

Primeira fase e Segunda fase

INSTITUTO TECNOLÓGICO DE AERONÁUTICA

PROVA DE QUÍMICA – INSTRUÇÕES

1. Esta prova tem duração **de quatro horas**.
2. Não é permitido deixar o local de exame antes de decorridas **duas horas** do início da prova.
3. Você poderá usar apenas lápis (ou lapiseira), caneta, borracha e régua. **É proibido portar qualquer outro material escolar.**
4. Esta prova é composta de **20 questões de múltipla escolha** (numeradas de 01 a 20) e de **10 questões dissertativas** (numeradas de 21 a 30).
5. As 20 questões de múltipla escolha correspondem a 50 % do valor da prova e as resoluções das questões de 21 a 30, aos 50 % restantes.
6. Você recebeu este **caderno de questões e um caderno de soluções com duas folhas de rascunho**. Verifique se o caderno de questões está completo.
7. Numere sequencialmente de 21 a 30, a partir do verso da capa, cada página do caderno de soluções. O número atribuído a cada página corresponde ao da questão a ser resolvida. **Não** escreva no verso da parte superior da capa (região sombreada) do caderno de soluções. As **folhas centrais coloridas** deverão ser utilizadas **apenas como rascunho** e, portanto **não** devem ser numeradas e **nem** destacadas pelo candidato.
8. Cada questão admite **uma única** resposta.
9. As resoluções das questões dissertativas, numeradas de 21 a 30 podem ser feitas a lápis e devem ser apresentadas de forma clara, concisa e completa. Respeite a ordem e o espaço disponível no caderno de soluções. Sempre que possível use desenhos e gráficos.
10. Antes do final da prova, você receberá uma **folha de leitura óptica, destinada à transição das respostas das questões numeradas de 01 a 20**. Usando **caneta preta**, assinale a opção correspondente à resposta de cada uma das questões de múltipla escolha. Você deve preencher todo o campo disponível para cada resposta, sem extrapolar-lhe os limites, conforme instruções na folha de leitura óptica.
11. Cuidado para não errar no preenchimento da folha de leitura óptica. Se isso ocorrer, avise o fiscal, avise o fiscal, que lhe fornecerá uma folha extra, com o cabeçalho devidamente preenchido.
12. **Não haverá tempo suplementar para o preenchimento da folha de leitura óptica.**
13. Na última página do caderno de soluções, existe uma reprodução da folha de leitura óptica que deverá ser preenchida com um simples traço a lápis, durante a realização da prova.
14. A **não devolução do caderno** de soluções e/ou da folha de leitura óptica implica a **desclassificação do candidato**.
15. **Somente** os candidatos que permanecerem na sala até o final das quatro horas de prova estão autorizados a levar o caderno de questões.
16. No dia 22/12/2010, o gabarito da parte objetiva desta prova estará disponibilizado no site do ITA (www.ita.br).
17. **Aguarde o aviso para iniciar a prova. Ao terminá-la, avise o fiscal e aguarde-o no seu lugar.**

DADOS EVENTUALMENTE NECESSÁRIOS

CONSTANTES

Constante de Avogadro = $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Constante de Faraday (F) = $9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Volume molar de gás ideal = 22,4 L (CNTP)

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

Constante dos gases (R) = $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; (R) = $8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$;

(R) = $1,98 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; (R) = $62,4 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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

DEFINIÇÕES

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

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

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, concentrações das soluções: $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (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) = líquido; (g) = gás; (aq) = aquoso; (CM) = Circuito Metálico; (conc) = concentrado; (ua) = unidades arbitrárias;

[A] = concentração da espécie química A em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Elemento químico	Número atômico	Massa molar (g.mol⁻¹)
H	1	1,01
Li	3	6,94
C	6	12,01
N	7	14,01
O	8	16,00
F	9	19,00
Ne	10	20,18
Na	11	22,99
Mg	12	24,30
Al	13	26,98
Si	14	28,08
S	16	32,06
Cl	17	35,45
Ca	20	40,08
Mn	25	54,94
Fe	26	55,85
Co	27	58,93

Elemento químico	Número atômico	Massa molar (g.mol ⁻¹)
Cu	29	63,55
Zn	30	65,41
As	33	74,92
Br	35	79,90
Mo	42	95,94
Sb	51	121,76
I	53	126,90
Ba	56	137,33
Pt	78	195,08
Au	79	196,97
Hg	80	200,59

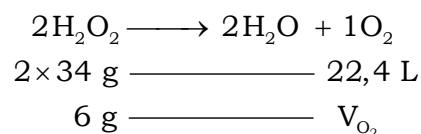
Questão 1. A solução aquosa 6 % em massa de água oxigenada (H₂O₂) é geralmente empregada como agente branqueador para tecidos e cabelos. Pode-se afirmar que a concentração aproximada dessa solução aquosa, expressa em volumes, é

- A () 24.
- B () 20.
- C () 12.
- D () 10.
- E () 6

Resolução: Alternativa B

6 % em massa de água oxigenada: 6 g de H₂O₂ em 100 mL (0,1 L) de solução aquosa.

A água oxigenada sofre a seguinte decomposição:



$$V_{\text{O}_2} = \frac{6 \text{ g} \times 22,4 \text{ L}}{2 \times 34 \text{ g}}$$

$$V_{\text{O}_2} = 1,976 \text{ L}$$

$$0,1 \text{ L} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ volume}$$

$$1,976 \text{ L} \quad \text{-----} \quad n$$

$$n = \frac{1,976 \text{ L} \times 1 \text{ volume}}{0,1 \text{ L}}$$

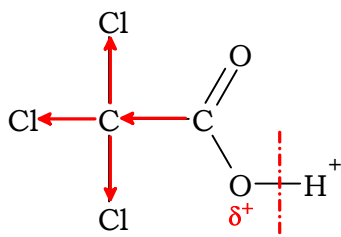
$$n = 19,76 \text{ volumes} \approx 20 \text{ volumes}$$

Questão 2. Assinale a opção que apresenta o ácido mais forte, considerando que todos se encontram nas mesmas condições de concentração, temperatura e pressão.

- A () CH_3COOH
 B () $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$
 C () $(\text{CH}_3)_3\text{CCOOH}$
 D () $\text{C}\ell(\text{CH}_2)\text{COOH}$
 E () $\text{C}\ell_3\text{CCOOH}$

Resolução: Alternativa E

O ácido mais forte é o tricloro-etanoico ou ácido tricloro-acético.



Quanto maior a quantidade de átomos de cloro ligados ao carbono ligado à carboxila, mais os elétrons das ligações covalentes são atraídos na direção deles “enfraquecendo” o átomo de oxigênio da hidroxila que fica “positivado” e conseqüentemente libera o hidrogênio com mais facilidade, ou seja, a força ácida aumenta.

Questão 3. A 25°C , três frascos (I, II e III) contêm, respectivamente, soluções aquosas $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ em acetato de sódio, em cloreto de sódio e em nitrito de sódio.

Assinale a opção que apresenta a ordem crescente correta de valores de pH_x ($x = \text{I, II e III}$) dessas soluções sabendo que as constantes de dissociação (K), a 25°C , dos ácidos clorídrico (HCl), nitroso (HNO_2) e acético (CH_3COOH), (CH_3COOH), apresentam a seguinte relação:

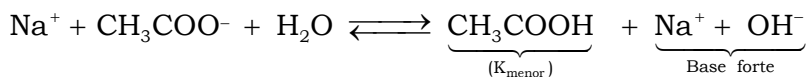
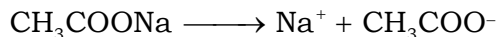
$$K_{\text{HCl}} > K_{\text{HNO}_2} > K_{\text{CH}_3\text{COOH}}$$

- A () $\text{pH}_\text{I} < \text{pH}_\text{II} < \text{pH}_\text{III}$
 B () $\text{pH}_\text{I} < \text{pH}_\text{III} < \text{pH}_\text{II}$
 C () $\text{pH}_\text{II} < \text{pH}_\text{I} < \text{pH}_\text{III}$
 D () $\text{pH}_\text{II} < \text{pH}_\text{III} < \text{pH}_\text{I}$
 E () $\text{pH}_\text{III} < \text{pH}_\text{II} < \text{pH}_\text{I}$

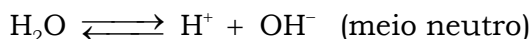
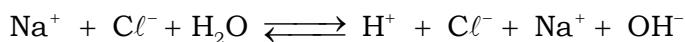
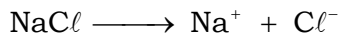
Resolução: Alternativa D

Como a constante de ionização do ácido clorídrico é maior, concluímos que ele é mais forte e está mais ionizado. Observe, a seguir, a hidrólise dos sais.

