Correta.*

No segmento QR, ocorre aumento da energia potencial, pois está havendo um distanciamento das moléculas devido à mudança de estado de sólido para líquido, isto é, houve realização de trabalho. Realizar trabalho sobre um sistema ocasiona aumento de energia potencial dele.

III. *Correta.*

Cálculo da quantidade de calor absorvido na fusão (segmento QR):

$$\begin{array}{l} 1 \text{ min} \text{ ————— } 500 \text{ cal} \\ 20 \text{ min} \text{ ————— } x \end{array}$$

$$\therefore x = 10\,000 \text{ cal}$$

Cálculo da quantidade de calor absorvido na ebulição (segmento ST):

$$\begin{array}{l} 1 \text{ min} \text{ ————— } 500 \text{ cal} \\ 105 \text{ min} \text{ ————— } y \end{array}$$

$$\therefore y = 52\,500 \text{ cal}$$

$$\text{fusão: } Q = m L_f$$

$$10\,000 = 100 L_f$$

$$\text{ebulição: } Q = m L_v$$

$$52\,500 = 100 L_v$$

$$\text{conclusão: } L_v > L_f$$

IV. *Errada.*

O segmento RS tem inclinação maior que o segmento PQ. O calor específico do líquido é maior que o calor específico do sólido, pois para uma mesma variação de temperatura, o intervalo de tempo é maior (que corresponde a uma maior quantidade de calor).

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.

- a) Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.
- b) Thomson, Millikan, Dalton e Rutherford.
- c) Avogadro, Thomson, Bohr e Rutherford.
- d) Lavoisier, Proust, Gay-Lussac e Thomson.
- e) Rutherford, Dalton, Bohr e Avogadro.

Resolução

Na ordem cronológica correta, os nomes de cientistas que são apontados como autores de modelos atômicos são:

Dalton (1808), Thomson (1897), Rutherford (1911) e Bohr (1913).

Os cientistas Lavoisier, Proust, Gay-Lussac, Avogadro e Millikan não são autores de modelos atômicos.

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

- a) polar.
- b) não-polar.
- c) hidrofílico.
- d) mais ácido que HCl .
- e) menos ácido que HCl .

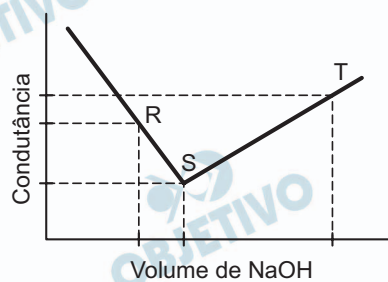
Resolução

O solvente X deve ser necessariamente não polar. Haverá interação dipolo-dipolo induzido. O HCl provoca no solvente X um dipolo induzido.



Essa atração faz com que o HCl se dissolva no solvente X. Os outros solventes citados causarão a ionização do HCl e a solução será condutora de corrente elétrica.

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 abaixo apresenta a curva de titulação obtida em relação à condutância da solução de HCl em função do volume de NaOH adicionado.



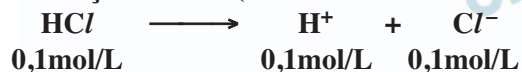
Com base nas informações apresentadas nesta figura, assinale a opção ERRADA.

- Os íons responsáveis pela condutância da solução no ponto R são: H^+ , Cl^- e 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

A condição para que haja condutividade elétrica numa solução é a presença de íons livres. Quanto maior a concentração de íons na solução, maior a condutividade elétrica.

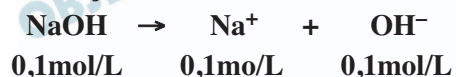
A solução de HCl (admitindo 100% ionizado):



apresenta concentração de íons igual a

$$(0,1 + 0,1)\text{mol/L} = 0,2\text{mol/L}$$

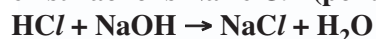
A solução de NaOH (admitindo 100% dissociado):



também apresenta concentração de íons igual a $0,2\text{mol/L}$.

Ao adicionar solução de NaOH à solução de HCl , ocorrerá neutralização dos íons H^+ da solução:

$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, diminuindo a concentração de íons na solução, até ocorrer neutralização total, quando só existirão íons Na^+ e Cl^- (ponto S).





Como as concentrações de HCl e NaOH são as mesmas, no ponto S teremos reduzida à metade a concentração de íons na solução:

$$\left(\frac{0,1 + 0,1}{2} \right) \text{ mol/L} = 0,1 \text{ mol/L, pois os íons } \text{H}^+ \text{ e } \text{OH}^-$$

irão transformar-se em H₂O molecular.

No ponto R, temos a presença de íons H⁺, Cl⁻ e Na⁺ e no ponto T teremos íons Na⁺, Cl⁻ e OH⁻, no qual haverá uma concentração de íons na solução maior que 0,1mol/L, aumentando a condutividade elétrica da solução.

Pelo gráfico, observamos que em T a condutância é maior que em R, portanto a concentração de íons é maior.

Em todos os pontos citados, a solução apresenta neutralidade de cargas.

$$\text{R } (x_{\text{H}^+} + y_{\text{Na}^+} = z_{\text{Cl}^-})$$

$$\text{S } (x'_{\text{Na}^+} = x'_{\text{Cl}^-})$$

$$\text{T } (x''_{\text{Na}^+} = y''_{\text{Cl}^-} + z''_{\text{OH}^-})$$

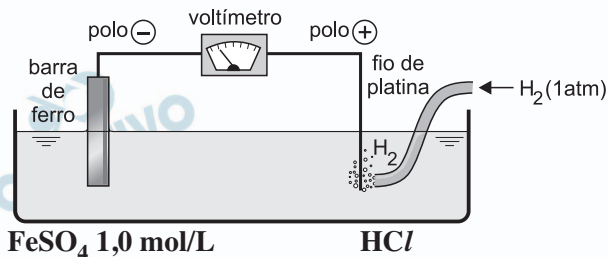
Uma barra de ferro e um fio de platina, conectados eletricamente a um voltímetro de alta impedância, são parcialmente imersos em uma mistura de soluções aquosas de FeSO_4 ($1,0 \text{ mol L}^{-1}$) e HCl isenta de oxigênio. Um fluxo de gás hidrogênio é mantido constante sobre a parte imersa da superfície da platina, com pressão nominal (P_{H_2}) de $1,0 \text{ atm}$, e a força eletromotriz medida a 25°C é igual a $0,292 \text{ V}$.

