

IME 2021

QUESTÕES OBJETIVAS

COMISSÃO DE EXAME INTELECTUAL

INSTRUÇÕES PARA A REALIZAÇÃO DA PROVA

1. Você recebeu este **CADERNO DE QUESTÕES** e um **CARTÃO DE RESPOSTAS**.
2. Este caderno de questões possui, além das capas externas, 24 (vinte e quatro) páginas, das quais 19 (dezenove) contêm 40 (quarenta) questões objetivas, cada uma com valor igual a 0,25 (zero vírgula vinte e cinco), e 04 (quatro) páginas destinadas ao rascunho. Observe que as respostas deverão ser lançadas no cartão de respostas. Respostas lançadas no caderno de questões não serão consideradas para efeito de correção.
3. Para realizar esta prova, você poderá usar lápis (ou lapiseira), caneta azul ou preta, borracha, apontador, par de esquadros, compasso, régua milimetrada e transferidor.
4. A interpretação das questões faz parte da prova, portanto são vedadas perguntas à Comissão de Aplicação e Fiscalização (CAF).
5. Cada questão objetiva admite uma **única** resposta, que deve ser assinalada no cartão de respostas a **caneta**, no **local correspondente ao número da questão**. O assinalamento de duas respostas para a mesma questão implicará na anulação da questão.
6. Siga atentamente as instruções do cartão de respostas para o preenchimento do mesmo. Cuidado para não errar ao preencher o cartão.
7. O tempo total para a execução da prova é limitado a **4 (quatro) horas**.
8. **Não haverá tempo suplementar para o preenchimento do cartão de respostas.**
9. Não é permitido deixar o local de exame antes de transcorrido o prazo de **1 (uma) hora** de execução de prova.
10. Os 03 (três) últimos candidatos a terminar a prova deverão permanecer em sala para acompanhar a conclusão dos trabalhos da CAF.
11. Leia os enunciados com atenção. Resolva as questões na ordem que mais lhe convier.
12. Não é permitido destacar quaisquer das folhas que compõem este caderno.
13. Aguarde o aviso para iniciar a prova. Ao terminá-la, avise o fiscal e aguarde-o no seu lugar.

Questão 31 – Valor: 0,25

Considere

Substância	Energia Livre de Gibbs padrão de Formação (kJ.mol ⁻¹), a 25 °C
Benzeno (líquido)	+ 124
Benzeno (gasoso)	+ 129

Dados:

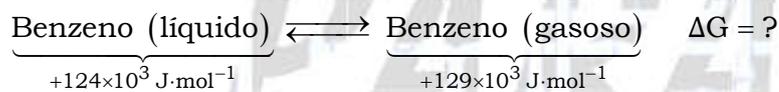
- $R = 0,08 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K} = 8,3 \text{ J} / \text{K} \cdot \text{mol} = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$

A pressão de vapor do benzeno em atm, a temperatura de 298 K, é aproximadamente:

- (A) $e^{-4,77}$
 (B) $e^{-2,02}$
 (C) $e^{-0,21}$
 (D) $e^{-209,7}$
 (E) $e^{-12,4}$

Resolução: alternativa B

Relação entre a energia livre G e a pressão parcial P de um mol de gás ideal: $G = G^{\circ} + R \times T \times \ln P$.



$$G - G^{\circ} = -R \times T \times \ln P$$

$$+129 \times 10^3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} - (+124 \times 10^3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}) = -8,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 298 \text{ K} \times \ln P$$

$$\ln P = - \left(\frac{5 \times 10^3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 298 \text{ K}} \right) = -2,02$$

$$\ln P = -2,02$$

$$P_{\text{vapor}} = e^{-2,02}$$

Questão 32 – Valor: 0,25

Seja a reação $A(g) \rightleftharpoons 2B(g)$, a 298 K e 1 atm, com $\Delta G_r^{\circ} = 0$, sendo A e B gases ideais.

Considere as seguintes afirmativas.

I. No equilíbrio, o valor da pressão parcial de A é igual ao quadrado do valor da pressão parcial de B, para qualquer temperatura.

II. Um aumento na pressão parcial de A, a partir da situação de equilíbrio, causará o deslocamento da reação para a direita.

III. Se a reação direta for exotérmica, um aumento da temperatura da reação, favorecerá a formação de produto.

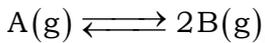
Está(ão) correta(s) a(s) afirmativa(s):

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

Resolução: alternativa C

I. Incorreta. No equilíbrio, o valor da pressão parcial de A é igual ao quadrado do valor da pressão parcial de B, a 298 K. Isto não vale para qualquer temperatura.

T = 298 K; 1 atm



$$K = \frac{(P_B)^2}{(P_A)^1}$$

$$\underbrace{\Delta G^0}_0 = -R \times T \times \ln Q$$

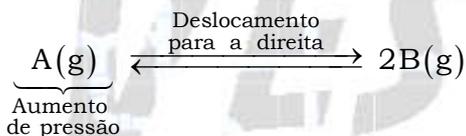
$$\ln K = \frac{0}{-R \times T}$$

$$\ln K = 0$$

$$K = e^0 = 1$$

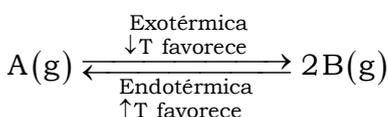
$$\frac{(P_B)^2}{(P_A)^1} = 1 \Rightarrow P_A = (P_B)^2$$

II. Correta. Um aumento na pressão parcial de A, a partir da situação de equilíbrio, causará o deslocamento da reação para a direita.



$$\left. \begin{array}{l} K = \frac{(P_B)^2}{(P_A)^1} \\ Q = \frac{(P_B)^2}{(P_A)^1 \uparrow} \end{array} \right\} Q < K \Rightarrow \text{deslocamento para a direita.}$$

III. Incorreta. Se a reação direta for exotérmica, uma diminuição da temperatura da reação, favorecerá a formação de produto.



Questão 33 – Valor: 0,25

Uma solução de $Ba(OH)_2$ foi adicionada a 300 cm^3 de uma solução $0,5\text{ M}$ de HNO_3 . Houve a precipitação de um sal, mas o meio permaneceu ácido. Conseguiu-se a neutralização por meio da adição de 200 cm^3 de uma solução $0,25\text{ M}$ de KOH , que foi totalmente consumido.

Dados:

- Massa Molar $Ba = 137\text{ g/mol}$;
- Massa Molar $O = 16\text{ g/mol}$;
- Massa Molar $H = 1\text{ g/mol}$;
- Massa Molar $K = 39\text{ g/mol}$; e
- Massa Molar $N = 14\text{ g/mol}$.

Assim, pode-se afirmar que a massa, em gramas, de $Ba(OH)_2$ presente na solução adicionada era aproximadamente:

- (A) 2,5
- (B) 4,3
- (C) 6,1
- (D) 8,6
- (E) 9,4

Resolução: alternativa D

Tem-se 300 cm^3 ($0,3\text{ L}$) de uma solução $0,5\text{ M}$ de HNO_3 :

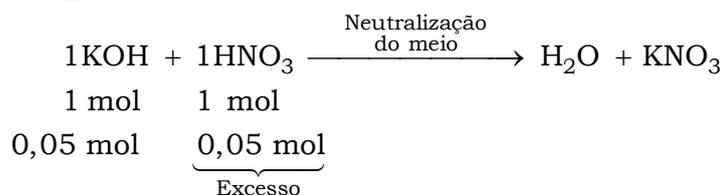
$$[HNO_3] = \frac{n_{HNO_3}}{V} \Rightarrow n_{HNO_3} = [HNO_3] \times V$$

$$n_{HNO_3} = 0,5 \times 0,3 = 0,15\text{ mol}$$

Adiciona-se 200 cm^3 ($0,2\text{ L}$) de uma solução $0,25\text{ M}$ de KOH para neutralizar o excesso de HNO_3 :

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

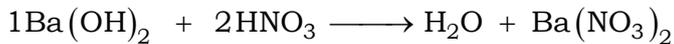
$$n_{KOH} = 0,25 \times 0,2 = 0,05\text{ mol}$$



Número de mols do HNO_3 que reagiu com o $Ba(OH)_2$:

$$n'_{HNO_3} = n_{HNO_3} - n_{HNO_3}(\text{Excesso})$$

$$n'_{HNO_3} = 0,15\text{ mol} - 0,05\text{ mol} = 0,1\text{ mol}$$



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

$$n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} \text{ ————— } 0,1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = \frac{1 \text{ mol} \times 0,1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$\text{Ba}(\text{OH})_2 = 137 + 2 \times (16 + 1) = 171$$

$$M_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 171 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = \frac{m_{\text{Ba}(\text{OH})_2}}{M_{\text{Ba}(\text{OH})_2}} \Rightarrow m_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} \times M_{\text{Ba}(\text{OH})_2}$$

$$m_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 0,05 \text{ mol} \times 171 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 8,55 \text{ g}$$

$$m_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 8,6 \text{ g}$$

Questão 34 – Valor: 0,25

Considere a representação esquemática dos nuclídeos abaixo:



Sabe-se que:

$$A - Z = N$$

$$A_1 - Z_1 = N_1$$

$$A - Z_2 = N_2$$

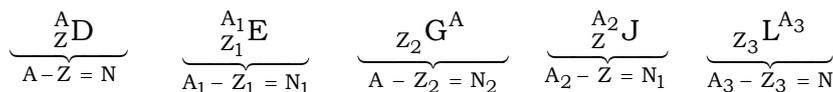
$$A_2 - Z = N_1$$

$$A_3 - Z_3 = N$$

É possível afirmar que

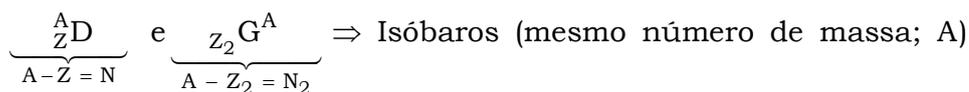
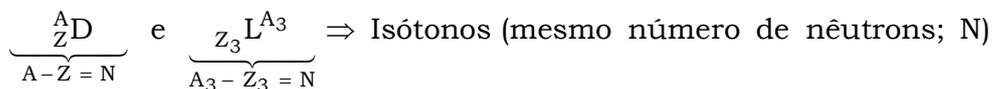
- (A) D e G são isotonos.
- (B) L e D são isótopos.
- (C) G e L são isótopos.
- (D) E e J são isótonos.
- (E) D e G são isótopos.