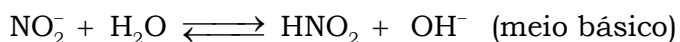
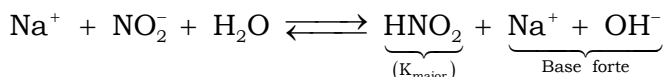
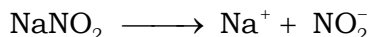
Acetato de sódio:



Cloreto de sódio:



Nitrito de sódio:



Como o ácido nitroso possui uma constante de dissociação (K) maior do que a do acético, concluímos que a solução de acetato de sódio é mais básica, ou seja, $\text{pH}_I > \text{pH}_{III} > \text{pH}_{II}$ ou $\text{pH}_{II} < \text{pH}_{III} < \text{pH}_I$.

Questão 4. A 25°C, as massas específicas do etanol e da água, ambos puros, são 0,8 g cm⁻³ e 1,0 g cm⁻³, respectivamente. Adicionando 72 g de água pura a 928 g de etanol puro, obteve-se uma solução com 1208 cm³ de volume.

Assinale a opção que expressa a concentração desta solução em graus Gay-Lussac (°GL).

A () 98

B () 96

C () 94

D () 93

E () 72

Resolução: Alternativa B

Cálculo do volume de etanol:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow 0,8 \text{ g.cm}^{-3} = \frac{928 \text{ g}}{V}$$

$$V_{\text{etanol}} = 1160 \text{ cm}^3$$

A concentração em graus Gay-Lussac equivale à porcentagem:

$$1208 \text{ cm}^3 \text{ ——— } 100 \%$$

$$1160 \text{ cm}^3 \text{ ——— } p\%$$

$$p = \frac{1160 \text{ cm}^3 \times 100 \%}{1208 \text{ cm}^3} = 96,026 \%$$

$$P = 96 \%$$

Questão 5. Considere a energia liberada em

I. combustão completa (estequiométrica) do octano e em

II. célula de combustível de hidrogênio e oxigênio.

Assinale a opção que apresenta a razão correta entre a quantidade de energia liberada por átomo de hidrogênio na combustão do octano e na célula de combustível.

Dados: Energias de ligação, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$\text{C—C} \quad 347 \qquad \qquad \text{H—H} \quad 436$$

$$\text{C—H} \quad 413 \qquad \qquad \text{H—O} \quad 464$$

$$\text{C=O} \quad 803 \qquad \qquad \text{O=O} \quad 498$$

A () 0,280

B () 1,18

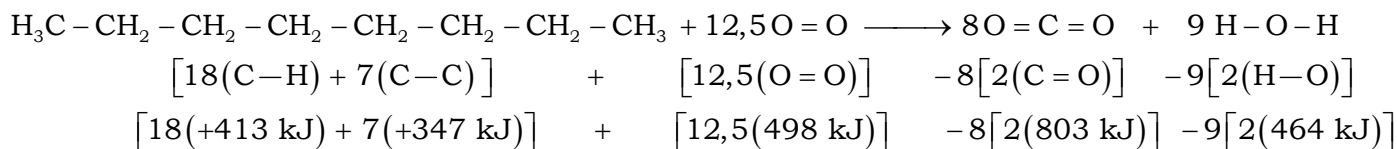
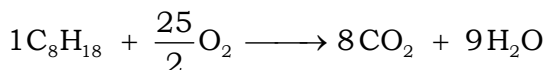
C () 2,35

D () 10,5

E () 21,0

Resolução: Alternativa C

Reação de combustão do octano e cálculo da variação de entalpia:



$$\Delta H = \overbrace{H_{\text{quebra}}^{>0}} + \overbrace{H_{\text{formação}}^{<0}}$$

$$\Delta H = \{ [18(+413 \text{ kJ}) + 7(+347 \text{ kJ})] + [12,5(498 \text{ kJ})] \} + \{ -8[2(803 \text{ kJ})] - 9[2(464 \text{ kJ})] \}$$

$$\Delta H = 16.088 \text{ kJ} - 21.200 \text{ kJ}$$

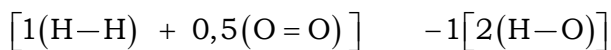
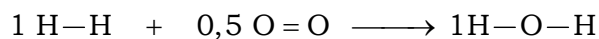
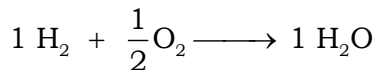
$$\Delta H = -5.112 \text{ kJ}$$

Tem-se 18 átomos mols de átomos de hidrogênio (H) por mol de C_8H_{18} .

E_I (energia liberada por átomo de hidrogênio)

$$E_I = \frac{5112 \text{ kJ}}{18} = 284 \text{ kJ}$$

Reação entre o hidrogênio e o oxigênio na célula de combustível e cálculo da variação de entalpia:



$$\Delta H = \overbrace{H_{\text{quebra}}^{>0}} + \overbrace{H_{\text{formação}}^{<0}}$$

$$\Delta H = \{[1(436 \text{ kJ}) + 0,5(498 \text{ kJ})]\} + \{-1[2(464 \text{ kJ})]\}$$

$$\Delta H = 685 \text{ kJ} - 928 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -243 \text{ kJ}$$

Tem-se 2 átomos mols de átomos de hidrogênio (H) por mol de H_2O .

E_{II} (energia liberada por átomo de hidrogênio)

$$E_{II} = \frac{243 \text{ kJ}}{2} = 121,5 \text{ kJ}$$

$$\text{Razão} = \frac{E_I}{E_{II}} = \frac{284 \text{ kJ}}{121,5 \text{ kJ}} = 2,3374854 \approx 2,34$$

Das alternativas, o valor mais aproximado é 2,35.

Questão 6. Em um experimento eletrolítico, uma corrente elétrica circula através de duas células durante 5 horas. Cada célula contém condutores eletrônicos de platina. A primeira célula contém solução aquosa de íons Au^{3+} enquanto que, na segunda célula, está presente uma solução aquosa de íons Cu^{2+} .

Sabendo que 9,85 g de ouro puro foram depositados na primeira célula, assinale a opção que corresponde à massa de cobre, em gramas, depositada na segunda célula eletrolítica.

A () 2,4

B () 3,6

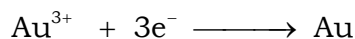
C () 4,8

D () 6,0

E () 7,2

Resolução: Alternativa C

A carga elétrica é a mesma nas duas células. Então:



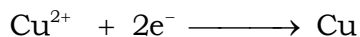
$$3 \text{ mols e}^- \text{ ——— } 196,97 \text{ g}$$

$$n_{\text{e}^-} \text{ ——— } 9,85 \text{ g}$$

$$n_{\text{e}^-} = \frac{3 \text{ mols e}^- \times 9,85 \text{ g}}{196,97 \text{ g}} = 0,1500228 \text{ mol}$$

$$n_{\text{e}^-} = 0,15 \text{ mol}$$

Como temos 0,15 mol de elétrons (que “circulam” nas duas células), vem:



$$2 \text{ mols e}^- \text{ ——— } 63,55 \text{ g}$$

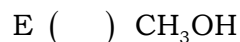
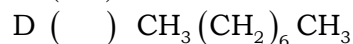
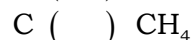
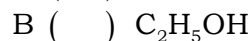
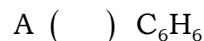
$$0,15 \text{ mols e}^- \text{ ——— } m_{\text{Cu}}$$

$$m_{\text{Cu}} = \frac{0,15 \text{ mols e}^- \times 63,55 \text{ g}}{2 \text{ mols e}^-} = 4,76625 \text{ g}$$

$$m_{\text{Cu}} = 4,8 \text{ g}$$

Questão 7. A combustão de um composto X na presença de ar atmosférico ocorre com a formação de fuligem.