Considerando-se que ambos os metais são quimicamente puros e que a platina é o polo positivo do elemento galvânico formado, assinale a opção CORRETA que apresenta o valor calculado do pH desse meio aquoso.

Dados: $E^0_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,000 \text{ V}$; $E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0} = -0,440 \text{ V}$

- a) 0,75 b) 1,50 c) 1,75
d) 2,50 e) 3,25

Resolução



anodo: $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \quad E^0 = 0,440 \text{ V}$

catodo: $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) \quad E^0 = 0,000 \text{ V}$

equação global: $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta E^0 = 0,440 \text{ V}$

Utilizando a Equação de Nernst:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

$$Q = \frac{[\text{Fe}^{2+}] P_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2} \quad \text{e } n = 2$$

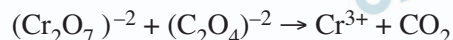
$$0,292 = 0,440 - \frac{0,0592}{2} \log \frac{1 \cdot 1}{[\text{H}^+]^2}$$

$$0,292 - 0,440 = - \frac{0,0592}{2} \cdot 2 (-\log [\text{H}^+])$$

$$(-\log [\text{H}^+]) = \frac{0,292 - 0,440}{-0,0592}$$

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

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

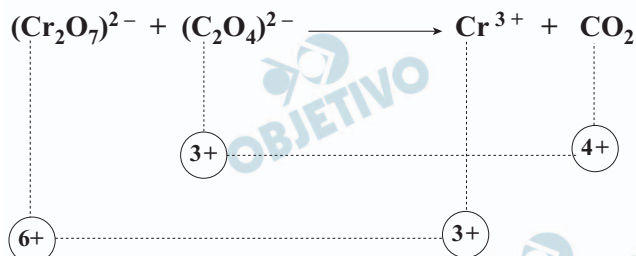


A soma dos coeficientes estequiométricos da reação completa e balanceada é igual a

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

Resolução

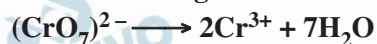
1) Cálculo da variação dos números de oxidação:



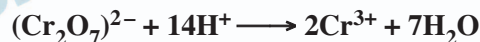
2) Balanceando os átomos de crômio e carbono:



3) Balanceando os átomos de oxigênio, utilizando moléculas de água:



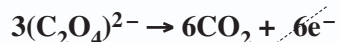
4) Balanceando os átomos de hidrogênio, utilizando os íons H^+ :



5) Então as semirreações são:



6) Somando as semirreações, obteremos a reação global:



Portanto, a soma dos coeficientes é igual a 33.

Considere os seguintes líquidos, todos a 25°C:

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

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

O tetracloreto de carbono é um solvente apolar



apolar serão solúveis neste solvente.

Isso ocorre com os compostos:

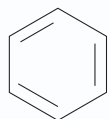
II. CS_2

$\text{S} = \text{C} = \text{S}$ momento dipolar = 0 (apolar)

IV. $\text{H}_3\text{C} - (\text{CH}_2)_{16} - \text{CH}_2\text{OH}$

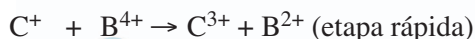
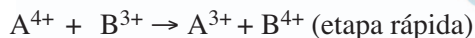
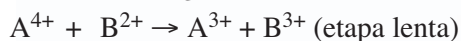
A cadeia carbônica com dezoito átomos de carbono faz com que o grupo apolar predomine sobre o grupo polar ($-\text{OH}$).

VI. C_6H_6



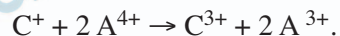
hidrocarboneto tem molécula apolar.

Considere o seguinte mecanismo de reação genérica:



Com relação a este mecanismo, assinale a opção ERRADA.

a) A reação global é representada pela equação



b) B^{2+} é catalisador.

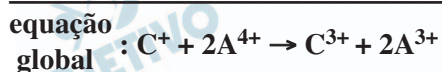
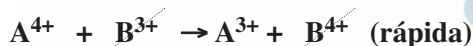
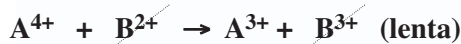
c) B^{3+} e B^{4+} são intermediários da reação.

d) A lei de velocidade é descrita pela equação
 $v = k[C^+][A^{4+}]$.

e) A reação é de segunda ordem.

Resolução

Analisando o mecanismo da reação:



B^{2+} é o catalisador, pois participa da primeira etapa e é recuperado no final.

B^{3+} e B^{4+} são compostos intermediários formados durante a reação.

A lei da velocidade é encontrada usando a etapa mais lenta.

$$v = k [A^{4+}] [B^{2+}]$$

sendo portanto uma reação de segunda ordem.

Logo a velocidade não pode ser determinada pela equação:

$$v = k [C^+] [A^{4+}]$$

A 25°C e 1 atm, uma solução de água pura contendo algumas gotas de solução alcoólica de indicador ácido-base azul de bromotimol apresenta coloração azulada. Nestas condições, certa quantidade de uma substância no estado sólido é adicionada e a solução torna-se amarelada. Assinale a opção que apresenta a substância sólida adicionada.

- a) Iodo.
- b) Sacarose.
- c) Gelo seco.
- d) Nitrato de prata.
- e) Cloreto de sódio.

Resolução

- a) O iodo quando dissolvido em água apresenta cor castanha, mas não altera o valor do pH, pois praticamente não sofre hidrólise.
- b) Sacarose dissolvida em água não altera o pH, portanto a cor da solução continua a mesma.
- c) O gelo seco é o gás carbônico no estado sólido. Quando adicionado à água, parte do gelo seco sublima-se e uma parte reage com água, conforme a equação a seguir:
$$\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$$

O meio fica ácido e a cor é alterada para amarela. O azul de bromotimol em meio ácido tem cor amarela.
- d) O nitrato de prata quando adicionado à água não altera o pH do meio, pois o íon prata é neutro e o íon nitrato não altera o pH (não sofre hidrólise). Portanto, o pH do meio não é alterado.
- e) O cloreto de sódio é neutro e o pH não é alterado.

