

FMJ 2021 - MEDICINA
FACULDADE DE MEDICINA DE JUNDIAÍ

01. Em um experimento para analisar a reatividade de ametais, soluções de três haletos de sódio, NaX, NaY e NaZ, foram misturadas com soluções aquosas dos halogênios I₂, Br₂ e Cl₂. A tabela mostra as observações e os resultados das reações de deslocamento ocorridas.

	Solução de I ₂	Solução de Br ₂	Solução de Cl ₂
NaX	Nada ocorre	Formação de sólido cinza no fundo do tubo	Formação de sólido cinza no fundo do tubo
NaY	Nada ocorre	Nada ocorre	Formação de líquido marrom no fundo do tubo
NaZ	Nada ocorre	Nada ocorre	Nada ocorre

Depois de finalizadas as reações, os produtos obtidos foram isolados e algumas de suas propriedades físicas foram analisadas. O aquecimento dos resíduos gerou, imediatamente, a formação de vapores coloridos.

a) Escreva a fórmula do haleto NaX. Dê o nome da mudança de estado ocorrida no aquecimento do sólido cinza.

b) Qual dos halogênios utilizados no experimento é o mais reativo? Justifique sua resposta por meio de equações químicas, utilizando as fórmulas apresentadas na tabela.

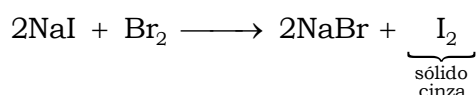
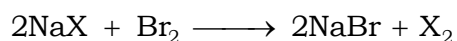
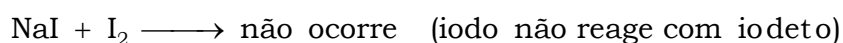
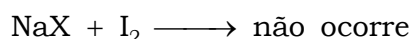
Resolução:

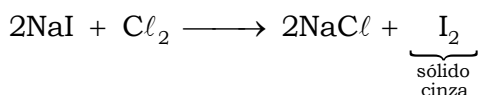
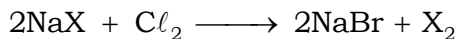
a) Fórmula do haleto NaX: NaI.

Justificativa:

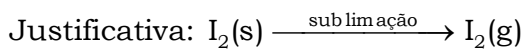
	Solução de I ₂	Solução de Br ₂	Solução de Cl ₂
NaX	Nada ocorre	Formação de sólido cinza no fundo do tubo	Formação de sólido cinza no fundo do tubo

De acordo com a tabela:





Nome da mudança de estado ocorrida no aquecimento do sólido cinza: sublimação.



Ocorre mudança de estado físico de agregação sólido para gasoso.

b) O halogênio mais reativo é o cloro.

Pela observação da tabela fornecida, vem:

	Solução de I_2	Solução de Br_2	Solução de Cl_2
NaX	Nada ocorre	Formação de sólido cinza no fundo do tubo	Formação de sólido cinza no fundo do tubo
NaY	Nada ocorre	Nada ocorre	Formação de líquido marrom no fundo do tubo
NaZ	Nada ocorre	Nada ocorre	Nada ocorre

3 “nada ocorre” para o I_2

2 “nada ocorre” para o Br_2

1 “nada ocorre” para o Cl_2

Quanto **maior** a quantidade de **não ocorrências**, menor a reatividade, ou seja, o I_2 compõe a solução menos reativa.

0 “ocorrências” para o I_2

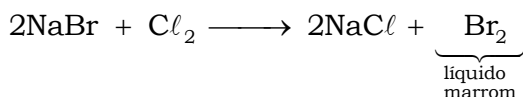
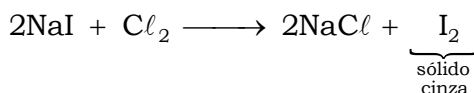
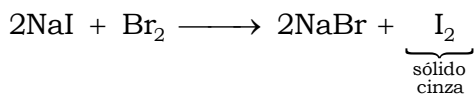
1 “ocorrência” para o Br_2

2 “ocorrências” para o Cl_2

Quanto **maior** a quantidade de **ocorrências**, maior a reatividade, ou seja, o Cl_2 compõe a solução mais reativa.