Resolução: alternativa D



${}^A_Z D$ e ${}^{A_2}_{Z^2} J \Rightarrow$ Isótopos (mesmo número de prótons; Z)

$\underbrace{{}^{A_1}_{Z_1} E}_{A_1 - Z_1 = N_1}$ e $\underbrace{{}^{A_2}_{Z^2} J}_{A_2 - Z = N_1} \Rightarrow$ Isótonos (mesmo número de nêutrons; N_1)

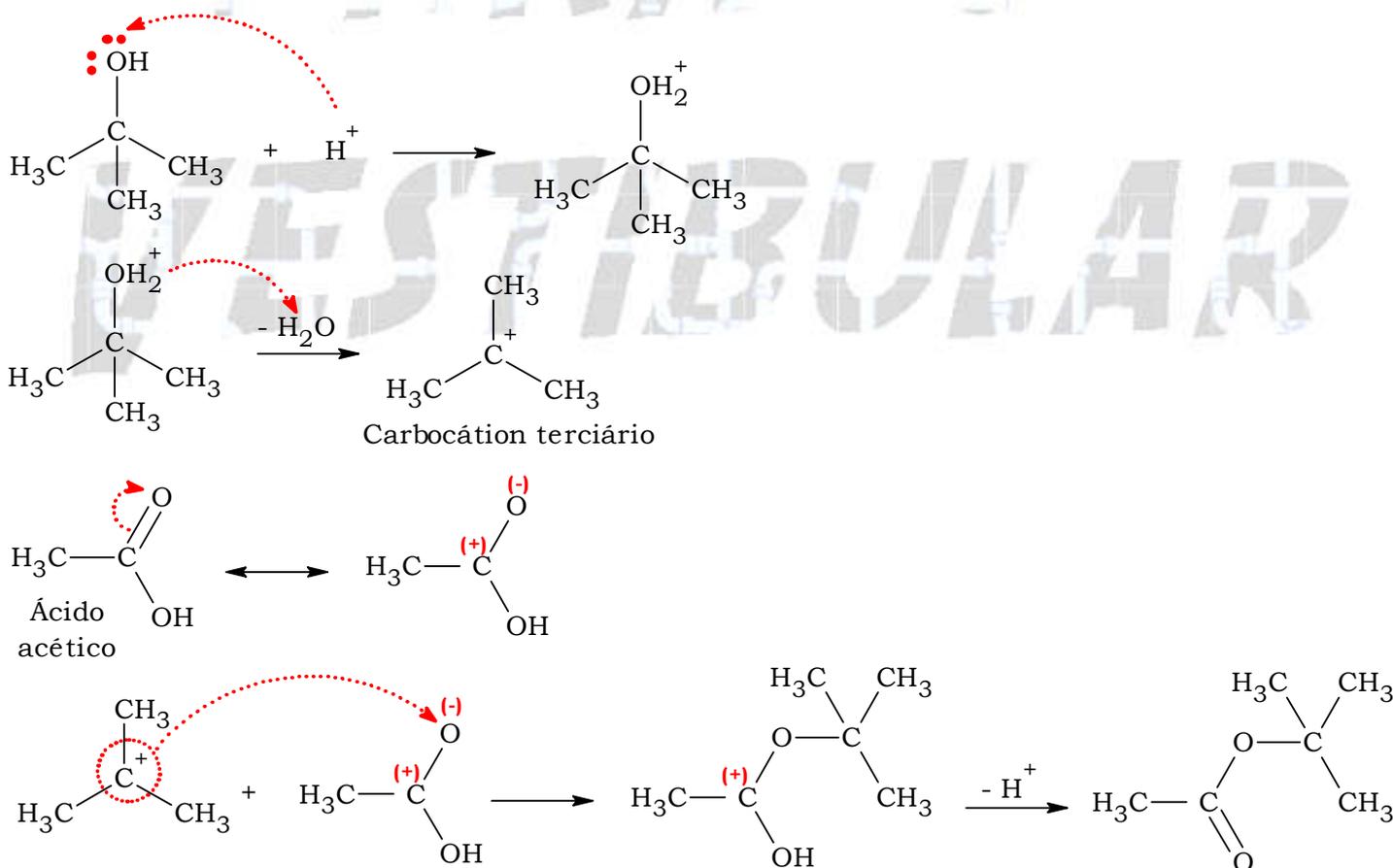


Questão 35 – Valor: 0,25

Um professor de química propôs, como primeira etapa do mecanismo de esterificação do terc-butanol com o ácido acético, a formação de um carbocátion terciário no álcool. Suponha a viabilidade dessa proposta. O átomo do ácido acético mais propenso a realizar o ataque nucleofílico ao carbocátion formado seria o

- (A) oxigênio do grupo hidroxila, pois seria o átomo mais eletronegativo por estar ligado a um átomo de hidrogênio.
- (B) oxigênio da carbonila, pois facilmente assume uma carga negativa formal por ressonância.
- (C) carbono do grupo ácido, pois facilmente assume a forma de carbocátion por deslocamento de carga eletrônica.
- (D) carbono do grupo metila, pois é o menos impedido espacialmente entre os dois carbonos.
- (E) hidrogênio do grupo hidroxila, pois consegue se dissociar e formar um hidreto, um dos compostos mais eletronegativos existentes.

Resolução: alternativa B



Questão 36 – Valor: 0,25

Sabe-se que dois compostos A e B reagem em solução de acordo com a estequiometria $A + B \longrightarrow C + D$, que segue uma cinética de primeira ordem tanto em relação a A quanto a B , com velocidade específica de reação $k = 10^{-3} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Em um recipiente, são adicionados 2 mols de cada um dos reagentes e um solvente adequado até completar 1 L de solução. Considerando que A é totalmente solúvel e B tem uma solubilidade igual a $0,1 \text{ mol L}^{-1}$, obtenha a taxa de reação (v em $\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$) em função da conversão de A , dada por $X = (2 - n_A)/2$ (onde n_A é o número de mols de A em um dado instante).

(A) $\begin{cases} v = 0,002(1 - X), & 0 \leq X \leq 0,95; \text{ e} \\ v = 0,004(1 - X)^2, & 0,95 \leq X \leq 1. \end{cases}$

(B) $\begin{cases} v = 0,0002(1 - X), & 0 \leq X \leq 0,05; \text{ e} \\ v = 0,002(1 - X)^2, & 0,05 \leq X \leq 1. \end{cases}$

(C) $v = 0,004(1 - X)^2$ durante todo o processo, pois a reação se dá em solução.

(D) $\begin{cases} v = 0,0004(1 - X)^2, & 0 \leq X \leq 0,05; \text{ e} \\ v = 0,004(1 - X)^2, & 0,05 \leq X \leq 1. \end{cases}$

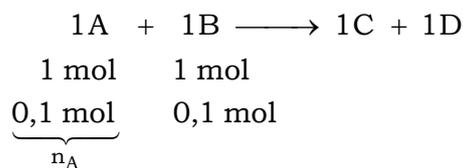
(E) $\begin{cases} v = 0,0002(1 - X), & 0 \leq X \leq 0,95; \text{ e} \\ v = 0,004(1 - X)^2, & 0,95 \leq X \leq 1. \end{cases}$

Resolução: alternativa E

Cálculo do valor de n_A em função de X :