Em cinco béqueres foram adicionados 50 mL de uma solução de referência, que consiste de uma solução aquosa saturada em cloreto de prata, contendo corpo de fundo, a 25°C e 1 atm. A cada béquer, foram adicionados 50 mL de uma solução aquosa diluída diferente, dentre as seguintes:

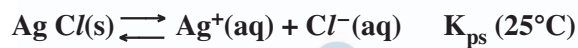
- I. Solução de cloreto de sódio a 25°C.
- II. Solução de Glicose a 25°C.
- III. Solução de Iodeto de sódio a 25°C.
- IV. Solução de Nitrato de prata a 25°C.
- V. Solução de Sacarose a 50°C.

Considere que o corpo de fundo permanece em contato com as soluções após rápida homogeneização das misturas aquosas e que não ocorre formação de óxido de prata sólido. Nestas condições, assinale a opção que indica a(s) solução(ões), dentre as acima relacionadas, que altera(m) a constante de equilíbrio da solução de referência.

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

Resolução

O equilíbrio da solução saturada de AgCl e o corpo de fundo é dado abaixo:



A adição da solução de cloreto de sódio aumentará a concentração dos íons cloreto, deslocando o equilíbrio (Princípio de Le Chatelier) no sentido da formação do precipitado, portanto o valor da constante é inalterado, a 25°C.

A adição de iodeto de sódio diminuirá a concentração dos íons Ag^+ , pois haverá a formação de um precipitado, o AgI , deslocando o equilíbrio para a direita, diminuindo a quantidade de $\text{AgCl}(s)$, portanto o valor da constante é inalterado, a 25°C.

A adição de nitrato de prata aumentará a concentração dos íons Ag^+ , deslocando o equilíbrio no sentido da formação do precipitado, portanto o valor da constante é inalterado, a 25°C.

Como a temperatura de solução de sacarose é maior que 25°C (50°C), irá ocorrer o deslocamento do equilíbrio, pois a solubilidade do AgCl é aumentada (processo endotérmico), alterando o valor de constante de equilíbrio.

A 25°C e 1 atm, uma amostra de 1,0 L de água pura foi saturada com oxigênio gasoso (O₂) e o sistema foi mantido em equilíbrio nessas condições. Admitindo-se comportamento ideal para o O₂ e sabendo-se que a constante da Lei de Henry para esse gás dissolvido em água é igual a $1,3 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{atm}^{-1}$, nas condições do experimento, assinale a opção CORRETA que exprime o valor calculado do volume, em L, de O₂ 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

Pela Lei de Henry, temos que a solubilidade do O₂ na água é diretamente proporcional à pressão:

$$S = kP$$

$$S = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{atm}^{-1} \cdot 1 \text{ atm}$$

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

Portanto, 1,0L de água dissolve $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de O₂.
Cálculo do volume de gás O₂ dissolvido a 25°C (298K) em 1,0L de água pura:

$$PV = nRT$$

$$1,0 \text{ atm} \cdot V =$$

$$= 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 8,21 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}$$

$$V = 31,8 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

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

Um vaso de pressão com volume interno de 250 cm^3 contém gás nitrogênio (N_2) quimicamente puro, submetido à temperatura constante de 250°C e pressão total de $2,0 \text{ atm}$. Assumindo que o N_2 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^{-3} , 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

Mediante os dados apresentados, podemos encontrar o número de mols (n) fazendo uso da Equação de Clapeyron, como se segue:

$$PV = nRT$$

$$(2,0\text{atm}) \cdot (0,250\text{L}) = n \cdot (8,21 \cdot 10^{-2}\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot (523\text{K})$$

$$n = 1,164 \cdot 10^{-2}\text{mol}$$

Conhecendo-se a Constante de Avogadro, pode-se encontrar o número de moléculas no vaso em questão da seguinte maneira:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 1,164 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \text{ ————— } x \end{array}$$

$$x \approx 7,01 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

Nota: O valor foi arredondado incorretamente para $7,2 \cdot 10^{21}$.

* Cálculo da massa de N_2 :

$$\begin{array}{l} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \text{ ————— } 28,02\text{g} \\ 7,01 \cdot 10^{21} \text{ moléculas} \text{ ————— } y \end{array}$$

$$y = 0,3263\text{g de } \text{N}_2$$

* Cálculo da massa específica do N_2 :

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow d = \frac{0,3263\text{g}}{0,250\text{L}} \rightarrow d = 1,305\text{g/L}$$

$$d \approx 1,3\text{g/L}$$

13 D

Um recipiente contendo gás hidrogênio (H_2) é mantido à temperatura constante de $0^\circ C$. Assumindo que, nessa condição, o H_2 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_2 .

- 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

Massa de 1 molécula de H_2 :

$$2,02\text{g} \text{ ————— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$x \text{ ————— } 1 \text{ molécula}$$

$$x = \frac{2,02}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 0,33 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 3,3 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Cálculo da energia cinética média de uma molécula:

$$E_{\text{cin}} = \frac{m v^2}{2}$$

$$E_{\text{cin}} = \frac{3,3 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot (1,85 \cdot 10^3 \text{ m s}^{-1})^2}{2}$$

$$E_{\text{cin}} = 5,65 \cdot 10^{-21} \text{ kg m}^2 \cdot \text{s}^{-2}$$

$$E_{\text{cin}} = 5,7 \cdot 10^{-21} \text{ J}$$

14 C

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 do 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

Se a reação é de ordem zero em relação a X, a velocidade de reação independe da concentração de X.

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

Logo, a velocidade de consumo de X é constante durante a reação.

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

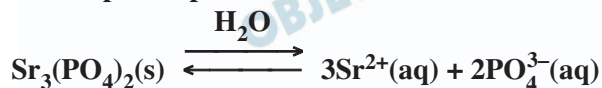
Considerando-se que ambos os reagentes (água e sal inorgânico) são quimicamente puros, assinale a alternativa CORRETA com o valor do $\text{pK}_{\text{PS}(25^\circ\text{C})}$ do $\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$.