Justificativa por meio de equações químicas:

Formação de sólido cinza no fundo do tubo e de líquido marrom:

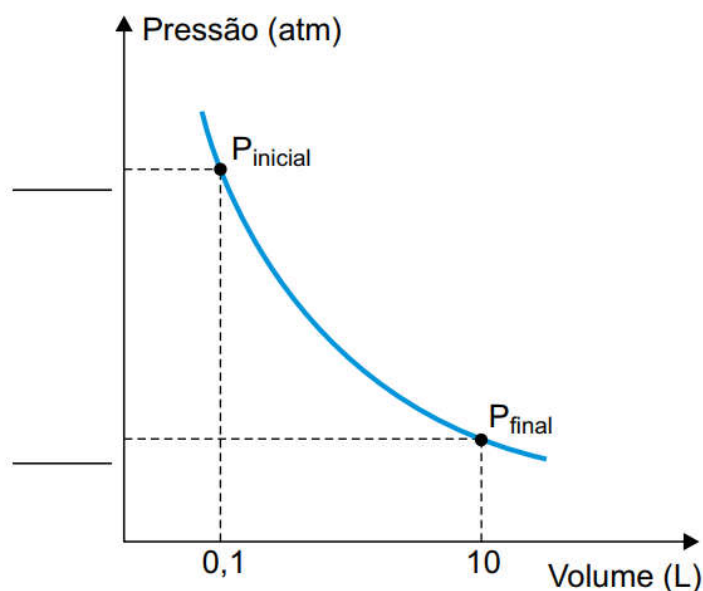


02. Ar sintético é uma mistura de 20 % de O_2 com outros gases, principalmente N_2 , utilizado como comburente em processos industriais diversos e na calibração de equipamentos de laboratório. Um cilindro de 1 m^3 (1000 L) contém ar sintético a uma pressão de 150 atm , à temperatura de 300 K , e é utilizado para a combustão de gás hidrogênio, conforme a equação:



a) Considere que uma amostra de 100 mL de ar sintético seja retirada do cilindro original e transferida para um recipiente de capacidade igual a 10 L . Preencha o gráfico existente no campo de Resolução e Resposta indicando, no eixo das ordenadas, as pressões inicial e final do ar sintético, mantendo-se a temperatura constante. Esboce, no mesmo gráfico, uma curva mostrando o que acontece com a pressão final quando a temperatura sobe 20% em relação ao valor inicial, mantendo-se o volume constante.

Campo de Resolução e Resposta:



b) Considerando a constante universal dos gases igual a $0,08\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, calcule o número de mols de O_2 existentes no cilindro. Determine quantos mols de H_2O devem ser produzidos quando todo o conteúdo do cilindro é utilizado como comburente na reação com o hidrogênio gasoso.

Resolução:

a) Tem-se ar sintético a uma pressão inicial de 150 atm , à temperatura constante de 300 K . Considerando uma amostra de 100 mL ($0,1\text{ L}$) de ar sintético retirada do cilindro original e transferida para um recipiente de capacidade igual a 10 L , vem:

$T = 300\text{ K}$ (constante); transformação isotérmica.

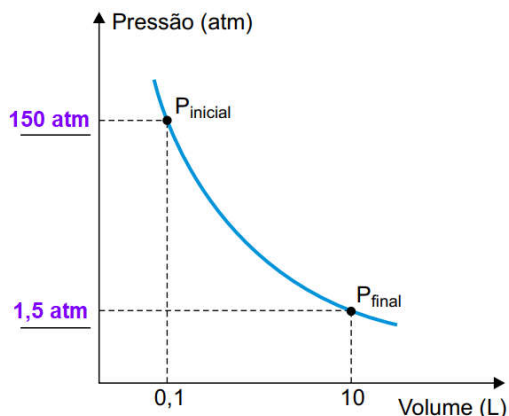
$P \times V = k$

$$\left. \begin{array}{l} P_{\text{inicial}} = 150 \text{ atm} \\ V_{\text{inicial}} = 0,1 \text{ L} \\ P_{\text{final}} = ? \\ V_{\text{final}} = 10 \text{ L} \end{array} \right\} P_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = P_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

$$150 \text{ atm} \times 0,1 \text{ L} = P_{\text{final}} \times 10 \text{ L}$$

$$P_{\text{final}} = \frac{150 \text{ atm} \times 0,1 \text{ L}}{10 \text{ L}} = 1,5 \text{ atm}$$