$n_A = 2 \text{ mol}$ (são adicionados inicialmente)

$$X = \frac{(2 - n_A)}{2} \Rightarrow X = \frac{(2 - 2)}{2} = 0$$



$$X = \frac{(2 - n_A)}{2}$$

$$2 - n_A = 2X$$

$$0,1 = 2 - 2X$$

$$X = 0,95$$

Conclusão : $0 \leq X \leq 0,95$

$$k = 10^{-3} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

$$[B] = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[A] = \frac{n_A}{V} = \frac{n_A}{1}$$

$$X = \frac{(2 - n_A)}{2} \Rightarrow n_A = 2 - 2X$$

$$[A] = n_A \Rightarrow [A] = 2 - 2X$$

$$v = k \times [A] \times [B]$$

$$v = 10^{-3} \times (2 - 2X) \times 0,1 = 0,0001 \times 2 \times (1 - X)$$

$$v = 0,0002 \times (1 - X)$$

$$\text{Teremos: } v = 0,0002 \times (1 - X), \quad 0 \leq X \leq 0,95.$$

Cálculo do valor de n_B em função de X (1 L de solução):

$$X = \frac{(2 - n_B)}{2}$$

$$n_B = 2 - 2X$$

n_B varia entre 0 e 0,1:

$$0 \leq n_B \leq 0,1$$

$$0 \leq 2 - 2X \leq 0,1$$

$$-2 \leq -2X \leq -1,9 \quad \div (-2)$$

$$1 \geq X \geq 0,95 \Rightarrow 0,95 \leq X \leq 1$$

Conclusão: $0,95 \leq X \leq 1$

$$k = 10^{-3} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

$$[B] = \frac{n_B}{V} = \frac{n_B}{1}$$

$$[A] = \frac{n_A}{V} = \frac{n_A}{1}$$

$$X = \frac{(2 - n_A)}{2} \Rightarrow n_A = 2 - 2X$$

$$X = \frac{(2 - n_B)}{2} \Rightarrow n_B = 2 - 2X$$

$$[A] = n_A \Rightarrow [A] = 2 - 2X$$

$$[B] = n_B \Rightarrow [B] = 2 - 2X$$

$$v = k \times [A] \times [B]$$

$$v = 10^{-3} \times (2 - 2X) \times (2 - 2X) = 0,001 \times 4 \times (1 - X)^2$$

$$v = 0,004 \times (1 - X)^2$$

$$\text{Teremos: } v = 0,004 \times (1 - X)^2, \quad 0,95 \leq X \leq 1.$$

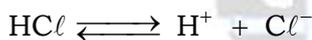
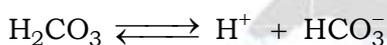
Questão 37 – Valor: 0,25

A uma solução aquosa de ácido carbônico, adiciona-se bicarbonato de sódio e posteriormente ácido clorídrico. Assinale a alternativa correta.

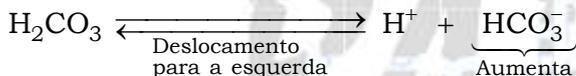
- (A) O ácido carbônico é um oxiácido moderado.
- (B) A adição do bicarbonato não altera o equilíbrio de ionização do ácido carbônico.
- (C) A adição do bicarbonato aumenta o grau de ionização do ácido carbônico.
- (D) A adição do bicarbonato não altera o valor da constante de equilíbrio.
- (E) A adição de ácido clorídrico, em pequenas quantidades, contribuirá para a diminuição do pH da solução.

Resolução: alternativa D

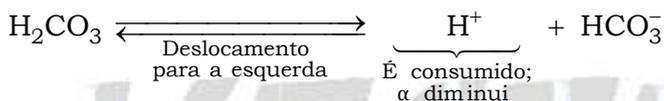
Resumidamente :



- (A) Incorreta. O ácido carbônico é um oxiácido fraco.
- (B) Incorreta. A adição do bicarbonato desloca o equilíbrio para a esquerda.



- (C) Incorreta. A adição do bicarbonato diminui o grau de ionização do ácido carbônico, pois o equilíbrio é deslocado para a esquerda.



- (D) Correta. A adição do bicarbonato não altera o valor da constante de equilíbrio, pois a temperatura não sofre alteração.
- (E) Incorreta. Como se trata de uma solução tampão ($\text{H}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$), a adição de ácido clorídrico, em pequenas quantidades, não contribuirá para a diminuição do pH da solução significativamente.

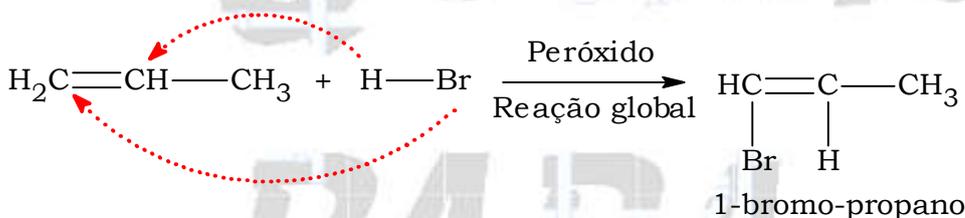
Questão 38 – Valor: 0,25

Assinale a alternativa correta.

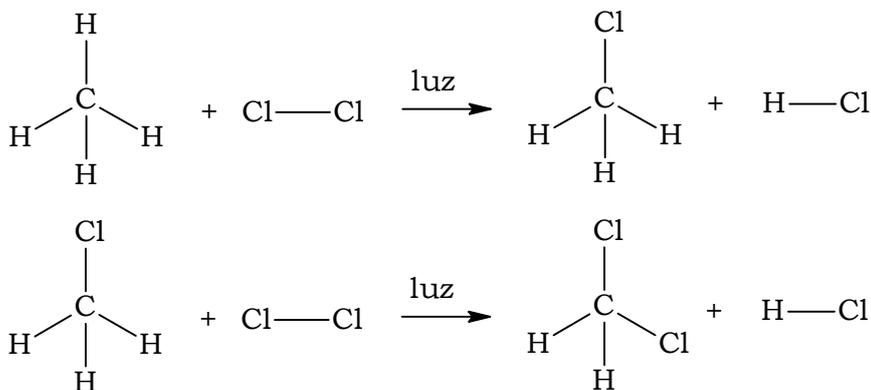
- (A) A adição de brometo de hidrogênio ao propeno, em presença de peróxidos, gera o 2-bromo-propano.
- (B) O ciclopropano é um composto pouco reativo em virtude da estabilidade proporcionada por sua estrutura triangular.
- (C) Como possui três duplas ligações, o benzeno é altamente suscetível a adições eletrofílicas aromáticas.
- (D) A adição de cloro em excesso ao metano gera exclusivamente o clorometano.
- (E) Tanto o cis-3-octeno quanto o trans-3-octeno, ao serem oxidados com permanganato de potássio em meio básico e posteriormente acidificados, geram os ácidos propanoico e pentanoico.

Resolução: alternativa E

(A) Incorreta. A adição de brometo de hidrogênio ao propeno, em presença de peróxidos, gera o 1-bromo-propano. Neste caso utiliza-se Karasch (a adição é inversa à de Markovnikov).



- (B) Incorreta. Os três primeiros cicloalcanos apresentam ângulos muito diferentes do tetraédrico, o que gera uma repulsão entre as nuvens eletrônicas ligadas a um mesmo carbono, chamada de “tensão angular”, gerando instabilidade no composto, ou seja, este é o caso do ciclopropano.
- (C) Incorreta. O benzeno sofre ressonância, ou seja, apresenta três ligações duplas (pi) deslocalizadas, o que não favorece as adições eletrofílicas.
- (D) Incorreta. A adição de cloro em excesso ao metano favorece a formação de vários compostos.



Resolução: alternativa D

(A) Incorreta. Um elétron livre libera energia quando é incorporado ao íon H^+ em $n = 2$.

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}$$

Para $n = 2$:

$$\left. \begin{aligned} E_2 &= -\frac{13,6}{2^2} = -\frac{13,6}{4} \text{ eV} \\ E_\infty &= 0 \end{aligned} \right\} -\frac{13,6}{4} \text{ eV} < 0 \text{ eV}$$

(B) Incorreta. O comprimento de onda da luz emitida é menor quando um elétron retorna do estado $n = 3$ para $n = 1$, do que do estado $n = 3$ para $n = 2$.

Energia de átomos tipo-hidrogênio, com número quântico principal variável de acordo com o modelo de Böhr:

n : número quântico principal

Z : carga do núcleo

R : constante

$$E = -R \left(\frac{Z^2}{n^2} \right)$$

$$\Delta E_{3 \rightarrow 1} = E_3 - E_1 = -Z^2 R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{1^2} \right) = \frac{8}{9} Z^2 R = 0,889 \times Z^2 R \text{ (aproximadamente)}$$

$$\Delta E_{3 \rightarrow 2} = E_3 - E_2 = -Z^2 R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{2^2} \right) = \frac{5}{36} Z^2 R = 0,139 \times Z^2 R \text{ (aproximadamente)}$$

Quanto maior a energia, menor o comprimento de onda.

$$\Delta E_{3 \rightarrow 1} > \Delta E_{3 \rightarrow 2} \Rightarrow \lambda_{3 \rightarrow 1} < \lambda_{3 \rightarrow 2}$$

(C) Incorreta. Neste caso ocorre liberação de energia.

$$\Delta E_{3 \rightarrow 2} = E_3 - E_2 = -Z^2 R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{2^2} \right) = \frac{5}{36} Z^2 R$$

(D) Correta. Quando o elétron se desloca do estado $n = 2$ para $n = 1$, o átomo emite energia radiante, sob forma de um fóton.

(E) Incorreta. As transições eletrônicas no átomo de hidrogênio dependem de uma quantidade específica de energia absorvida pelo elétron, isto não é válido para qualquer frequência.