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

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

Resolução

O equilíbrio da solução saturada de fosfato de estrôncio é expresso por:



Cálculo da concentração de íons fosfato na solução:

$$\begin{array}{ccc} 3 \text{ mol de Sr}^{2+} & \text{---} & 2 \text{ mol de PO}_4^{3-} \\ 7,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \text{ de Sr}^{2+} & \text{---} & x \\ x = 5,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L de PO}_4^{3-} \end{array}$$

A expressão da constante do produto de solubilidade

K_{PS} é:

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

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

$$K_{\text{PS}} = 1,05 \cdot 10^{-31}$$

A expressão do pK_{PS} é dada por:

$$\text{pK}_{\text{PS}} = -\log K_{\text{PS}}$$

$$\text{pK}_{\text{PS}} = -\log 1,05 \cdot 10^{-31}$$

$$\text{pK}_{\text{PS}} \approx 31,0$$

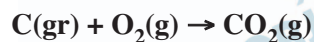
Sabe-se que a 25°C as entalpias de combustão (em kJ mol^{-1}) de grafita, gás hidrogênio e gás metano são, respectivamente: $-393,5$; $-285,9$ e $-890,5$. Assinale a alternativa que apresenta o valor CORRETO da entalpia da seguinte reação:



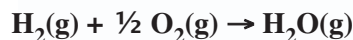
- a) $-211,1 \text{ kJ mol}^{-1}$ b) $-74,8 \text{ kJ mol}^{-1}$
c) $74,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ d) $136,3 \text{ kJ mol}^{-1}$
e) $211,1 \text{ kJ mol}^{-1}$

Resolução

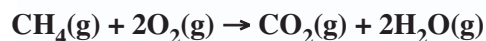
Dadas as entalpias de combustão:



$$\Delta H = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

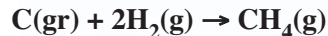


$$\Delta H = -285,9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

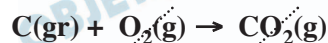


$$\Delta H = -890,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

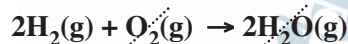
Para calcular o ΔH da reação



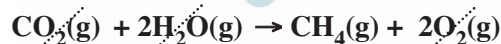
devemos manter a 1ª equação, multiplicar por 2 a 2ª equação e inverter a 3ª equação:



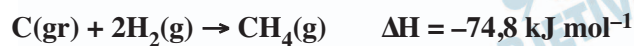
$$\Delta H = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H = -571,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H = +890,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$



Uma lâmpada incandescente comum consiste de um bulbo de vidro preenchido com um gás e de um filamento metálico que se aquece 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

O filamento metálico deve apresentar elevado ponto de fusão (com aquecimento, não pode sofrer fusão), baixa pressão de vapor (não deve ser volátil), resistência à passagem de corrente elétrica (emissão de luz), deve ser feito com um metal que não reaja com o gás e que seja dúctil para permitir a produção de fios finos.

Em um processo de eletrodeposição 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°C e pressão de 1 atm, níquel metálico depositou-se sobre a superfície do eletrodo de cobre.

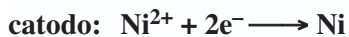
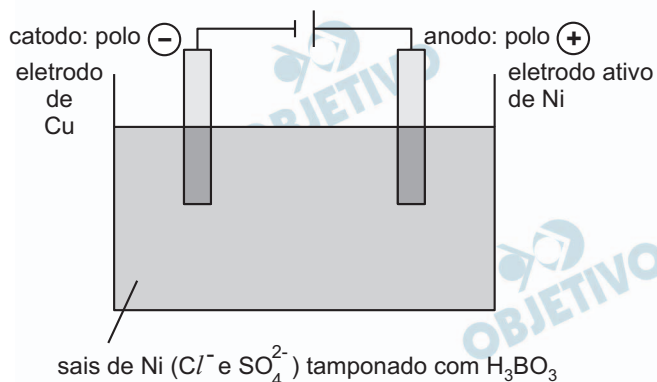
Considere que as seguintes afirmações sejam feitas:

- 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.

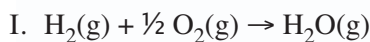
- a) Todas as afirmações são verdadeiras.
- b) Apenas a afirmação IV é verdadeira.
- c) Apenas a afirmação III é falsa.
- d) Apenas as afirmações II e IV são falsas.
- e) Todas as afirmações são falsas.

Resolução



Essas são as únicas semirreações que ocorrem no processo de eletrodeposição do níquel, não havendo formação de gás cloro e nem de hidrogênio gasoso.

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

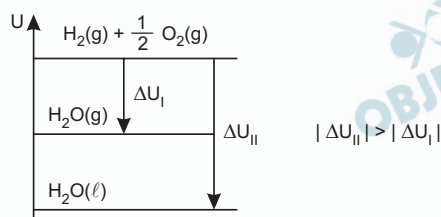
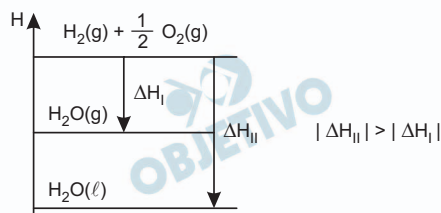
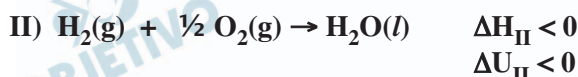
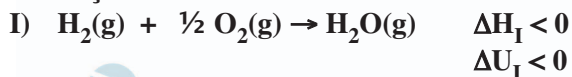


Assinale a opção que apresenta a afirmação ERRADA sobre estas reações.

- As reações I e II são exotérmicas.
- Na reação I, o valor, em módulo, da variação de entalpia é menor que o da variação de energia interna.
- O valor, em módulo, da variação de energia interna da reação I é menor que o da reação II.
- O valor, em módulo, da variação de entalpia da reação I é menor que o da reação II.
- A capacidade calorífica do produto da reação I é menor que a do produto da reação II.