Dos compostos abaixo, assinale a opção que contém o composto X que apresenta a maior tendência de combustão fuliginosa.



Resolução: Alternativa A

Quanto maior a quantidade de carbonos, maior a produção de fuligem, por isso, o composto que apresenta a maior tendência fuliginosa é aquele com maior porcentagem de carbono.

Cálculo da porcentagem de carbono:

$$\text{C}_6\text{H}_6 = 78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$78 \text{ g} \text{ ——— } 100 \%$$

$$72 \text{ g} \text{ ——— } p_{(\text{carbono})}$$

$$p_{(\text{carbono})} = \frac{72 \text{ g} \times 100 \%}{78 \text{ g}}$$

$$p_{(\text{carbono})} = 92,31 \%$$

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$46 \text{ g} \text{ ——— } 100 \%$$

$$24 \text{ g} \text{ ——— } p_{(\text{carbono})}$$

$$p_{(\text{carbono})} = \frac{24 \text{ g} \times 100 \%}{46 \text{ g}}$$

$$p_{(\text{carbono})} = 51,17 \%$$

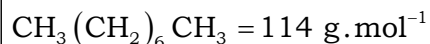
$$\text{CH}_4 = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$16 \text{ g} \text{ ——— } 100 \%$$

$$12 \text{ g} \text{ ——— } p_{(\text{carbono})}$$

$$p_{(\text{carbono})} = \frac{12 \text{ g} \times 100 \%}{16 \text{ g}}$$

$$p_{(\text{carbono})} = 75,00 \%$$

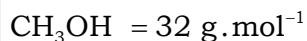


$$114 \text{ g} \text{ — } 100 \%$$

$$96 \text{ g} \text{ — } p_{(\text{carbono})}$$

$$p_{(\text{carbono})} = \frac{96 \text{ g} \times 100 \%}{114 \text{ g}}$$

$$p_{(\text{carbono})} = 84,21 \%$$



$$32 \text{ g} \text{ — } 100 \%$$

$$12 \text{ g} \text{ — } p_{(\text{carbono})}$$

$$p_{(\text{carbono})} = \frac{12 \text{ g} \times 100 \%}{32 \text{ g}}$$

$$p_{(\text{carbono})} = 37,50 \%$$

O composto com maior tendência de combustão fuliginosa é o C_6H_6 (92,31 %).

Questão 8. Nas condições ambientes, assinale a opção que contém apenas óxidos neutros.

- A () NO_2 , CO e Al_2O_3
 B () N_2O , NO e CO
 C () N_2O , NO e NO_2
 D () SiO_2 , CO_2 e Al_2O_3
 E () SiO_2 , CO_2 e CO

Resolução: Alternativa B

Óxidos neutros são formados por ametais e na temperatura ambiente são gasosos. Os mais comuns são o monóxido de carbono (CO), óxido nítrico (NO) e o óxido nitroso (N_2O).

Eles não reagem com água, nem com ácidos, nem com bases. Mas podem participar de outras reações.

Questão 9. Assinale a opção que apresenta a fórmula molecular do polímero que pode conduzir corrente elétrica.

- A () $[-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -]_n$
 B () $[-\text{CH} = \text{CH} -]_n$
 C () $[-\text{CF}_2 - \text{CF}_2 -]_n$
 D () $[-\text{CHCH}_3 - \text{CH}_2 -]_n$
 E () $[-\text{CHOH} - \text{CH}_2 -]_n$

Resolução: Alternativa B

Para um polímero conduzir eletricidade ele deve apresentar ressonância (“movimentação” dos elétrons π), ou seja, duplas ligações conjugadas.

Isto ocorre em $[-\text{CH} = \text{CH} -]_n$:

... $-\text{CH} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \dots$

Questão 10. São descritos abaixo dois experimentos, I e II, nos quais há sublimação completa de uma mesma quantidade de dióxido de carbono no estado sólido a 25 °C:

I. O processo é realizado em um recipiente hermeticamente fechado, de paredes rígidas e indeformáveis.

II. O processo é realizado em cilindro provido de um pistão, cuja massa é desprezível e se desloca sem atrito.

A respeito da variação da energia interna do sistema (ΔU), calor (q) e trabalho (w), nos experimentos I e II, assinale a opção que contém a afirmação ERRADA.

A () $q_I > 0$

B () $|w_{II}| > |w_I|$

C () $\Delta U_I > \Delta U_{II}$

D () $|w_{II}| \neq 0$

E () $\Delta U_{II} = q_{II}$

Resolução: Alternativa E

O processo I é realizado em um recipiente hermeticamente fechado, de paredes rígidas e indeformáveis, conseqüentemente o trabalho é nulo.

$$\Delta U_I = q_I + w_I = q_I + 0 = q_I$$

$$\Delta U_I = q_I \text{ (o processo ocorre com absorção de calor)}$$

$$q_I > 0 \text{ (processo endotérmico)}$$

O processo II é realizado em cilindro provido de um pistão, cuja massa é desprezível e se desloca sem atrito. Logo, a sublimação do CO_2 ocorre devido ao deslocamento do pistão.

$$w_{II} < 0, \text{ devido à expansão.}$$

$$\Delta U_{II} = q_{II} - w_{II}$$

Como temos a mesma quantidade de CO_2 sublimando a 25 °C, concluímos que: $q_I = q_{II}$.

Como q_I é maior do que zero, q_{II} também. Então, $\Delta U_{II} = q_I - w_{II}$.

Conseqüentemente, $\Delta U_I > \Delta U_{II}$.

A afirmação E está errada.

Questão 11. Assinale a opção correta que apresenta o potencial de equilíbrio do eletrodo Al^{3+} / Al , em volt, na escala do eletrodo de referência de cobre-sulfato de cobre, a temperatura de 25 °C, calculado para uma concentração do íon alumínio de $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Dados: Potenciais de eletrodo padrão do cobre-sulfato de cobre ($E_{CuSO_4/Cu}^{\circ}$) e do alumínio ($E_{Al^{3+}/Al}^{\circ}$), na escala do eletrodo de hidrogênio, nas condições-padrão:

$$E_{CuSO_4/Cu}^{\circ} = 0,310 \text{ V}$$

$$E_{Al^{3+}/Al}^{\circ} = -1,67 \text{ V}$$

A () -1,23

B () -1,36

C () -1,42

D () -1,98

E () -2,04

Resolução: Alternativa E

O potencial de equilíbrio do eletrodo Al^{3+} / Al , em volt, é pedido na escala do eletrodo de referência de cobre-sulfato de cobre e não na escala do hidrogênio.