Questão 40 – Valor: 0,25

A respeito dos elementos do Grupo 13 da Tabela Periódica (B_5 , Al_{13} , Ga_{31} , In_{49} , Tl_{81}), considere as seguintes afirmativas:

I. os valores da primeira energia de ionização diminuem do B para o Al, a partir daí, essa diminuição não é mais tão proeminente, pois os subníveis $(n-1)d$ e/ou $(n-2)f$, que começam a surgir do Ga em diante, são menos efetivos para blindar a carga nuclear.

II. o efeito do par inerte é bem pronunciado, nos elementos mais pesados do grupo, fazendo com que esses elementos apresentem carga iônica duas unidades a mais do que o esperado.

III. os raios atômicos crescem com o aumento do número atômico no grupo, embora não tão acentuadamente como nos grupos 1 e 2.

Está(ão) correta(s) a(s) afirmativa(s):

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

Resolução: alternativa D

I. Correta. Observe a tabela que mostra as primeiras energias de ionização (ou entalpias de ionização) do Boro (B), Alumínio (Al), Gálio (Ga), Índio (In) e Tálho (Tl) (elementos do grupo 13).

Elemento	Boro (B)	Alumínio (Al)	Gálio (Ga)	Índio (In)	Tálho (Tl)
Primeira energia de ionização ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	801	577	579	558	589

Ao descermos no grupo 13, a entalpia de ionização diminui do Boro (B) para o Alumínio (Al) de $801 \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$ para $577 \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$. Porém a partir daí, as divergências são evidentes no Gálio ($558 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) e no Tálho ($589 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$). Isto ocorre, pois os subníveis $(n-1)d$ e/ou $(n-2)f$, que começam a surgir do Ga em diante, são menos efetivos para blindar a carga nuclear.

II. Incorreta. O efeito do par inerte é bem pronunciado, nos elementos mais pesados do grupo, fazendo com que esses elementos apresentem carga iônica duas unidades a menos do que o esperado. Isto ocorre pois, a probabilidade dos elétrons s permanecerem inertes é maior nestes elementos.

Esperado: In^{3+}

Carga: In^{+}

Esperado: Tl^{3+}

Carga: Tl^{+}

III. Correta. Os raios atômicos, calculados empiricamente, crescem com o aumento do número atômico no grupo, embora não tão acentuadamente como nos grupos 1 e 2.

Observe que isto não ocorre para os raios calculados teoricamente, pois ocorre uma coincidência entre o Índio (In) e o Tálho (Tl).

Raios atômicos calculados empiricamente em picômetros (pm) para o grupo 13 da tabela periódica:

Boro (B): 85 pm

Alumínio (Al): 125 pm

Gálio (Ga): 130 pm

Índio (In): 155 pm

Tálho (Tl): 190 pm

Raios atômicos calculados teoricamente em picômetros (pm) para o grupo 13 da tabela periódica:

Boro (B): 87 pm

Alumínio (Al): 118 pm

Gálio (Ga): 136 pm

Índio (In): 156 pm

Tálho (Tl): 156 pm

QUESTÕES DISSERTATIVAS

Considere

$$\text{Constante de Faraday} = 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

$$\text{Número de Avogadro} = 6,02 \times 10^{23}$$

$$R = 2,00 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$K_W = 1,0 \times 10^{-14}, \text{ a } 25 \text{ }^\circ\text{C}; \sqrt{2} = 1,4$$

Energia de Formação:

$$\Delta H^\circ \text{ Formação } \text{H}_2\text{O} = -286,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^\circ \text{ Formação } \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^\circ \text{ Formação } \text{RDX} = +71 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^\circ \text{ Formação } \text{TNT} = -42 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Massas Atômicas:

C = 12 u; N = 14 u; O = 16 u; H = 1 u; Cl = 35 u; Al = 27 u.

Potencial-padrão :

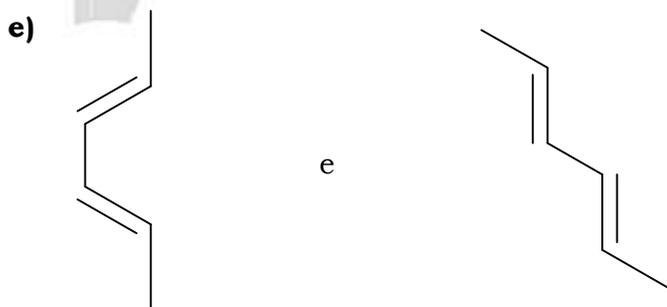
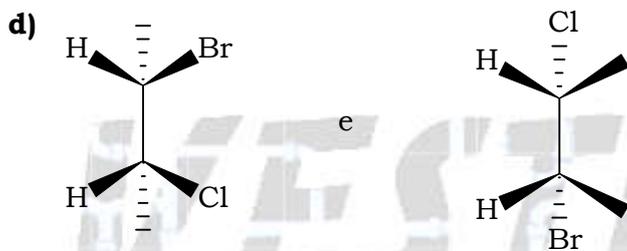
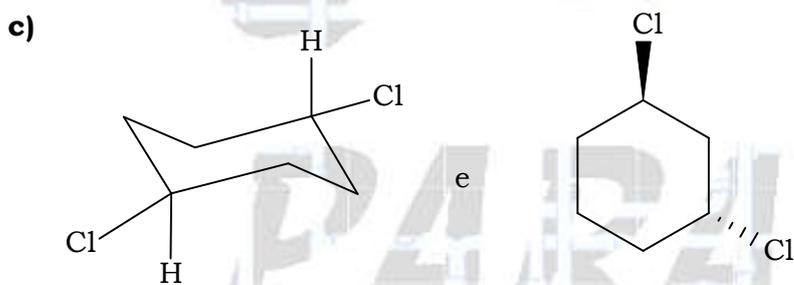
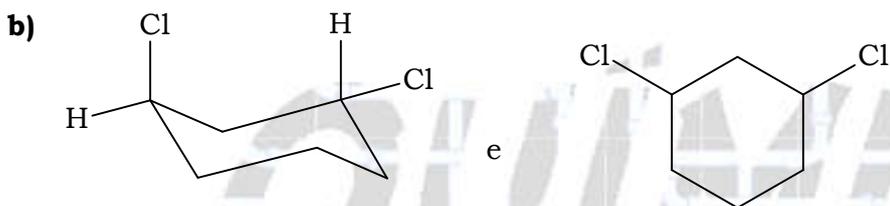
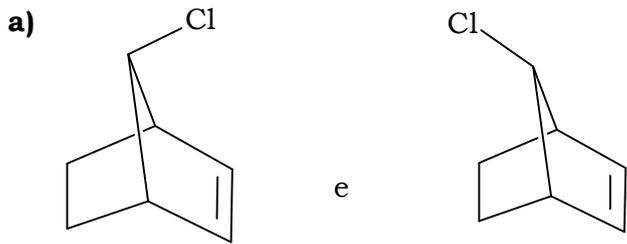
Potencial-padrão de redução para o $\text{Ce}^{4+} | \text{Ce}^{3+} : +1,7 \text{ V}$

Potencial-padrão de redução para o $\text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+} : +0,8 \text{ V}$

Tabela de logaritmos :

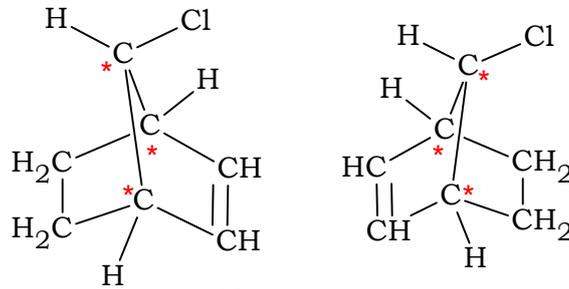
nº.	2	3	4	5	6	7	10	13	14	15
log	0,301	0,477	0,602	0,699	0,778	0,845	1	1,114	1,146	1,176
ln	0,693	1,097	1,386	1,609	1,792	1,946	2,303	2,565	2,639	2,708

1ª Questão (valor 1,0) – Estabeleça a relação entre as estruturas de cada par abaixo, identificando-as como enantiômeros, diastereoisômeros, isômeros constitucionais ou representações diferentes de um mesmo composto.

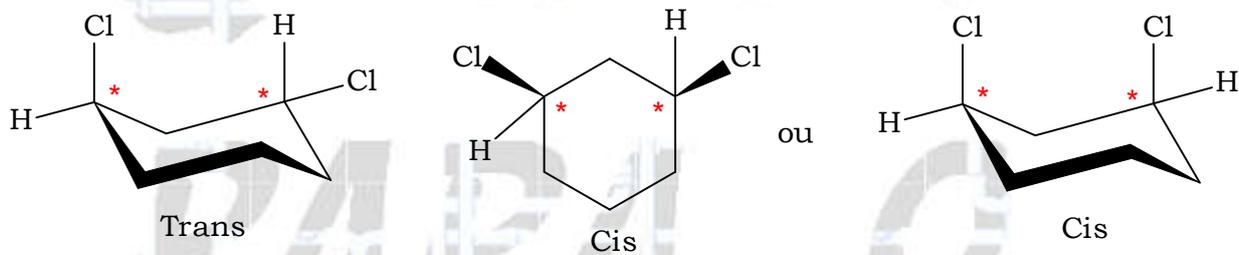


Resolução:

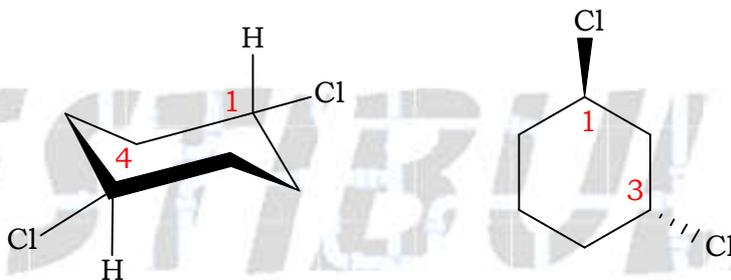
a) Diastereoisômeros: os isômeros ópticos (*carbono quiral ou assimétrico) não se sobrepõem e não são imagem e objeto um do outro (a rotação não é possível). Numa molécula o cloro está representado no “lado” da dupla ligação do anel e na outra molécula o cloro está representado no lado da simples ligação do anel.