Fora de escala, teremos:



A temperatura sobe 20 % em relação ao valor inicial, mantendo-se o volume constante (transformação isovolumétrica ou isocórica).

$$V = 10 \text{ L (constante)}$$

$$P_{\text{inicial}} = 1,5 \text{ atm (valor final da transformação isotérmica)}$$

$$T_{\text{inicial}} = 300 \text{ K}$$

$$P_{\text{final}} = ?$$

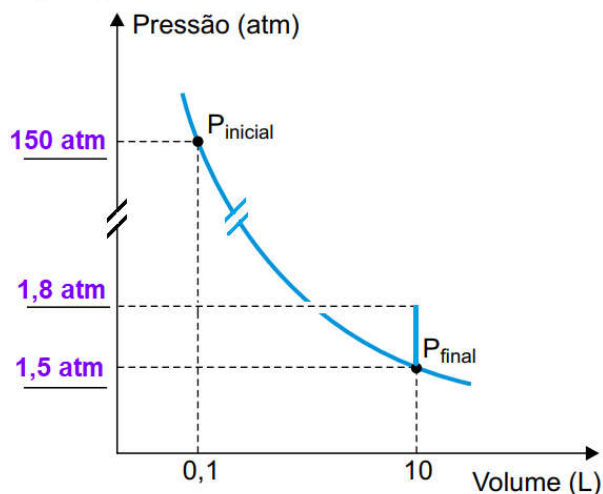
$$T_{\text{final}} = T_{\text{inicial}} + \frac{20}{100} \times T_{\text{inicial}} = 1,2 \times T_{\text{inicial}} = 1,2 \times 300 \text{ K}$$

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

$$\frac{1,5 \text{ atm}}{300 \text{ K}} = \frac{P_{\text{final}}}{1,2 \times 300 \text{ K}}$$

$$P_{\text{final}} = 1,5 \times 1,2 \text{ atm} = 1,8 \text{ atm}$$

Fora de escala teremos:



b) Cálculo do número de mols de O₂ existentes no cilindro:

$$\frac{p_i}{P} = \frac{v_i}{V} = \frac{n_i}{n} = X_i$$

$$\frac{v_i}{V} (\% \text{ volume de O}_2 \text{ no cilindro}) = 20\% = \frac{20}{100}$$

$$\frac{p_i}{P} = \frac{v_i}{V} \Rightarrow \frac{p_{O_2}}{P} = \frac{v_{O_2}}{V}$$

$$\frac{p_{O_2}}{150 \text{ atm}} = \frac{20}{100}$$

$$p_{O_2} = 150 \text{ atm} \times \frac{20}{100} = 30 \text{ atm}$$

$$R = 0,08 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$T = 300 \text{ K}$$

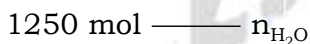
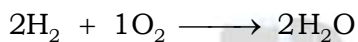
$$V_{\text{cilindro}} = 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

$$p_{O_2} \times V_{\text{cilindro}} = n_{O_2} \times R \times T$$

$$30 \text{ atm} \times 1000 \text{ L} = n_{O_2} \times 0,08 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 300 \text{ K}$$

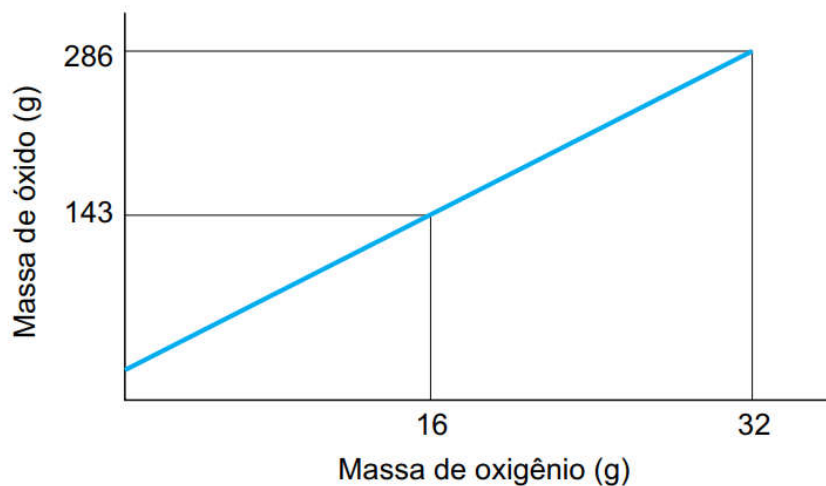
$$n_{O_2} = \frac{30 \text{ atm} \times 1000 \text{ L}}{0,08 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 300 \text{ K}} = 1250 \text{ mol}$$