Resolução

As reações I e II são exotérmicas:



A relação entre ΔH (variação de entalpia) e ΔU (variação de energia interna) é:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_{\text{gás}} R T$$

$$\text{reação I: } \Delta n_{\text{gás}} = -0,5 \text{ mol}$$

$$\Delta H_{\text{I}} = \Delta U_{\text{I}} - 0,5 RT$$

$$|\Delta H_{\text{I}}| > |\Delta U_{\text{I}}|$$

A capacidade calorífica da $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ($0,48 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$) é menor que a da $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ ($1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$).

Considere o composto aromático do tipo C_6H_5Y , em que Y representa um grupo funcional ligado ao anel.

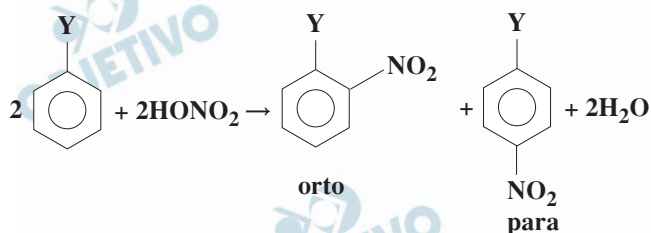
Assinale a opção ERRADA com relação ao(s) produto(s) preferencialmente formado(s) durante a reação de nitração deste tipo de composto nas condições experimentais apropriadas.

- 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 o-nitroanilina 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 o-nitrofenol e p-nitrofenol.

Resolução

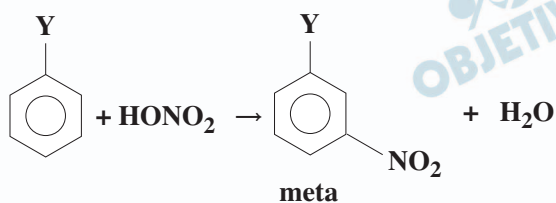
Os aromáticos sofrem principalmente reações de substituição.

Os radicais saturados ligados ao benzeno dirigem a reação para as posições orto e para:

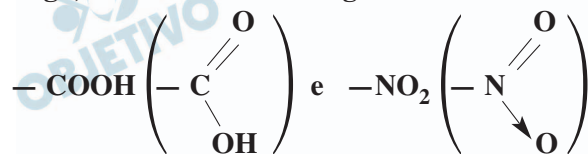


Sendo assim, os radicais orto e para dirigentes serão $(-CH_3)$, $(-NH_2)$ e $(-OH)$.

Os radicais geralmente insaturados e ligados ao benzeno dirigem a reação para posição meta:



Logo, os radicais meta dirigentes serão



Portanto, se, no benzeno, Y for $-CH_3$, a reação ocorrerá nas posições orto e para e não na posição meta.

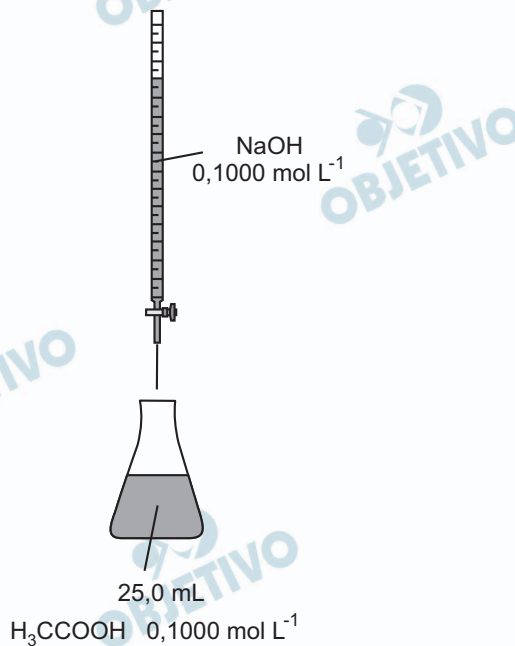
AS QUESTÕES DISSERTATIVAS, NUMERADAS DE 21 A 30, DEVEM SER RESPONDIDAS NO CADERNO DE SOLUÇÕES.

AS QUESTÕES NUMÉRICAS DEVEM SER DESENVOLVIDAS ATÉ O FINAL E O VALOR ABSOLUTO DO RESULTADO DEVE SER APRESENTADO.

21

Determine o valor aproximado do pH no ponto de equivalência, quando se titula 25,0 mL de ácido acético 0,1000 mol L⁻¹ com hidróxido de sódio 0,1000 mol L⁻¹. Sabe-se que $\log 2 = 0,3$ e $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$.

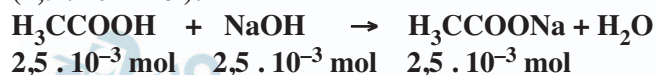
Resolução



Cálculo do número de mols de H₃CCOOH na solução:

$$\begin{array}{l} 0,1000 \text{ mol} \text{ ——— } 1 \text{ L} \\ x \text{ ——— } 25,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\ x = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_3\text{CCOOH} \end{array}$$

Quando se atinge o ponto de equivalência, a quantidade de matéria de NaOH é igual à de H₃CCOOH (2,5 · 10⁻³ mol).

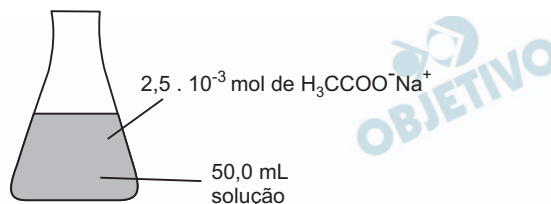


Volume de NaOH necessário:

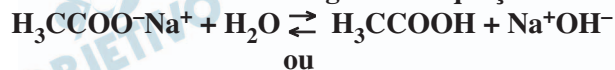
$$\begin{array}{l} 0,1000 \text{ mol} \text{ ——— } 1 \text{ L} \\ 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \text{ ——— } y \\ y = 25,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} \end{array}$$

No ponto de equivalência, teremos:

2,5 · 10⁻³ mol de H₃CCOO⁻Na⁺ em 50,0 · 10⁻³L de solução.