Na escala do hidrogênio, foi dado:

$$E_{CuSO_4/Cu}^{\circ} = 0,310 \text{ V}$$

$$E_{Al^{3+}/Al}^{\circ} = -1,67 \text{ V}$$

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

$$\Delta E = 0,310 \text{ V} - (-1,67 \text{ V}) \Rightarrow \Delta E = +1,98 \text{ V}$$

$$\Delta E \text{ (na escala do hidrogênio)} = \Delta E \text{ (na escala do cobre - sulfato de cobre)} = +1,98 \text{ V}$$

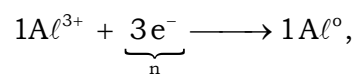
$$E_{CuSO_4/Cu}^{\circ} = 0,000 \text{ V} \text{ (referência; padrão)}$$

$$E_{Al^{3+}/Al}^{\circ} = ?$$

$$\Delta E = \underbrace{E_{CuSO_4/Cu}^{\circ}}_{\text{Redução}} - \underbrace{E_{Al^{3+}/Al}^{\circ}}_{\text{Redução}}$$

$$1,98 = 0,000 \text{ V} - E_{Al^{3+}/Al}^{\circ} \Rightarrow E_{Al^{3+}/Al}^{\circ} = -1,98 \text{ V}$$

Utilizando a equação de Nernst para a semirreação $1Al^{3+} + 3e^{-} \longrightarrow 1Al^{\circ}$, vem:



$$n = 3$$

$$[Al^{3+}] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

$$E = E^{\circ} - \frac{0,059}{n} \times \log \frac{1}{[Al^{3+}]}$$

$$E = -1,98 - \frac{0,059}{3} \times \log \frac{1}{10^{-3}}$$

$$E = -1,98 - \frac{0,059}{3} \times \log 10^3$$

$$E = -1,98 - \frac{0,059}{3} \times 3$$

$$E = -1,98 - 0,059 = -2,039 \text{ V}$$

$$E = -2,04 \text{ V}$$

Questão 12. Em um experimento de laboratório, cloreto de alumínio, cloreto de zinco e carbonato de sódio são dissolvidos, individualmente, em três recipientes separados contendo água neutra aerada com $\text{pH} = 7$. Uma placa de ferro metálico é imersa em cada um dos recipientes, que são mantidos a temperatura de 25°C .

Admitindo-se as condições experimentais apresentadas acima, são feitas as seguintes afirmações em relação à influência da hidrólise dos sais na velocidade de corrosão das placas metálicas:

I. O cátion alumínio hidratado forma soluções aquosas que aceleram a corrosão do ferro.

II. As soluções aquosas produzidas pela hidrólise do ânion carbonato inibem a corrosão do ferro.

III. A corrosão do ferro é inibida pela solução aquosa formada no processo de hidrólise do cátion zinco hidratado.

Das afirmações acima, está(ao) correta(s) apenas

A () I e II.

B () I e III.

C () II.

D () II e III.

E () III.

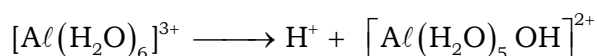
Resolução: Alternativa A

I. Afirmação correta. O cátion alumínio hidratado forma soluções aquosas que aceleram a corrosão do ferro, pois a hidrólise do cátion alumínio hidratado produz íons H^+ que aceleram a oxidação do ferro ($Fe(s) + 2H^+ \longrightarrow Fe^{2+} + H_2$).

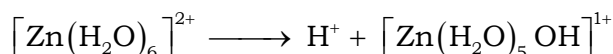
II. Afirmação correta. As soluções aquosas produzidas pela hidrólise do ânion carbonato inibem a corrosão do ferro, pois esta hidrólise é básica ($CO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow HCO_3^- + OH^-$).

III. Afirmação incorreta. A corrosão do ferro não é inibida pela solução aquosa formada no processo de hidrólise do cátion zinco hidratado, pois ocorre produção de íons H^+ .

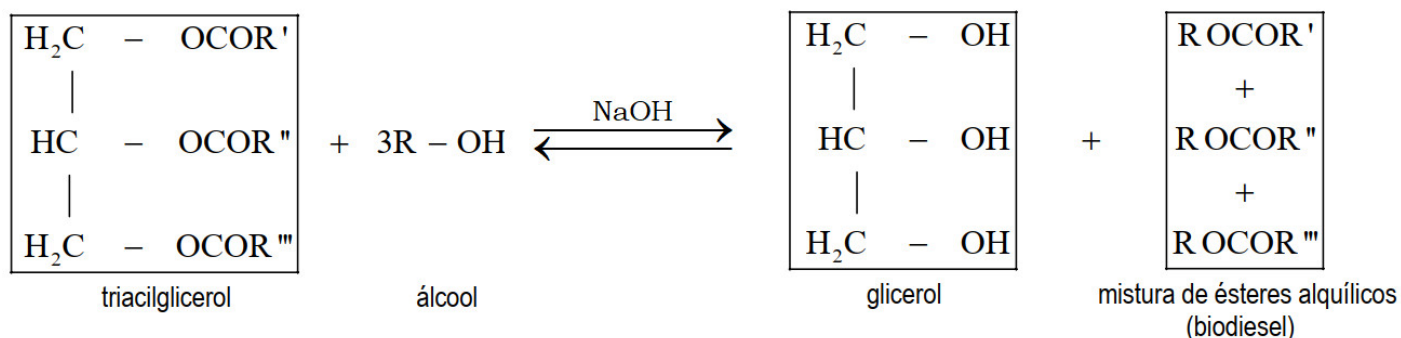
Cátion alumínio hexahidratado (íon complexo) e formação de íons H^+ :



Cátion zinco hexahidratado (íon complexo) e formação de íons H^+ :



Questão 13. A reação catalisada do triacilglicerol com um álcool (metanol ou etanol) produz glicerol (1,2,3-propanotriol) é uma mistura de ésteres alquílicos de ácidos graxos de cadeia longa, mais conhecido como biodiesel. Essa reação de transesterificação envolve o equilíbrio representado pela seguinte equação química balanceada:



em que: R' , R'' , R''' = cadeias carbônicas dos ácidos graxos e R = grupo alquil do álcool reagente.

A respeito da produção do biodiesel pelo processo de transesterificação, são feitas as seguintes afirmações:

I. O hidróxido de sódio é dissolvido completamente e reage com o agente transesterificante para produzir água e o íon alcóxido.

II. Na transesterificação catalisada por álcali, os reagentes empregados nesse processo devem ser substancialmente anidros para prevenir a formação de sabões.

III. Na reação de produção do biodiesel pela rota etílica, com catalisador alcalino, o alcóxido formado inibe a reação de saponificação.

Das afirmações acima, está(ao) correta(s) apenas

A () I e II.

B () I e III.

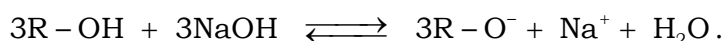
C () II.

D () II e III.

E () III.

Resolução: Alternativa A

I. Afirmação correta. O hidróxido de sódio é dissolvido completamente e reage com o agente transesterificante para produzir água e o íon alcóxido:



II. Afirmação correta. Na transesterificação catalisada por álcali, os reagentes empregados nesse processo devem ser substancialmente anidros para prevenir a formação de sabões. A presença da água provocaria hidrólise dos ésteres gerando ácidos carboxílicos que reagiriam com o álcali produzindo sabão.

III. Afirmação incorreta. Na reação de produção do biodiesel pela rota etílica, a ausência de água inibe a formação de sabão.

Questão 14. Um sistema em equilíbrio e composto por n_0 mol de um gás ideal a pressão P_0 , volume V_0 , temperatura T_0 e energia interna U_0 . Partindo sempre deste sistema em equilíbrio, são realizados isoladamente os seguintes processos:

I. Processo isobárico de T_0 até $T_0/2$.

II. Processo isobárico de V_0 até $2V_0$.

III. Processo isocórico de P_0 até $P_0/2$.

IV. Processo isocórico de T_0 até $2T_0$.

V. Processo isotérmico de P_0 até $P_0/2$.

VI. Processo isotérmico de V_0 até $V_0/2$.

Admitindo que uma nova condição de equilíbrio para esse sistema seja atingida em cada processo x (x = I, II, III, IV, V e VI), assinale a opção que contem a informação ERRADA.