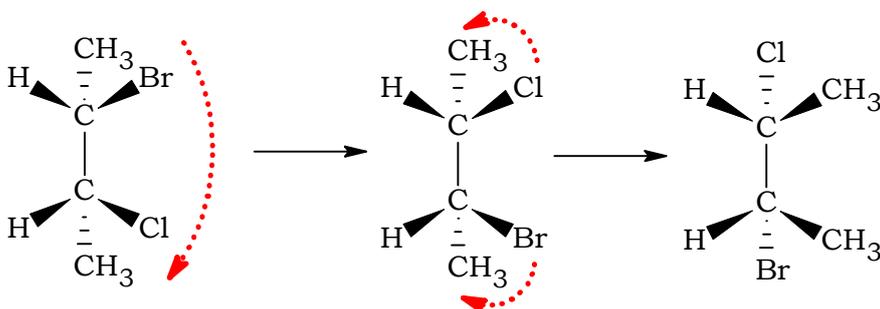
b) Diastereoisômeros: têm-se isômeros ópticos (*carbono quiral ou assimétrico). A primeira representação mostra a conformação trans e a segunda mostra a conformação cis.



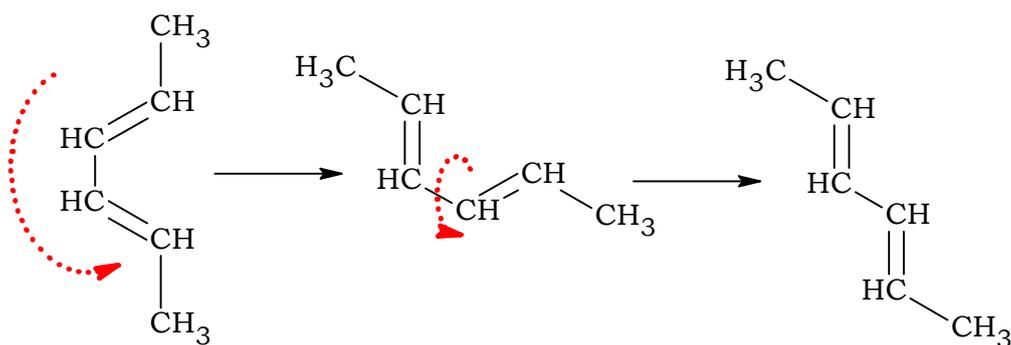
c) Isômeros constitucionais (posição): a posição do cloro é diferente nos ciclos.



d) Representações diferentes de um mesmo composto: fazendo-se, na primeira molécula, as rotações adequadas obtém-se a segunda molécula.



e) Representações diferentes de um mesmo composto: fazendo-se a movimentação adequada da primeira molécula e a rotação na ligação C – C, obtém-se a segunda molécula.



2ª Questão (valor 1,0) – Um cientista prepara uma amostra de 1,1 g do isótopo C_{11} do carbono de extrema pureza. Esse isótopo é radioativo, iniciando seu decaimento após a preparação (instante inicial $t_0 = 0$). Sabendo-se que sua meia-vida é de 21 min, calcule a massa restante de C_{11} no instante $t = 1 \text{ h}$ e 31 min.

Dados fornecidos no cabeçalho da prova:

Número	2	3	4	5	6	7	10	13	14	15
log	0,301	0,477	0,602	0,699	0,778	0,845	1	1,114	1,146	1,176
ln	0,693	1,097	1,386	1,609	1,792	1,946	2,303	2,565	2,639	2,708

Resolução:

$p = 21 \text{ min}$ (meia-vida ou período de semidesintegração)

$t = 1 \text{ h e } 31 \text{ min} = 60 \text{ min} + 31 \text{ min} = 91 \text{ min}$

$$t = n \times p \Rightarrow n = \frac{t}{p} = \frac{91 \text{ min}}{21 \text{ min}}$$

$$m_0 = 1,1 \text{ g}; \quad n = \frac{91}{21} \approx 4,33; \quad \log 2 = 0,301; \quad \log 10 = 1$$

$$m = \frac{m_0}{2^n} \Rightarrow \frac{m}{m_0} = 2^{-n}$$

$$\frac{m}{1,1} = 2^{-4,33}$$

$$\log\left(\frac{m}{1,1}\right) = \log 2^{-4,33} \Rightarrow \log\left(\frac{m}{1,1}\right) = -4,33 \times \log 2 \Rightarrow \log\left(\frac{m}{1,1}\right) = -4,33 \times 0,301$$

$$\log\left(\frac{m}{1,1}\right) = -1,303 \quad (\text{I})$$

$$-1,303 = -\underbrace{1}_{\log 10} - \underbrace{0,303}_{\approx \log 2} = (-\log 10 - \log 2) = -\log(10 \times 2) = -\log 20$$

Substituindo $-\log 20$ em (I), vem:

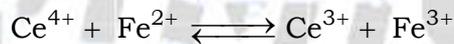
$$1 \log \left(\frac{m}{1,1} \right) = -\log 20 \Rightarrow 1 \log \left(\frac{m}{1,1} \right) + \log 20 = 0$$

$$1 \log \left(\frac{m}{1,1} \times 20 \right) = 0$$

$$\frac{m}{1,1} \times 20 = 10^0 \Rightarrow \frac{m}{1,1} \times 20 = 1$$

$$m = \frac{1,1}{20} = 0,055 \text{ g}$$

3ª Questão (valor 1,0) – Titulou-se uma solução 0,15 molar de Fe^{2+} com Ce^{4+} com um eletrodo de platina mergulhado em 40,0 mL da solução e acoplado a um eletrodo de referência por meio de uma ponte salina. A titulação, conforme a reação abaixo, foi monitorada pela leitura de um voltímetro.



Calcule a **força eletromotriz** (fem) indicada nesse voltímetro após a adição de 8,0 mL de uma solução de Ce^{4+} 0,15 molar, a 298 K.

Dados fornecidos no cabeçalho da prova:

Potencial-padrão de redução para o $\text{Ce}^{4+} | \text{Ce}^{3+}$: +1,7 V

Potencial-padrão de redução para o $\text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+}$: +0,8 V

$\log 4 = 0,602$

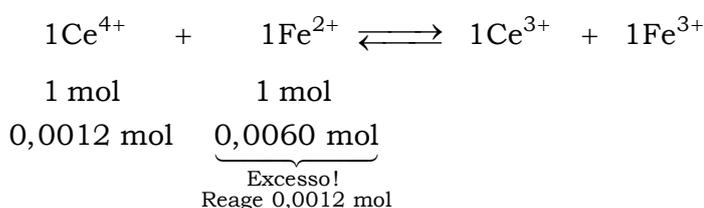
Resolução:

$$\left. \begin{array}{l} [\text{Fe}^{2+}] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ V = 40 \text{ mL} = 0,04 \text{ L} \end{array} \right\} n_{\text{Fe}^{2+}} = [\text{Fe}^{2+}] \times V$$

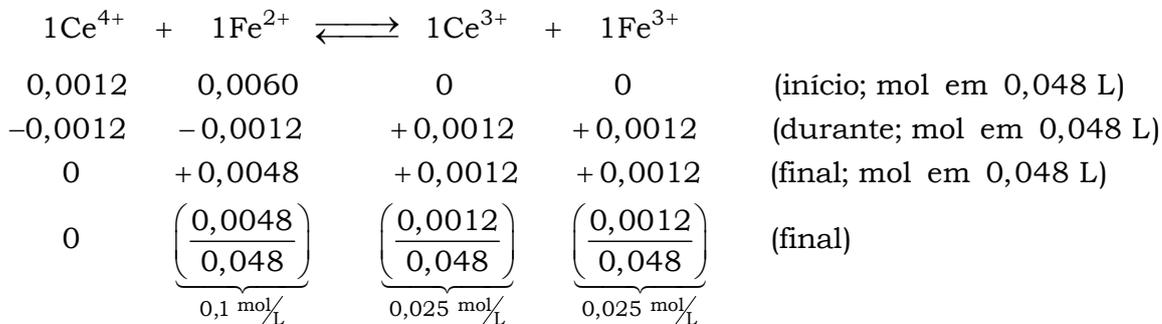
$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,04 \text{ L} = 0,0060 \text{ mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} [\text{Ce}^{4+}] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ V = 8 \text{ mL} = 0,008 \text{ L} \end{array} \right\} n_{\text{Ce}^{4+}} = [\text{Ce}^{4+}] \times V$$

$$n_{\text{Ce}^{4+}} = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,008 \text{ L} = 0,0012 \text{ mol}$$

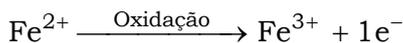


$$V_{\text{total}} = 40,0 \text{ mL} + 8,0 \text{ mL} = 48,0 \text{ mL} = 0,048 \text{ L}$$



Utilizando a equação de Nernst para os íons ferro, vem:

$$\log 4 = 0,602$$



$$n = 1$$

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

$$E = E^0 - \frac{0,059}{1} \times \log \left[\frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]} \right]$$

$$E = 0,8 - \frac{0,059}{1} \times \log \left(\frac{0,1}{0,025} \right)$$

$$E = 0,8 - \frac{0,059}{1} \times \log 4 \Rightarrow E = 0,8 - 0,059 \times 0,602 = 0,764482 \text{ V}$$

$$E \approx 0,76 \text{ V}$$

4ª Questão (valor 1,0) – No preparo de uma solução, deseja-se substituir a utilização de massa de soluto (m_s) gramas de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) por sorbitol ($\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6$), sem alterar o ponto de ebulição da solução. Determine a massa de sorbitol a ser utilizada em função de m_s .