Esse sal sofre hidrólise segundo a equação:



| | $\text{H}_3\text{CCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{CCOOH} + \text{OH}^-$ | | |
|---------------|--|---|---|
| início | 2,5 · 10 ⁻³ mol | 0 | 0 |
| reage e forma | x | x | x |
| equilíbrio | (2,5 · 10 ⁻³ - x) mol | x | x |

desprezível

Concentração de H₃CCOO⁻ no equilíbrio =

$$= \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{50,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_{\text{hidrólise}} = \frac{K_{\text{água}}}{K_{\text{ácido}}} = \frac{[\text{H}_3\text{CCOOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_3\text{CCOO}^-]}$$

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

$$x^2 = 27,8 \cdot 10^{-12}$$

$$x = \sqrt{27,8 \cdot 10^{-12}} \approx 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Portanto, na solução, quando for atingido o ponto de equivalência, a concentração de íons OH⁻ será:

$$5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C: } K_{\text{W}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{5 \cdot 10^{-6}} = 2 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como pH = -log [H⁺]

$$\text{pH} = -\log 2 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{pH} = -(\log 2 + \log 10^{-9})$$

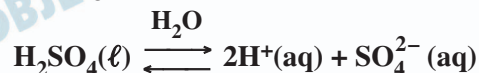
$$\text{pH} = -(0,3 - 9) = 8,7$$

22

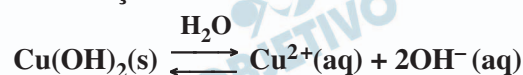
Proponha um método de obtenção de sulfato de cobre anidro a partir de uma reação de neutralização. Expresse as etapas para a sua obtenção por meio de equações químicas, indicando as condições necessárias para que cada etapa seja realizada.

Resolução

* Ionização do ácido:



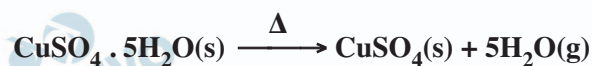
* Dissociação da base:



* Com a evaporação da H_2O , temos a formação do sal hidratado:



* Com o aquecimento, o sal hidratado perde as moléculas de H_2O tornando-se anidro:



23

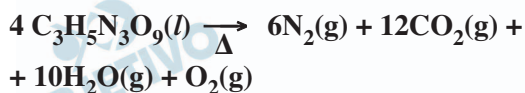
A nitroglicerina, $\text{C}_3\text{H}_5(\text{ONO}_2)_3(\ell)$, é um óleo denso que detona se aquecido a 218°C ou quando é submetido a um choque mecânico. Escreva a equação que representa a reação química do processo, sabendo que a reação de decomposição é completa, e explique porque a molécula é explosiva.

Resolução

Um explosivo deve ter ligações químicas muito fracas e sua decomposição deve produzir substâncias com ligações químicas muito fortes.

A decomposição deve ser rápida, muito exotérmica e seus produtos devem ser gasosos para que haja aumento de pressão exercido por esses gases.

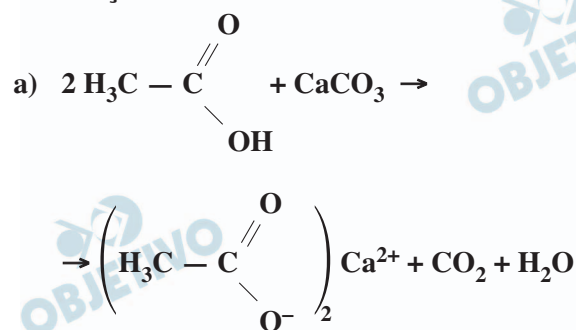
A equação que representa a reação química do processo é:



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

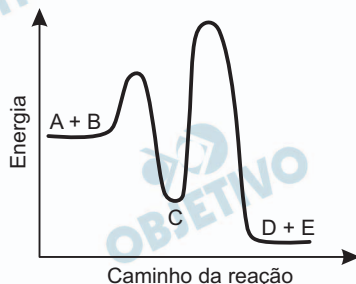
Resolução



- b) Na água pura, o volume do ovo aumenta, pois o meio interno do ovo é hipertônico (maior pressão osmótica) em relação à água pura. Ocorre passagem de água para o ovo através da membrana (osmose).

Numa solução saturada de sacarose, o volume do ovo diminui, pois o meio interno do ovo é hipotônico (menor pressão osmótica) em relação à solução saturada de sacarose. A água passa para a solução de sacarose através da membrana.

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 a seguir. Suponha que a reação tenha sido acompanhada experimentalmente, medindo-se as concentrações de A, B e C em função do tempo.



- Proponha um mecanismo de reação para o processo descrito na figura, indicando a reação global.
- Indique a etapa lenta do processo e escreva a lei de velocidade da reação.
- 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

- a) O diagrama de energia informa que a reação se processa em duas etapas:



- b) A etapa lenta corresponde à segunda etapa, pois apresenta maior energia de ativação (E_a):



A equação da velocidade da reação é tirada da etapa lenta, portanto, temos:

$$v = k [C]$$

- c) Como C é um composto intermediário, devemos substituí-lo.

Como:

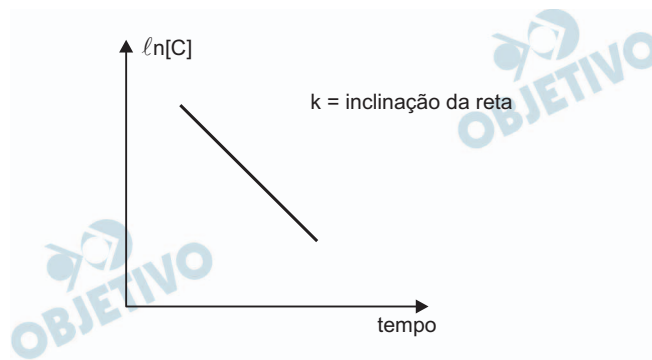
$$K_C = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]} \quad \therefore [C] = K_C [A] \cdot [B]$$

$$v = k \cdot K_C [A] [B]$$

$$k' = k \cdot K_C \quad \therefore v = k' [A] \cdot [B]$$

Cálculo do k:

A representação em um gráfico de $\ln [C]$ (no eixo y) em função do tempo (no eixo x) resulta em uma reta. O resultado demonstra que a reação é de primeira ordem. A inclinação da reta fornece o valor de k.



Conhecendo k e K_C , achamos o valor de k' .