A () $U_V = U_{VI} / 2$

B () $U_{VI} = U_0$

C () $P_{IV} = P_{VI}$

D () $T_{II} = 4T_{III}$

E () $V_I = V_V / 4$

Resolução: Alternativa A

Como a massa do sistema é constante, teremos:

$$\frac{P_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} = \frac{P_{\text{final}} \times V_{\text{final}}}{T_{\text{final}}}$$

I. Processo isobárico de T_0 até $T_0/2$.

$$\frac{P_0 \times V_0}{T_0} = \frac{P_1 \times V_1}{T_1}$$

$$\frac{P \times V_0}{T_0} = \frac{P \times V_1}{\left(\frac{T_0}{2}\right)} \Rightarrow V_1 = \frac{V_0}{2} \therefore U_1 = \frac{U_0}{2}$$

II. Processo isobárico de V_0 até $2V_0$.

$$\frac{P_0 \times V_0}{T_0} = \frac{P_{II} \times V_{II}}{T_{II}}$$

$$\frac{P \times V_0}{T_0} = \frac{P \times 2V_0}{T_{II}} \Rightarrow T_{II} = 2T_0 \therefore U_{II} = 2U_0$$

III. Processo isocórico de P_0 até $P_0/2$.

$$\frac{P_0 \times V_0}{T_0} = \frac{P_{III} \times V_{III}}{T_{III}}$$

$$\frac{P_0 \times V}{T_0} = \frac{\left(\frac{P_0}{2}\right) \times V}{T_{III}} \Rightarrow T_{III} = \frac{T_0}{2} \therefore U_{III} = \frac{U_0}{2}$$

IV. Processo isocórico de T_0 até $2T_0$.

$$\frac{P_0 \times V_0}{T_0} = \frac{P_{IV} \times V_{IV}}{T_{IV}}$$

$$\frac{P_0 \times V}{T_0} = \frac{P_{IV} \times V}{2T_0} \Rightarrow P_{IV} = 2P_0$$

$$T_{IV} = 2T_0 \therefore U_{IV} = 2U_0$$

V. Processo isotérmico de P_0 até $P_0/2$.

$$\frac{P_0 \times V_0}{T_0} = \frac{P_V \times V_V}{T_V}$$

$$\frac{P_0 \times V_0}{T} = \frac{\left(\frac{P_0}{2}\right) \times V_V}{T} \Rightarrow V_V = 2V_0$$

$$T_V = T_0 \Rightarrow U_V = U_0$$

VI. Processo isotérmico de V_0 até $V_0/2$.

$$\frac{P_0 \times V_0}{T_0} = \frac{P_{VI} \times V_{VI}}{T_{VI}}$$

$$\frac{P_0 \times V_0}{T} = \frac{P_{VI} \times \left(\frac{V_0}{2}\right)}{T} \Rightarrow P_{VI} = 2P_0$$

$$T_{VI} = T_0 \Rightarrow U_{VI} = U_0$$

Numa transformação isotérmica $U_V = U_{VI}$.

Questão 15. Quando aquecido ao ar, 1,65 g de um determinado elemento X forma 2,29 g de um óxido de fórmula X_3O_4 .

Das alternativas abaixo, assinale a opção que identifica o elemento X.

- A () Antimônio
- B () Arsênio
- C () Ouro
- D () Manganês
- E () Molibdênio

Resolução: Alternativa D

Cálculo da massa de oxigênio:

$$\text{massa de oxigênio} = 2,29 \text{ g} - 1,65 \text{ g} = 0,64 \text{ g}$$

$$n_{\text{oxigênio}} = \frac{m}{M} = \frac{0,64}{16} = 0,04 \text{ mol}$$

Então:

$$\begin{array}{l} 3 \text{ mol X} \text{ ———— } 4 \text{ mol oxigênio} \\ n_X \text{ ———— } 0,04 \text{ mol oxigênio} \end{array}$$

$$n_X = \frac{3 \text{ mol} \times 0,04 \text{ mol}}{4 \text{ mol}}$$

$$n_X = 0,03 \text{ mol de X}$$

$$\begin{array}{l} 0,03 \text{ mol de X} \text{ ———— } 1,65 \text{ g} \\ 1 \text{ mol de X} \text{ ———— } M \end{array}$$

$$M = \frac{1 \text{ mol} \times 1,65 \text{ g}}{0,03 \text{ mol}}$$

$$M = 55 \text{ g} \Rightarrow \text{M.A.}_{(X)} = 55 \text{ u} \Rightarrow \text{Manganês}$$

Questão 16. Assinale a opção que apresenta a ordem crescente ERRADA de solubilidade em água das substâncias abaixo, nas condições ambientes.

- A () $C_5H_{12} < C_5H_{11}Cl < C_5H_{11}OH$
B () $C_5H_{11}OH < C_4H_9OH < C_3H_7OH$
C () $CH_4 < C_2H_6 < C_2H_4O$
D () $CCl_2F_2 < CClF_3 < CF_4$
E () $N_2 < O_2 < NO$

Resolução: Alternativa D

A solubilidade em água depende da polaridade da substância.

Quanto maior a polaridade, maior a solubilidade em água.

A ordem crescente de solubilidade está errada em: $CCl_2F_2 < CClF_3 < CF_4$.

O correto seria:

CF_4 (apolar) < CCl_2F_2 (menos polar) < $CClF_3$ (mais polar).

Questão 17. Considere as seguintes afirmações:

- I. Um coloide é formado por uma fase dispersa e outra dispersante, ambas no estado gasoso.
II. As ligações químicas em cerâmicas podem ser do tipo covalente ou iônica.
III. Cristal líquido apresenta uma ou mais fases organizadas acima do ponto de fusão do sólido correspondente.

Então, das afirmações acima, está(ao) correta(s)

- A () apenas I.
B () apenas I e II.
C () apenas II.
D () apenas II e III.
E () apenas III.

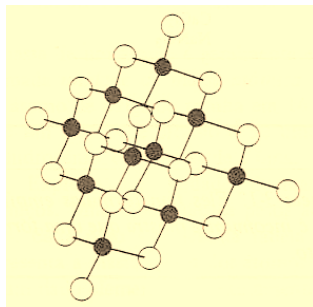
Resolução: Alternativa D

Análise das afirmações:

I. Afirmação incorreta. Uma mistura formada por duas fases gasosas é homogênea e não um coloide.

II. Afirmação correta. As ligações químicas em cerâmicas podem ser do tipo covalente ou iônica.

Exemplo: O sólido covalente carborundum ou carbetto de silício (SiC) no qual cada átomo de silício está ligado tetraedricamente a quatro átomos de carbono e cada carbono está ligado a mais quatro átomos de silício. Observe o esquema:



A estrutura assim formada é rígida e fortemente ligada e entrelaçada.

III. Afirmação correta. Cristal líquido ou mesomórfico apresenta uma ou mais fases organizadas acima do ponto de fusão do sólido correspondente. Neste caso existe uma ordem molecular menor do que num sólido, contudo maior do que num líquido comum.

Questão 18. Assinale a opção que apresenta a relação ERRADA a respeito do comprimento de ligação (R) entre pares de moléculas (neutras, cátions ou ânions), todas no estado gasoso.

- A () R_{CO} em $CO < R_{CO}$ em CO_2
 B () R_{NO} em $NO^+ < R_{NO}$ em NO^-
 C () R_{NO} em $NO_2^- < R_{NO}$ em NO_2^+
 D () R_{NN} em $N_2F_2 < R_{NN}$ em N_2F_4
 E () R_{SO} em $SO_3 < R_{SO}$ em SO_3^{2-}

Resolução: Alternativa C

Análise das opções:

A presença de uma ou mais ligações pi (π) diminuem a distância interatômica.

R_{CO} em $CO < R_{CO}$ em CO_2 : relação correta. No CO formam-se duas ligações pi (π) entre o átomo de carbono e o de oxigênio. No CO_2 forma-se uma ligação pi (π) entre o carbono e cada átomo de oxigênio.

R_{NO} em $NO^+ < R_{NO}$ em NO^- : relação correta. Devido à perda de um elétron, o comprimento de ligação no NO^+ será menor.