Dados fornecidos no cabeçalho da prova: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u.

Resolução:

Para que os pontos de ebulição das soluções sejam iguais, o número de mols de soluto da solução de sorbitol tem que ser igual ao número de mols soluto da solução de sacarose (o efeito coligativo será o mesmo).

Para o sorbitol ($\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6$):

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6} = 6 \times 12 + 14 \times 1 + 6 \times 16 = 182$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6} = 182 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6} = \frac{m_{\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6}}{M_{\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6}}$$

$$n_{\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6} = \frac{m_{\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6}}{182} \quad (\text{I})$$

Para a sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$):

$$C_{12}H_{22}O_{11} = 12 \times 12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 = 342$$

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{C_{12}H_{22}O_{11}} = m_s$$

$$n_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{m_s}{342} \text{ (II)}$$

Igualando (I) e (II), vem:

$$\frac{m_{C_6H_{14}O_6}}{182} = \frac{m_s}{342}$$

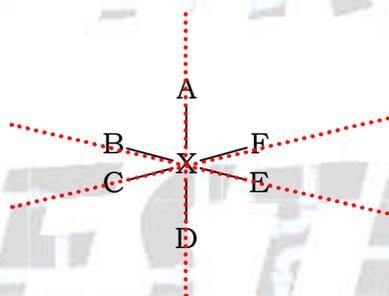
$$m_{C_6H_{14}O_6} = \frac{182}{342} \times m_s$$

$$m_{C_6H_{14}O_6} = 0,532 \times m_s$$

A massa de sorbitol será, aproximadamente, a metade da massa da sacarose.

5ª Questão (valor 1,0) – Determine o número de pares de enantiômeros para um composto de estrutura molecular octaédrica, cujo átomo central X esteja ligado a seis ligantes distintos (A, B, C, D, E e F) e que não possuam estereocentros. Justifique.

Resolução:



(Estrutura molecular octaédrica)

São seis ligantes que podem ser arranjados no mesmo eixo de dois em dois, por exemplo, A – D, B – E, C – F.

Utilizando a fórmula dos arranjos, vem:

$$A_{n,p} = \frac{n!}{(n-p)!} \quad (p \leq n)$$

$$A_{6,2} = \frac{6!}{(6-2)!}$$

$$A_{6,2} = \frac{6!}{4!} = \frac{6 \times 5 \times \cancel{4} \times \cancel{3} \times \cancel{2} \times 1}{4 \times \cancel{3} \times \cancel{2} \times 1}$$

$$A_{6,2} = 30 \text{ possibilidades de isômeros}$$

$$\text{Número de pares de isômeros} = \frac{30}{2} = 15 \text{ pares de isômeros}$$

6ª Questão (valor 1,0) – O modelo dos gases ideais, ou perfeitos, descreve bem o comportamento para a maioria dos casos, no entanto, foi necessário desenvolver modelos mais precisos dentre os quais se destaca a equação de Van der Waals. Deduza a equação de Van der Waals, assumindo que o volume da partícula/molécula não seja desprezível e existam interações entre as partículas/moléculas. Considere o seguinte:

- V é o volume do recipiente do gás;
- B é o volume total ocupado pelas moléculas do gás;
- As forças de atração são praticamente nulas no seio da mistura do gás: e
- Próximo às paredes do recipiente, as moléculas são atraídas ao centro com uma força proporcional ao quadrado da concentração do gás, o que reduz a intensidade dos impactos nas paredes do recipiente.

Resolução:

Supondo que as moléculas/partículas não possuam um volume igual a zero e possam ocupar todo o recipiente, tem-se a seguinte correção de volume:

$$V = V_{\text{ideal}} + B$$

$$V_{\text{ideal}} = V - B$$

$$P_{\text{ideal}} \times V_{\text{ideal}} = n \times R \times T$$

$$P_{\text{ideal}} \times (V - B) = n \times R \times T \quad (\text{I})$$

Como o próximo às paredes do recipiente, as moléculas são atraídas ao centro com uma força proporcional ao quadrado da concentração do gás, deve-se fazer uma correção da pressão, pois esta será menor do que a ideal.

a : constante de proporcionalidade

$$\text{Concentração} = \frac{n}{V}$$

$$P = P_{\text{ideal}} - a \left(\frac{n}{V} \right)^2$$

$$P_{\text{ideal}} = P + a \left(\frac{n}{V} \right)^2 \quad (\text{II})$$

Substituindo (I) em (II), vem:

$$\left[P + a \left(\frac{n}{V} \right)^2 \right] \times (V - B) = n \times R \times T$$

Levando-se em consideração o volume das próprias moléculas/partículas e fazendo-se a correção para \underline{n} mols ($B = nb$), obtém-se a equação de Van der Waals:

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2} \right) \times (V - nb) = n \times R \times T$$

7ª Questão (valor 1,0) – O RDX (ciclo-1,3,5-Trimetileno-2,4,6-trinitroamina) e o TNT (2-metil-1,3,5-trinitrobenzeno), quando misturados na proporção percentual 60/40 em massa, formam o “Composto B”. Considerando que cada munição contém 2,5 kg de “Composto B”, inicialmente mantido a 25 °C, determine a entalpia padrão teórica esperada na combustão completa de uma munição.

Dados fornecidos no cabeçalho da prova:

C = 12 u; N = 14 u; O = 16 u; H = 1 u.

$$\Delta H^\circ \text{ Formação } \text{H}_2\text{O} = -286,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

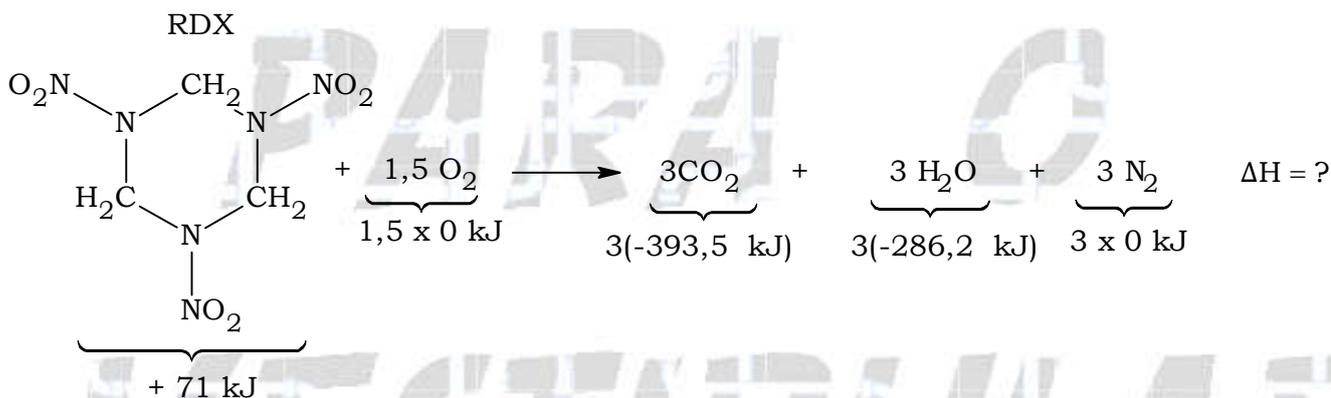
$$\Delta H^\circ \text{ Formação } \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^\circ \text{ Formação } \text{RDX} = +71 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^\circ \text{ Formação } \text{TNT} = -42 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Resolução:

A partir dos nomes e das estruturas dos compostos citados, vem:



$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = [3(-393,5 \text{ kJ}) + 3(-286,2 \text{ kJ}) + 3 \times 0 \text{ kJ}] - [+71 \text{ kJ} + 1,5 \times 0 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -1.180,5 \text{ kJ} - 858,6 \text{ kJ} - 71 \text{ kJ} = -2.110,1 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -2.110,1 \text{ kJ/mol RDX}$$

$$m_B = 2,5 \text{ kg} = 2.500 \text{ g}$$

$$p_{\text{RDX}} = 60 \%$$

$$m_{\text{RDX}} = \frac{60}{100} \times 2.500 \text{ g} = 1.500 \text{ g}$$

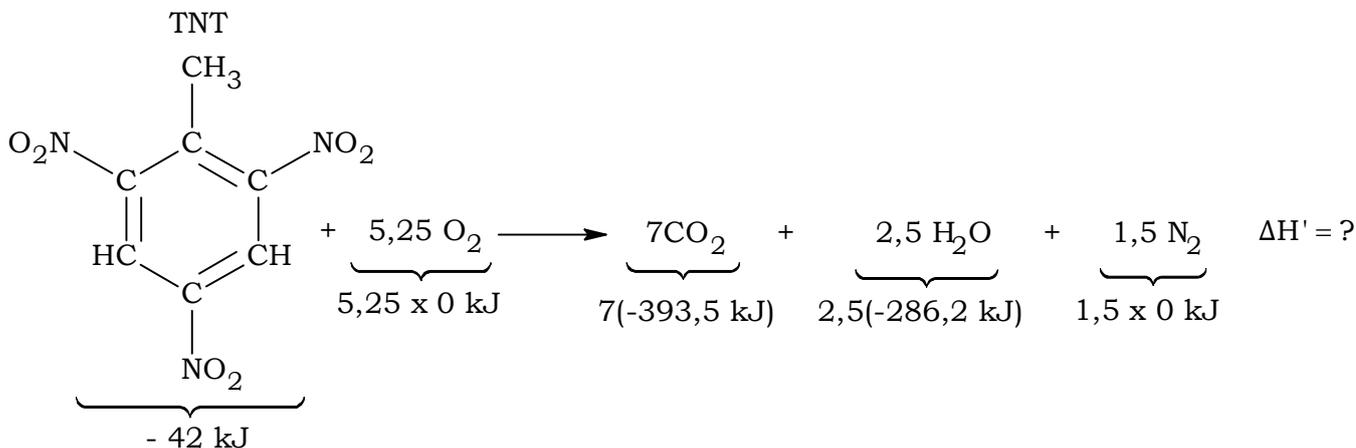
$$\text{RDX: } \text{C}_3\text{H}_6\text{N}_6\text{O}_6 = 3 \times 12 \text{ u} + 6 \times 1 \text{ u} + 6 \times 14 \text{ u} + 6 \times 16 \text{ u} = 222 \text{ u}$$

$$M_{\text{RDX}} = 222 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$222 \text{ g} \text{ ————— } 2.110,1 \text{ kJ liberados}$$

$$1.500 \text{ g} \text{ ————— } E_{\text{RDX}}$$

$$E_{\text{RDX}} = \frac{1.500 \text{ g} \times 2.110,1 \text{ kJ liberados}}{222 \text{ g}} = 14.257,4 \text{ kJ liberados}$$



$$\Delta H' = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H' = [7(-393,5 \text{ kJ}) + 2,5(-286,2 \text{ kJ}) + 1,5 \times 0 \text{ kJ}] - [-42 \text{ kJ} + 5,25 \times 0 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H' = -2.754,5 \text{ kJ} - 715,5 \text{ kJ} + 42 \text{ kJ}$$

$$\Delta H' = -3.428 \text{ kJ/mol TNT}$$

$$m_B = 2,5 \text{ kg} = 2.500 \text{ g}$$

$$p_{\text{TNT}} = 40 \%$$

$$m_{\text{TNT}} = \frac{40}{100} \times 2.500 \text{ g} = 1.000 \text{ g}$$

$$\text{TNT: } C_7H_5N_3O_6 = 7 \times 12 \text{ u} + 5 \times 1 \text{ u} + 3 \times 14 \text{ u} + 6 \times 16 \text{ u} = 227 \text{ u}$$

$$M_{\text{TNT}} = 227 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$227 \text{ g} \text{ ————— } 3.428 \text{ kJ liberados}$$

$$1.000 \text{ g} \text{ ————— } E_{\text{TNT}}$$

$$E_{\text{TNT}} = \frac{1.000 \text{ g} \times 3.428 \text{ kJ liberados}}{227 \text{ g}} = 15.101,3 \text{ kJ liberados}$$

Cálculo da entalpia padrão teórica esperada na combustão completa de uma munição:

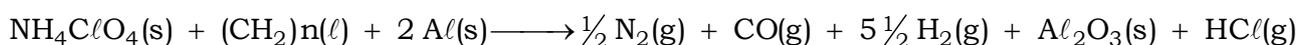
$$E_{\text{total}} = E_{\text{RDX}} + E_{\text{TNT}}$$

$$E_{\text{total}} = 14.257,4 \text{ kJ liberados} + 15.101,3 \text{ kJ liberados}$$

$$E_{\text{total}} = 29.358,7 \text{ kJ liberados}$$

$$\Delta H_B = -29.358,7 \text{ kJ}$$

8ª Questão (valor 1,0) – Um propelente (combustível) utilizado nos foguetes do Veículo Lançador de Satélites (VLS) contém alumínio, perclorato de amônia e resina de polibutadieno. Considere que esse combustível queime conforme a reação de oxirredução:



Se um dos reagentes estiver em excesso, haverá peso desnecessário no foguete. Um protótipo foi desenvolvido na proporção 4:1 em massa, entre o agente oxidante e o agente redutor, para um quilo da mistura. Desconsiderando a resina incorporada na massa deste propelente, determine:

a) Qual é o reagente limitante?

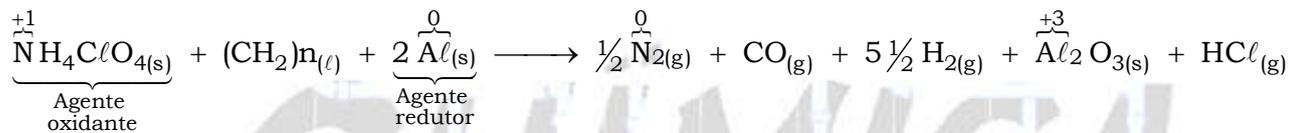
b) Qual o percentual da mistura de combustível é desperdiçada na queima do propelente nessa proporção?

Dados fornecidos no cabeçalho da prova:

C = 12 u; N = 14 u; O = 16 u; H = 1 u; Cl = 35 u; Al = 27 u.

Resolução:

a) O reagente limitante é o Al(s). Teremos:



$$m_{\text{total}} = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

$$\frac{m_{\text{oxidante}}}{m_{\text{reductor}}} = \frac{4}{1} \Rightarrow m_{\text{oxidante}} = 4 \times m_{\text{reductor}}$$

$$m_{\text{total}} = m_{\text{oxidante}} + m_{\text{reductor}}$$

$$m_{\text{total}} = 4 \times m_{\text{reductor}} + m_{\text{reductor}}$$

$$1.000 \text{ g} = 5 \times m_{\text{reductor}}$$

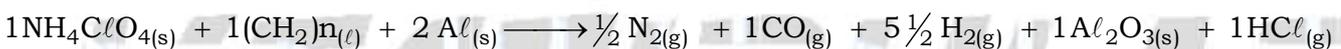
$$m_{\text{reductor}} = 200 \text{ g}$$

$$m_{\text{oxidante}} = 800 \text{ g}$$

$$\text{NH}_4\text{ClO}_4 = 1 \times 14 \text{ u} + 4 \times 1 \text{ u} + 1 \times 35 \text{ u} + 4 \times 16 \text{ u} = 117 \text{ u}$$

$$M_{\text{NH}_4\text{ClO}_4} = 117 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_{\text{Al}} = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$117 \text{ g} \quad \quad \quad 2 \times 27 \text{ g}$$

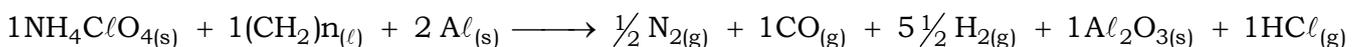
$$800 \text{ g} \quad \quad \quad 200 \text{ g}$$

$$\frac{(800 \times 2 \times 27)}{43.2000} > \frac{(200 \times 117)}{23.400}$$

NH₄ClO₄(s) : reagente em excesso

Al(s) : reagente limitante

b) A massa restante do reagente em excesso é desperdiçada na queima do propelente. Então:



$$117 \text{ g} \quad \quad \quad 2 \times 27 \text{ g}$$

$$m_{\text{NH}_4\text{ClO}_4} \quad \quad \quad 200 \text{ g}$$

$$m_{\text{NH}_4\text{ClO}_4} = \frac{117 \text{ g} \times 200 \text{ g}}{2 \times 27 \text{ g}} = 433,33 \text{ g (reage)}$$

$$m'_{\text{NH}_4\text{ClO}_4} = 800 \text{ g (em excesso)}$$

$$m_{\text{NH}_4\text{ClO}_4 \text{ restante}} = m'_{\text{NH}_4\text{ClO}_4} - m_{\text{NH}_4\text{ClO}_4}$$

$$m_{\text{NH}_4\text{ClO}_4 \text{ restante}} = 800 \text{ g} - 433,33 \text{ g} = 366,67 \text{ g}$$