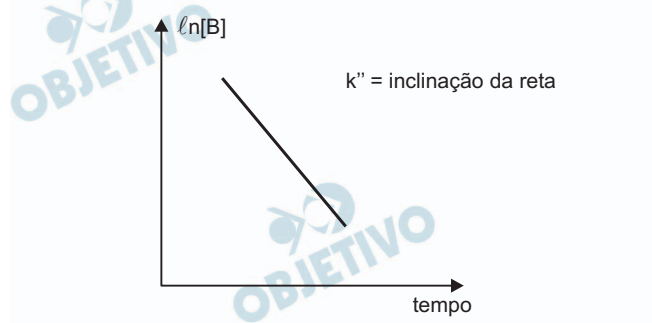
Resolução alternativa:

Considerando a concentração de um dos reagentes, A por exemplo, tendo um valor muito grande, teremos:

$$v = \underbrace{k' \cdot [A]}_{k''} \cdot [B] = k'' \cdot [B]$$

A reação será de primeira ordem com relação a B (reação de pseudo primeira ordem).

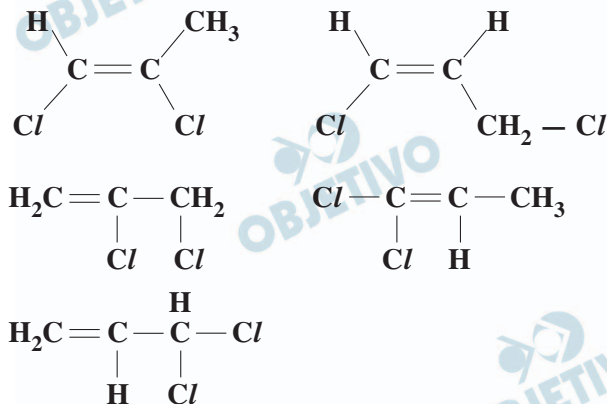
Determina-se k'' .



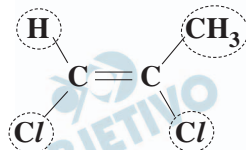
Determinada a constante k'' , calcula-se o valor de $k' = k'' [B]$

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

Com a fórmula $C_3H_4Cl_2$, são possíveis os seguintes compostos de cadeia aberta:

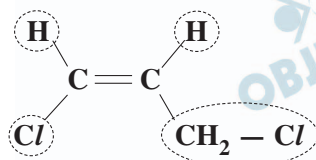


Destes, os que apresentam isomeria geométrica são:



cis-1,2-dicloroprop-1-eno

trans-1, 2-dicloroprop-1-eno



cis-1,3-dicloroprop-1-eno

trans-1,3-dicloroprop-1-eno

pois possuem dupla-ligação entre átomos de carbono e ligantes diferentes em cada carbono da dupla.

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 os instrumentos de vidro adequados.

Descreva cada etapa experimental e apresente todas as equações químicas balanceadas.

Dados:

$$E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76\text{V} \quad E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44\text{V}$$

$$E^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13\text{V} \quad E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34\text{V}$$

$$E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80\text{V} \quad E^\circ_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}} = 1,40\text{V}$$

Resolução

Na solução considerada, devemos colocar placas polidas que irão deslocar os íons da solução.

Verificando-se os potenciais de redução dos íons dos metais, usamos:

- inicialmente, placa de cobre para retirar os íons prata, segundo a equação:



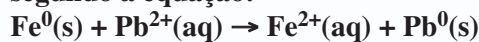
$$\Delta V = E_{\text{oxi}_{\text{Cu}}} + E_{\text{red}_{\text{Ag}^+}} = -0,34\text{V} + 0,80\text{V} = +0,46\text{V}$$

- placa de chumbo para retirar os íons cobre, segundo a equação:



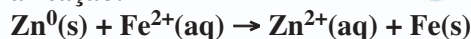
$$\Delta V = E_{\text{oxi}_{\text{Pb}}} + E_{\text{red}_{\text{Cu}^{2+}}} = +0,13\text{V} + 0,34\text{V} = +0,47\text{V}$$

- placa de ferro, para retirar os íons chumbo, segundo a equação:



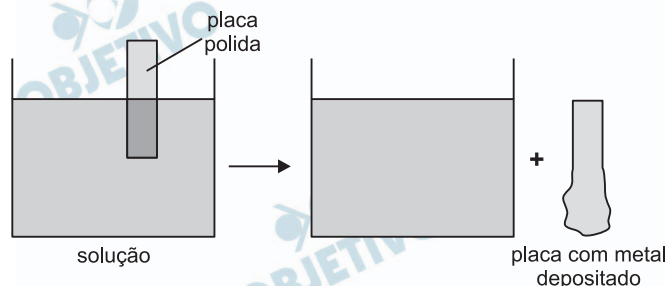
$$\Delta V = E_{\text{oxi}_{\text{Fe}}} + E_{\text{red}_{\text{Pb}^{2+}}} = +0,44\text{V} + (-0,13\text{V}) = +0,31\text{V}$$

- placa de zinco, para retirar os íons ferro, segundo a reação:



$$\Delta V = E_{\text{oxi}_{\text{Zn}}} + E_{\text{red}_{\text{Fe}^{2+}}} = +0,76\text{V} + (-0,44\text{V}) = +0,32\text{V}$$

Parte experimental: sucessivas experiências do tipo:



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 destas reações.



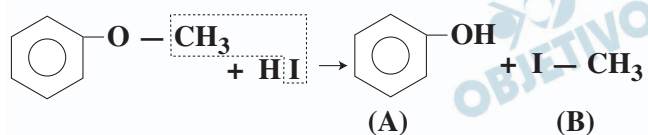
Apresente as equações químicas balanceadas e os respectivos produtos.

Resolução

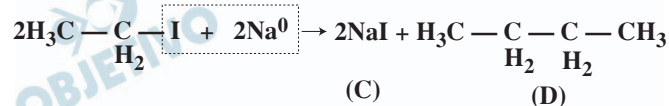
Deve ter ocorrido um erro na fórmula dada ao composto orgânico da primeira reação.

A fórmula certa deve ser $\text{C}_6\text{H}_5\text{OCH}_3$.