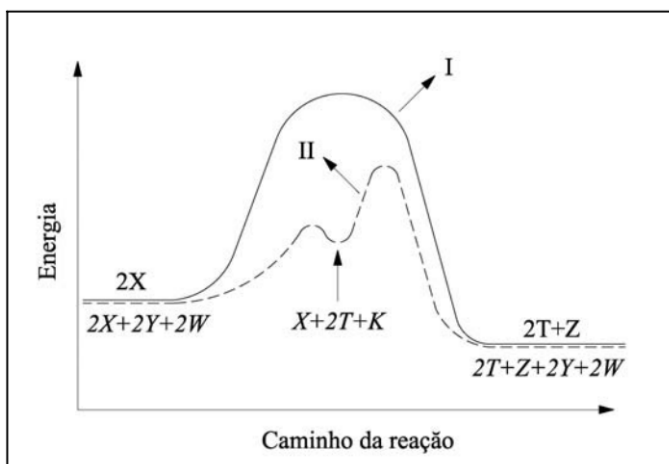
R_{NO} em $NO_2^- < R_{NO}$ em NO_2^+ : relação incorreta. Devido à presença de um elétron a mais no NO_2^- o comprimento da ligação será maior do que no NO_2^+ .

R_{NN} em $N_2F_2 < R_{NN}$ em N_2F_4 : relação correta. No N_2F_2 temos uma ligação dupla (pi (π)).

R_{SO} em $SO_3 < R_{SO}$ em SO_3^{2-} : relação correta. Na estrutura do SO_3 temos uma ligação dupla, já no ânion SO_3^{2-} temos três ligações simples.

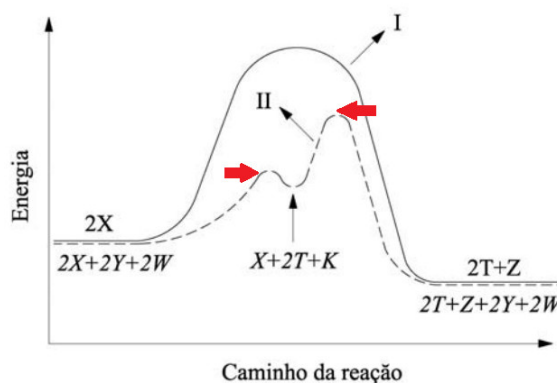
Questão 19. A figura mostra o perfil reacional da decomposição de um composto X por dois caminhos reacionais diferentes, I e II. Baseado nas informações apresentadas nessa figura, assinale a opção ERRADA.

- A () O caminho reacional II envolve duas etapas.
- B () A quantidade de energia liberada pelo caminho reacional I é igual a do caminho reacional II.
- C () O composto K é um intermediário no processo reacional pelo caminho II.
- D () O caminho reacional I mostra que a decomposição de X é de primeira ordem.
- E () O caminho reacional II refere-se à reação catalisada.

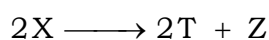


Resolução: Alternativa D

De acordo com a figura o caminho reacional I ocorre em uma única etapa e o caminho reacional II ocorre em duas etapas. Ambos são exotérmicos, pois a entalpia dos produtos é menor do que a dos reagentes.



Como o caminho reacional I envolve uma única etapa, podemos concluir que:



Então, $v = k[X]^2$ (reação de segunda ordem).

Questão 20. Considere dois cilindros idênticos (C1 e C2), de paredes rígidas e indeformáveis, inicialmente evacuados. Os cilindros C1 e C2 são preenchidos, respectivamente, com $O_2(g)$ e $Ne(g)$ até atingirem a pressão de 0,5 atm e temperatura de $50^\circ C$. Supondo comportamento ideal dos gases, são feitas as seguintes afirmações:

- I. O cilindro C1 contém maior quantidade de matéria que o cilindro C2.
- II. A velocidade média das moléculas no cilindro C1 é maior que no cilindro C2 .
- III. A densidade do gás no cilindro C1 é maior que a densidade do gás no cilindro C2.
- IV. A distribuição de velocidades das moléculas contidas no cilindro C1 é maior que a das contidas no cilindro C2.

Assinale a opção que apresenta a(s) afirmação(ões) correta(s).

- A () Apenas I e III.
- B () Apenas I e IV.
- C () Apenas II.
- D () Apenas II e IV.
- E () Apenas III.

Resolução: Alternativa E

I. Afirmação incorreta. De acordo com a hipótese de Avogadro (gases ideais) como os dois cilindros se encontram na mesma temperatura e pressão e ocupam o mesmo volume, possuem a mesma quantidade de moléculas.

II. Afirmação incorreta. A velocidade das moléculas no cilindro C1 é menor do que no cilindro C2, pois a massa molar do O_2 é maior do que a do Ne. As velocidades das partículas que formam a mistura gasosa são inversamente proporcionais à raiz quadrada das respectivas massas molares ou moleculares.

$$\frac{v_{O_2}}{v_{Ne}} = \sqrt{\frac{M_{Ne}}{M_{O_2}}}$$

III. Afirmação correta. A densidade do gás no cilindro C1 é maior que a densidade do gás no cilindro C2. A densidade pode ser obtida pela seguinte relação: $d = \frac{P \times M}{R \times T}$.

Como a pressão e a temperatura são as mesmas nos dois cilindros, concluímos que a densidade do gás oxigênio é maior do que a do gás neônio.

IV. Afirmação incorreta. A distribuição de velocidades das moléculas contidas no cilindro C1 é menor que a das contidas no cilindro C2.

PROFESSORA SONIA
Segunda fase

QUÍMICA

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

AS QUESTÕES NUMÉRICAS DEVEM SER DESENVOLVIDAS ATÉ O FINAL, COM APRESENTAÇÃO DO VALOR ABSOLUTO DO RESULTADO.

Questão 21. A velocidade de uma reação química é dada pela seguinte equação: $v = \frac{\beta C}{1 + \alpha C}$ em que β e α são constantes e C , a concentração do reagente. Calcule o valor do produto αC quando a velocidade da reação atinge 90 % do seu valor limite, o que ocorre quando $\alpha C \gg 1$.

Resolução:

A velocidade de uma reação química é dada pela seguinte equação: $v = \frac{\beta C}{1 + \alpha C}$ em que β e α são constantes e C , a concentração do reagente.

Podemos fazer a seguinte aproximação: $(1 + \alpha C) = \alpha C$. Então:

$$v = \frac{\beta C}{1 + \alpha C} \Rightarrow v = \frac{\beta C}{\alpha C} = \frac{\beta}{\alpha}$$

Quando $\alpha C \gg 1$ a velocidade da reação atinge 90 % do seu valor limite. Ou seja, $v = 0,9 \times \frac{\beta}{\alpha}$.

Substituindo em $v = \frac{\beta C}{1 + \alpha C}$, vem:

$$0,9 \times \frac{\beta}{\alpha} = \frac{\beta C}{1 + \alpha C}$$

$$\frac{0,9}{\alpha} = \frac{C}{1 + \alpha C}$$

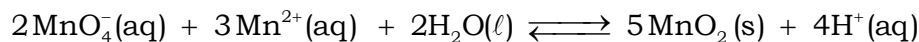
$$0,9(1 + \alpha C) = \alpha C$$

$$0,9 + 0,9\alpha C = \alpha C$$

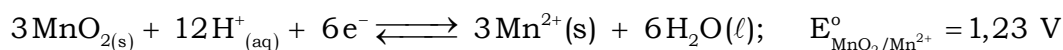
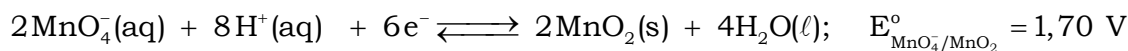
$$0,1\alpha C = 0,9$$

$$\alpha C = 9$$

Questão 22. Determine a constante de equilíbrio, a 25 °C e 1,0 atm, da reação representada pela seguinte equação química:

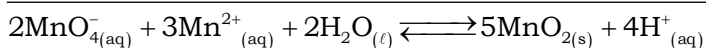
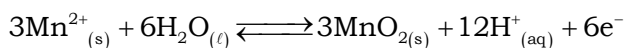
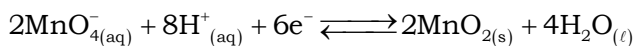


São dadas as semiequações químicas e seus respectivos potenciais elétricos na escala do eletrodo de hidrogênio, nas condições-padrão:



Resolução:

Teremos:



A diferença de potencial é dada por:

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

$$\Delta E = 1,70 - 1,23$$

$$\Delta E = 0,47 \text{ V}$$

Utilizando a equação de Nernst, vem:

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

$$0 = + 0,47 - \frac{0,059}{6} \times \log K$$

$$\frac{0,059}{6} \times \log K = 0,47$$

$$\log K = \frac{0,47}{0,059} \times 6 \Rightarrow \log K = 47,796$$

$$\log K = 47,8$$

$$K = 10^{47,8}$$

Questão 23. Para cada conjunto de substâncias, escolha aquela que apresenta a propriedade indicada em cada caso. Justifique sua resposta.