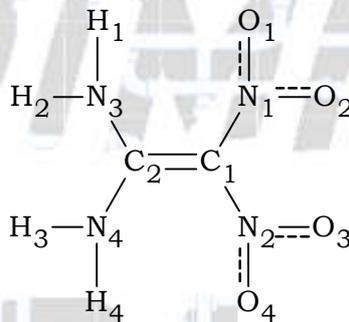
$$1.000 \text{ g} \text{ ————— } 100 \%$$

$$366,67 \text{ g} \text{ ————— } p$$

$$p = \frac{366,67 \text{ g} \times 100 \%}{1.000 \text{ g}}$$

$$p = 36,667 \% = 36,67 \%$$

9ª Questão (valor 1,0) – A figura abaixo é uma representação da estrutura do explosivo FOX-7 com a seguinte numeração arbitrária:



Baseado na estrutura do explosivo, explique:

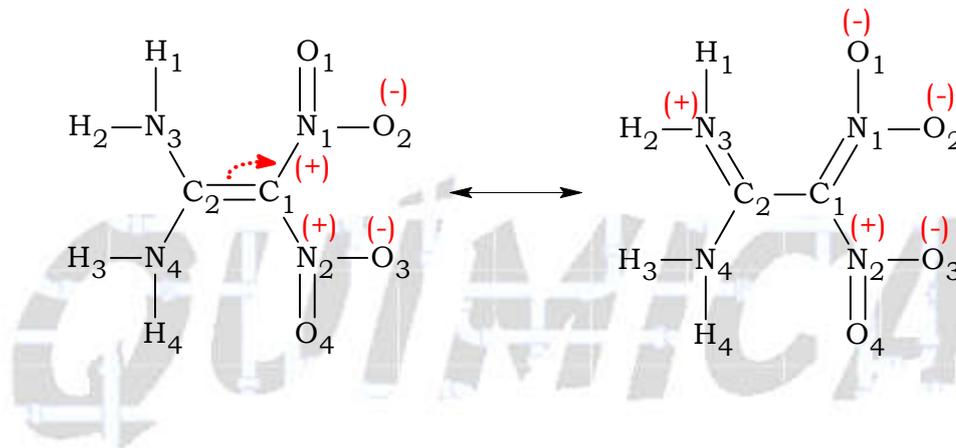
- Por que C₁ tem menor densidade eletrônica que C₂?
- Seria esperado que os átomos O₁ e O₂, assim como os átomos O₃ e O₄, tivessem valores de carga aproximadamente iguais?
- Por que das diferenças nos comprimentos das ligações de C₁ – N₁ e C₂ – N₃?

Resolução:

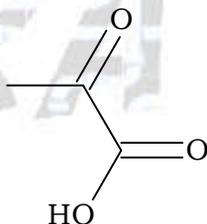
- Quanto mais elementos eletronegativos tiver o radical, mais forte será o efeito indutivo negativo ($-I_s$). C₁ tem menor densidade eletrônica que C₂, pois C₁ está ligado a dois grupos nitro ($-\text{NO}_2$) que são radicais mais elétron-atraentes do que os dois grupos amino ($-\text{NH}_2$) ligados a C₂.
- Sim, pois apresentam o mesmo tipo de ligações com os nitrogênios N₁ e N₂, respectivamente, e ressonância.

c) O comprimento de ligação em $C_1 - N_1$ é diferente de $C_2 - N_3$, pois N_1 está ligado a átomos de oxigênio que são mais eletronegativos do que os átomos de hidrogênio ligados a N_3 , ou seja, a densidade eletrônica é maior em C_2 e isto influencia no comprimento da ligação. Além disso, a ressonância existente nos grupos nitro ($-NO_2$) influencia no comprimento da ligação $C_1 - N_1$. O caráter de ligação dupla em $C_1 - N_1$ é menor do que em $C_2 - N_3$.

No exemplo a seguir, uma entre várias possibilidades, percebe-se a alteração nos comprimentos das ligações.



10ª Questão (valor 1,0) – O ácido pirúvico é um alfacetoácido que serve como intermediário no Ciclo de Krebs do metabolismo celular, cuja estrutura é demonstrada abaixo:

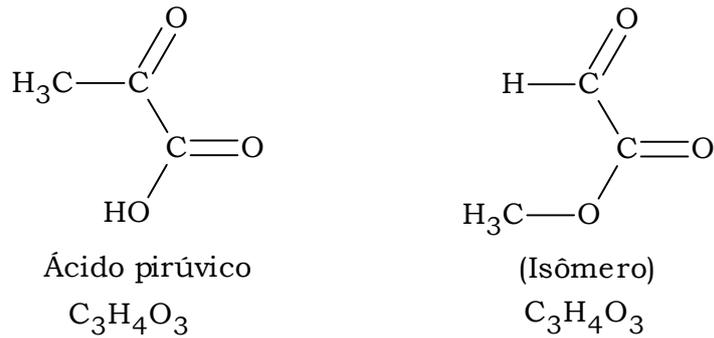


Em relação ao ácido pirúvico:

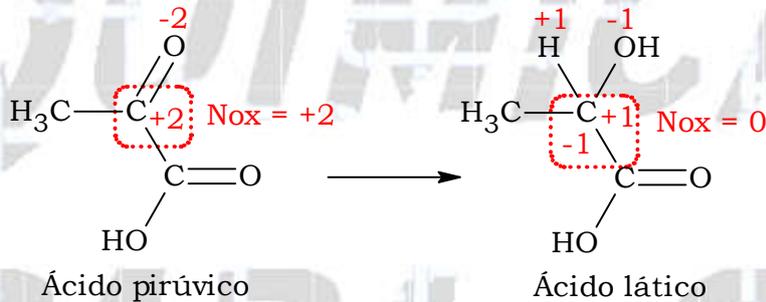
- Escreva a fórmula estrutural plana de um isômero do ácido pirúvico;
- Especifique se a conversão de ácido pirúvico em ácido láctico (ácido 2-hidroxi-propanoico), que pode ocorrer na respiração anaeróbica, trata-se de uma reação de redução ou uma reação de oxidação;
- Escreva a fórmula estrutural plana do glicol (diol), que ao ser oxidado com o permanganato de potássio, produz o Ácido Pirúvico (obtenção laboratorial); e
- Escreva a fórmula estrutural plana do cloreto de acila, que após reagir com o cianeto de potássio, forma um intermediário, o qual é hidrolisado a ácido pirúvico (obtenção laboratorial).

Resolução:

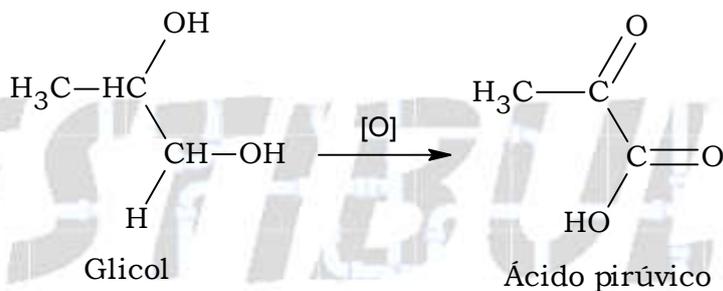
a) Fórmula estrutural plana de um isômero do ácido pirúvico:



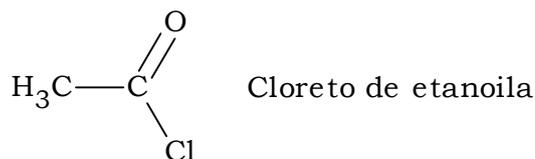
b) A conversão de ácido pirúvico em ácido láctico trata-se de uma reação de redução, pois ocorre diminuição do Nox do carbono indicado de +2 para 0.



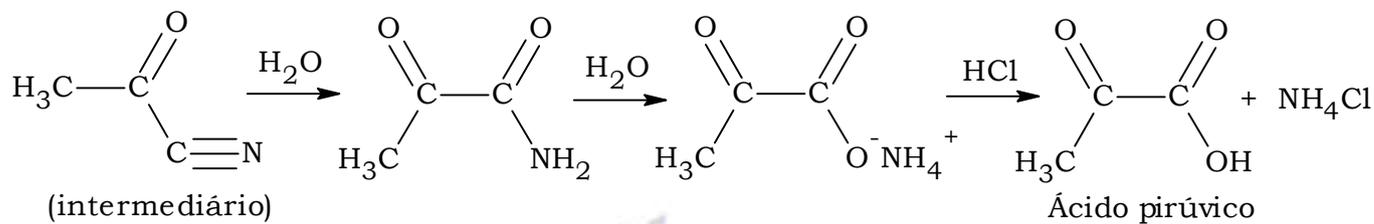
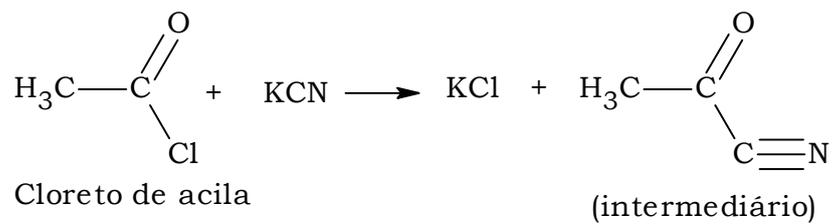
c) Fórmula estrutural plana do glicol (diol), que ao ser oxidado com o permanganato de potássio, produz o Ácido Pirúvico:



d) Fórmula estrutural plana do cloreto de acila, que após reagir com o cianeto de potássio, forma um intermediário, o qual é hidrolisado a ácido pirúvico:



Observação teórica:



QUÍMICA

PARA O

VESTIBULAR