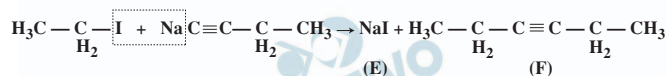
Na primeira reação, temos:



A segunda reação é conhecida como síntese de Wurtz:



Na terceira reação, temos:



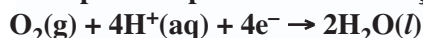
Uma chapa metálica de cobre recoberta com uma camada passiva de óxido de cobre (I) é imersa em um recipiente de vidro contendo água destilada acidificada ($\text{pH} = 4$) e gás oxigênio (O_2) dissolvido, sendo a temperatura e a pressão deste sistema iguais a 25°C e 1 atm , respectivamente. Admitindo-se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

- Escreva a equação química balanceada da reação que representa o processo de corrosão do $\text{Cu}_2\text{O}(\text{s})$ no referido meio líquido com o $\text{O}_2(\text{g})$ dissolvido.
- Determine o valor numérico da pressão de oxigênio, expresso em atm, a partir do qual o $\text{Cu}_2\text{O}(\text{s})$ apresenta tendência termodinâmica de sofrer corrosão espontânea no meio descrito acima.

$$\text{Dados: } E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_2\text{O}} = 0,20\text{V}; E^\circ_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = 1,23\text{V}$$

Resolução

Considere as equações das semirreações de redução e os respectivos potenciais de redução:



$$E^\circ = +1,23\text{V}$$



$$E^\circ = +0,20\text{V}$$

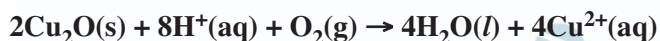
As semirreações que ocorrem:

oxidação:



$$E^\circ = -0,20\text{V}$$

redução:



$$\Delta E^\circ = +1,03\text{V}$$

- A equação da reação que representa o processo é:

$$2\text{Cu}_2\text{O}(\text{s}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$$
nas condições-padrão $\Delta E^\circ = +1,03\text{V}$

- Para que um processo seja espontâneo, o valor do ΔE deve ser positivo.

Utilizando a Equação de Nernst:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q, \text{ para } t = 25^\circ\text{C}$$

$$n = 4$$

$$Q = \frac{[\text{Cu}^{2+}]^4}{[\text{H}^+]^8 \cdot P_{\text{O}_2}}$$

$$\text{Nas condições dadas: } [\text{Cu}^{2+}] = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} (\text{pH} = 4)$$

$$\Delta E = 1,03 - \frac{0,0592}{4} \cdot \log \frac{(10^{-6})^4}{(10^{-4})^8 \cdot P_{\text{O}_2}}$$

Processo espontâneo: $\Delta E > 0$, logo:

$$1,03 - 0,0148 \cdot \log \left(\frac{10^8}{P_{O_2}} \right) > 0$$

$$1,03 > 0,0148 \log \frac{10^8}{P_{O_2}}$$

$$1,03 > 0,0148 \log 10^8 - 0,0148 \log P_{O_2}$$

$$1,03 > 0,1184 - 0,0148 \log P_{O_2}$$

$$0,9116 > - 0,0148 \log P_{O_2}$$

$$\log P_{O_2} > - \frac{0,9116}{0,0148}$$

$$\log P_{O_2} > - 61,595 \Rightarrow P_{O_2} > 10^{-61,595} \text{ atm}$$

Cobre metálico exposto à atmosfera ambiente úmida sofre corrosão, com formação de cuprita (Cu_2O) 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 (O_2) dissolvido. Considere que esse procedimento é realizado nas seguintes condições:

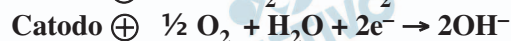
- I. Eletrodos metálicos empregados: catodo de platina e anodo de cobre.
- II. Área imersa do anodo: $350,0 \text{ cm}^2$.
- III. Densidade de corrente aplicada: $10,0 \mu\text{A cm}^{-2}$.
- IV. Tempo de eletrólise: 50 s .

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 média, expressa em μm , desse óxido formado durante a eletrólise.

Resolução

- a) Equações químicas:



portanto



- b) Cálculo da intensidade de corrente (i):

$$\begin{array}{l} 1\text{cm}^2 \rightarrow 10,0\mu\text{A} \\ 350,0\text{cm}^2 \rightarrow x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} x = 3500,0 \mu\text{A} \therefore x = 3500 \cdot 10^{-6}\text{A} \end{array} \right.$$

Cálculo da quantidade de carga (Q):

$$Q = t \cdot i = 50\text{s} \cdot 3500,0 \cdot 10^{-6} = 0,175\text{C}$$

Cálculo da massa de cuprita:

$$\begin{aligned} \text{Massa Molar} &= (63,55 \cdot 2 + 16,00)\text{g/mol} = \\ &= 143,1\text{g/mol} \end{aligned}$$

A quantidade em mols de elétrons que circula é de 2 mol.

$$\begin{array}{l} 2 \text{ mol de } \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O} \\ 2 \cdot 9,65 \cdot 10^4\text{C} \longrightarrow 143,1\text{g} \\ 0,175\text{C} \longrightarrow x \end{array} \left\{ \begin{array}{l} x = \frac{0,175 \cdot 143,1}{2 \cdot 9,65 \cdot 10^4} \end{array} \right.$$

$$x = 1,297 \cdot 10^{-4}\text{g}$$

c) $d_{\text{Cu}_2\text{O}} = 6,0\text{g/cm}^3$

$$m = 1,297 \cdot 10^{-4}\text{g}$$

$$V = \frac{m}{d} = \frac{1,297 \cdot 10^{-4}\text{g}}{6,0\text{g/cm}^3} = 0,216 \cdot 10^{-4}\text{cm}^3$$

$$V = A \cdot e$$

↓ ↓ ↓
volume área espessura

$$e = \frac{V}{A} = \frac{0,216 \cdot 10^{-4}\text{cm}^3}{350,0\text{cm}^2} = 6,2 \cdot 10^{-8}\text{cm}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1\text{m} \text{ --- } 10^2\text{cm} \\ x \text{ --- } 6,2 \cdot 10^{-8}\text{cm} \end{array} \right\} x = 6,2 \cdot 10^{-10}\text{m}$$

Resposta: $6,2 \cdot 10^{-4}\mu\text{m}$