- a) Entre acetona, ácido acético e ácido benzoico, qual deve apresentar a maior entalpia de vaporização?
- b) Entre hidrogênio, metano e monóxido de carbono, qual deve apresentar o menor ponto de congelamento?
- c) Entre flúor, cloro e bromo, qual deve apresentar maior ponto de ebulição?
- d) Entre acetona, água e etanol, qual deve apresentar menor pressão de vapor nas condições ambientes?
- e) Entre éter, etanol e etilenoglicol, qual deve apresentar maior viscosidade nas condições ambientes?

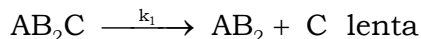
Resolução:

- a) O ácido benzoico deve apresentar a maior entalpia de vaporização, pois faz ligações intermoleculares de hidrogênio (mais intensas) e apresenta uma cadeia carbônica maior.
- b) O menor ponto de congelamento será apresentado pelo hidrogênio, pois é apolar e faz ligações do tipo dipolo induzido-dipolo induzido que são menos intensas, devido ao tamanho de sua nuvem eletrônica.
- c) O bromo deve apresentar maior ponto de ebulição devido ao maior tamanho de sua nuvem eletrônica o que gera forças de Van der Waals mais intensas.
- d) A água deve apresentar menor pressão de vapor nas condições ambientes, pois possui forças atrativas intermoleculares mais intensas (cada molécula de água faz quatro ligações de hidrogênio).
- e) O etilenoglicol deve apresentar maior viscosidade nas condições ambientes devido à existência de forças atrativas intermoleculares mais intensas (faz mais ligações de hidrogênio).

Questão 24. A reação química hipotética representada pela seguinte equação:
 $2AB_2C \xrightarrow{k} 2AB_2 + C_2$ foi acompanhada experimentalmente, medindo-se as concentrações das espécies $[AB_2C]$, $[AB_2]$ e $[C_2]$ em função do tempo. A partir destas informações experimentais, foram determinadas a constante de velocidade (k) e a lei de velocidade da reação.

Com base nessa lei de velocidade, o mecanismo abaixo foi proposto e aceito:

Mecanismo:



Explique como foi possível determinar a constante de velocidade (k).

Resolução:

A velocidade da reação é dada pela etapa mais lenta. Ou seja, $AB_2C \xrightarrow{k_1} AB_2 + C$.

$$v = k[AB_2C] \text{ (reação de primeira ordem)}$$

Recorrendo ao cálculo, teremos a relação matemática:

$$\log[AB_2C] = -\left(\frac{k}{2,303}\right)t + \log[AB_2C]_0$$

Onde $[AB_2C]$ é a concentração do reagente em um tempo t qualquer e $[AB_2C]_0$ é a concentração inicial do reagente (para $t = 0$).

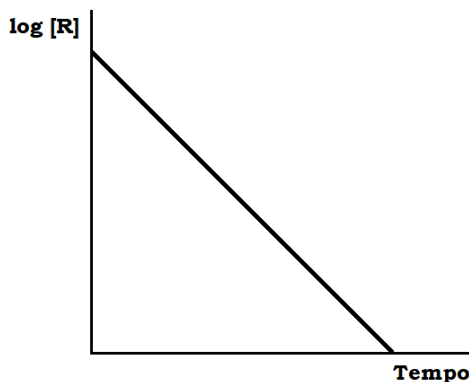
A equação anterior expressa a equação de uma reta:

$$y = mx + b$$

$$\text{onde } \log[AB_2C] = y \text{ e } t = x.$$

Então quando representamos graficamente $\log[AB_2C]$ em função de t , obtemos, para uma equação de primeira ordem, uma reta de inclinação $(-k/2,303)$. A partir daqui calculamos o valor da tangente e descobrimos o valor de k .

Observe o gráfico para uma reação de primeira ordem:

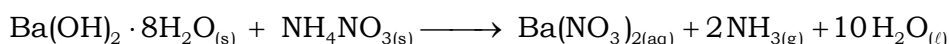


Questão 25. Em um frasco de vidro, uma certa quantidade de $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ e adicionada a uma quantidade, em excesso, de $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$, ambos pulverizados. Quando os dois reagentes são misturados, observa-se a ocorrência de uma reação química. Imediatamente após a reação, o frasco é colocado sobre um bloco de madeira umedecido, permanecendo aderido a ele por um certo período de tempo.

Escreva a equação química balanceada que representa a reação observada. Explique por que o frasco ficou aderido ao bloco de madeira, sabendo que o processo de dissolução em água do $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$ é endotérmico.

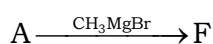
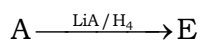
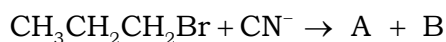
Resolução:

A equação química balanceada que representa a reação observada pode ser dada por:

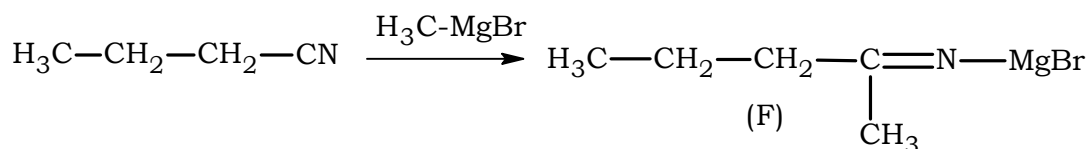
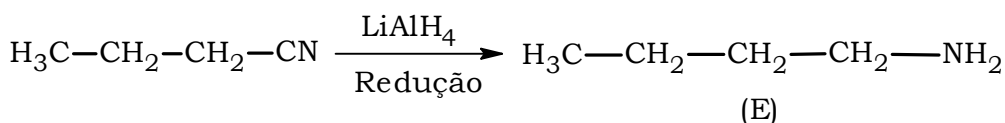
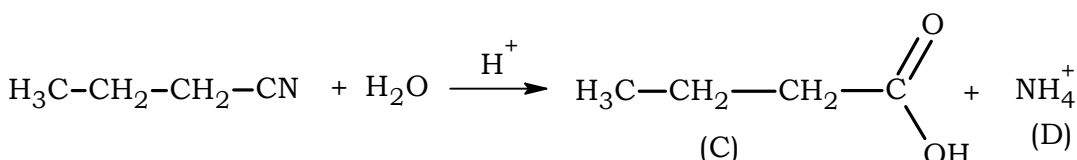
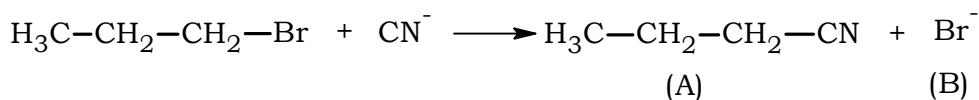


Como o processo de dissolução em água do nitrato de amônio (NH_4NO_3) é endotérmico, ocorre absorção de calor da água presente na madeira que solidifica e adere ao frasco.

Questão 26. Escreva as fórmulas estruturais das substâncias A, B, C, D, E e F apresentadas nas seguintes equações químicas:



Resolução:



Questão 27. O dióxido de carbono representa, em média, 0,037 % da composição volumétrica do ar seco atmosférico, nas condições ambientes. Esse gás, dissolvido em água, sofre um processo de hidratação para formar um ácido diprótico, que se ioniza parcialmente no líquido.

Admitindo-se que água pura seja exposta a $\text{CO}_2(\text{g})$ atmosférico, nas condições ambientes, e sabendo que o equilíbrio entre as fases gasosa e líquida desse gás é descrito pela lei de Henry, calcule:

a) a solubilidade do $\text{CO}_2(\text{aq})$, expressa em mg.L^{-1} , nas condições especificadas acima, sabendo que a constante da lei de Henry para CO_2 gasoso dissolvido em água a 25°C é $3,4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{atm}^{-1}$.

b) a concentração molar do ânion bicarbonato, expressa em mol.L^{-1} , sabendo que a constante de dissociação ácida para o primeiro equilíbrio de ionização do ácido diprótico a 25°C é $4,4 \times 10^{-7}$.

Resolução:

a) A pressão parcial do CO_2 pode ser calculada por:

$$\frac{P_{\text{CO}_2}}{P} = x_{\text{CO}_2} \Rightarrow P_{\text{CO}_2} = \frac{0,037}{100} \times 1 = 3,7 \times 10^{-4} \text{ atm}$$

De acordo com a lei de Henry, vem:

$$[\text{CO}_{2(\text{aq})}] = K \times P_{\text{CO}_2}$$

$$[\text{CO}_{2(\text{aq})}] = 3,4 \times 10^{-2} \times 3,7 \times 10^{-4}$$

$$[\text{CO}_{2(\text{aq})}] = 12,58 \times 10^{-6}$$

$$[\text{CO}_{2(\text{aq})}] = 1,258 \times 10^{-5} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

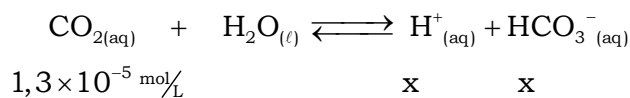
Em miligramas, teremos:

$$c = 1,3 \times 10^{-5} \times 44 \text{ g.L}^{-1}$$

$$c = 1,3 \times 10^{-5} \times 44 \times 10^3 \text{ mg.L}^{-1}$$

$$c = 5,72 \times 10^{-1} \text{ mg.L}^{-1}$$

b) O equilíbrio pode ser representado por:



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}$$

$$4,4 \times 10^{-7} = \frac{x^2}{1,3 \times 10^{-5}}$$

$$x = 2,39 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = 2,39 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Questão 28. Em um processo hidrometalúrgico, conduzido nas condições ambientes, o mineral calcopirita (CuFeS_2) é lixiviado em solução aquosa de sulfato férrico. Durante o processo, o sulfato férrico é regenerado a partir da adição de ácido sulfúrico e oxigênio gasoso a essa solução aquosa. Sabendo que a calcopirita é um semicondutor que sofre corrosão eletroquímica em meios aquosos oxidantes e, admitindo-se que esse mineral, empregado no processo de lixiviação, é quimicamente puro, escreva as equações químicas balanceadas das reações que representam:

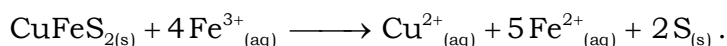
a) a etapa de lixiviação de $\text{CuFeS}_2(\text{s})$ com sulfato férrico aquoso.

b) a etapa de regeneração da quantidade exata de matéria total do sulfato férrico consumido no processo de lixiviação da etapa “a”, com adição de solução aquosa diluída de ácido sulfúrico e injeção de gás oxigênio.

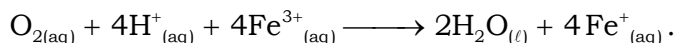
c) a reação global do processo de lixiviação da calcopirita, considerando-se as etapas “a” e “b” acima.

Resolução:

a) Podemos representar a lixiviação do CuFeS_2 por:



b) Podemos representar a regeneração do íon Fe^{3+} por:

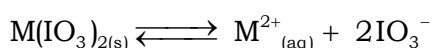


c) A reação global do processo de lixiviação da calcopirita, considerando-se as etapas “a” e “b”, pode ser dada por: $\text{CuFeS}_{2(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{aq})} + 4\text{H}^{+}_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{S}_{(\text{s})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}.$

Questão 29. O produto de solubilidade em água, a 25 °C, do sal hipotético $\text{M}(\text{IO}_3)_2$ é $7,2 \times 10^{-9}$.

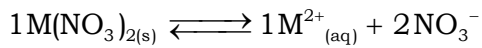
Calcule a solubilidade molar desse sal em uma solução aquosa $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ de $\text{M}(\text{NO}_3)_2$.

Resolução:



$$K_{\text{PS}} = [\text{M}^{2+}] \times [\text{IO}_3^{-}]^2$$

Para uma solução aquosa $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ de $\text{M}(\text{NO}_3)_2$, vem:



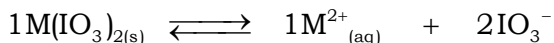
$$1 \text{ mol/L} \text{ ————— } 1 \text{ mol/L}$$

$$2 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \text{ ————— } x$$

$$x = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{M}^{2+}] = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Então,



$$2,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \quad 0 \quad (\text{início})$$

$$x \text{ mol/L} \quad 2x \quad (\text{durante})$$

$$\underbrace{(2,0 \times 10^{-2} + x)}_{2,0 \times 10^{-2}} \text{ mol/L} \quad 2x \quad (\text{final})$$

$$K_{\text{PS}} = [\text{M}^{2+}] \times [\text{IO}_3^-]^2$$

$$7,2 \times 10^{-9} = (2,0 \times 10^{-2}) \cdot (2x)^2$$

$$7,2 \times 10^{-9} = (2,0 \times 10^{-2}) \cdot (2x)^2$$

$$x = 3,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

A solubilidade molar desse sal hipotético é $3,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$.

Questão 30. Estima-se que a exposição a $16 \text{ mg} \cdot \text{m}^{-3}$ de vapor de mercúrio por um período de 10 min seja letal para um ser humano. Um termômetro de mercúrio foi quebrado e todo o seu conteúdo foi espalhado em uma sala fechada de 10 m de largura, 10 m de profundidade e 3 m de altura, mantida a 25°C .

Calcule a concentração de vapor de mercúrio na sala após o estabelecimento do equilíbrio $\text{Hg}(\ell) \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{g})$, sabendo que a pressão de vapor do mercúrio a 25°C é $3 \times 10^{-6} \text{ atm}$, e verifique se a concentração de vapor do mercúrio na sala será letal para um ser humano que permaneça em seu interior por 10 min.

Resolução:

$$P \times V = n \times R \times T \Rightarrow P = \frac{n}{V} \times R \times T$$

$$P = [\text{Hg}] \times R \times T$$

$$3 \times 10^{-6} = [\text{Hg}] \times 8,21 \times 10^{-2} \times 298$$

$$[\text{Hg}] = 1,23 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Transformando para $\text{mg} \cdot \text{m}^{-3}$:

$$c = 1,23 \times 10^{-7} \times 200,59 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow c = 246,73 \times 10^{-7} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c = 246,73 \times 10^{-7} (10^3 \text{ mg}) \cdot (10^{-3} \text{ m}^3)^{-1}$$

$$c = 246,73 \times 10^{-1} \text{ mg} \cdot \text{m}^{-3} \Rightarrow c = 24,67 \text{ mg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Essa concentração é maior do que a letal ($16 \text{ mg} \cdot \text{m}^{-3}$) informada no enunciado.