Determinação da quantidade de mols de H₂O:



$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1250 \text{ mol} \times 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 2500 \text{ mol}$$

03. Um metal X, muito utilizado em construção civil, ao ser oxidado forma um óxido de fórmula X₂O. O gráfico mostra a relação entre a massa de oxigênio e a massa do óxido desse metal.



Um estudante, ao realizar a oxidação desse metal em laboratório, obteve 3,18 g de um óxido, consumindo, para sua formação, 0,64 g de O₂.

a) Escreva a equação balanceada que representa a reação entre o metal X e o gás oxigênio, formando X₂O. Calcule a massa molar do metal X.

b) Calcule a porcentagem, em massa, do metal X no óxido obtido pelo estudante. Com base nas leis ponderais, determine se o óxido obtido pelo estudante é o mesmo que o representado no gráfico.

Resolução:

a) O gráfico fornece a relação entre a massa de oxigênio em gramas e a massa do óxido em gramas.

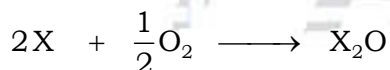
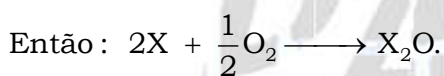
$$O_2 = 2 \times 16 = 32 \text{ (vide tabela periódica)}$$

$$M_{O_2} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Massa de oxigênio (g) : Massa de óxido (g)

$$\begin{array}{l} 16 \text{ g} \quad : \quad 143 \text{ g} \\ 32 \text{ g} \quad : \quad 286 \text{ g} \end{array}$$

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{16 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{1}{2} \text{ mol}$$



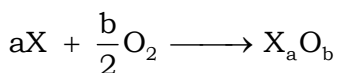
$$2 \times M_X \quad 16 \text{ g} \quad 143 \text{ g}$$

$$2 \times M_X + 16 \text{ g} = 143 \text{ g}$$

$$M_X = \frac{143 \text{ g} - 16 \text{ g}}{2} = 63,5 \text{ g}$$

$$M_X = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Um estudante, ao realizar a oxidação desse metal em laboratório, obteve 3,18 g de um óxido, consumindo, para sua formação, 0,64 g de O₂.



$$0,64 \text{ g} \quad 3,18 \text{ g}$$

$$3,18 \text{ g} \text{ ————— } 100 \%$$

$$0,64 \text{ g} \text{ ————— } p_o$$

$$p_o = \frac{0,64 \text{ g} \times 100 \%}{3,18 \text{ g}} = 20,125 \%$$

$$100 \% = p_o + p_x$$

$$100 \% = 20,125 \% + p_x$$

$$p_x = 100 \% - 20,125 \% = 79,875 \% \text{ (porcentagem de X no óxido do estudante)}$$

Cálculo da porcentagem de X no óxido X_2O representado no gráfico:

$$X_2O = 143; X = 63,5$$

$$143 \text{ g} \text{ ————— } 100 \%$$

$$2 \times 63,5 \text{ g} \text{ ————— } p'_X$$

$$p'_X = \frac{2 \times 63,5 \text{ g} \times 100 \%}{143 \text{ g}} = 88,811 \%$$

$$p_X \neq p'_X \Rightarrow 79,875 \neq 88,811 \%$$

Conclusão: o óxido obtido pelo estudante não é o mesmo óxido representado no gráfico.

04. O hidróxido de sódio (NaOH – massa molar = 40 g/mol) é um material altamente higroscópico, ou seja, absorve grande quantidade de água quando exposto ao ambiente. Um técnico de laboratório preparou 500 mL de solução de NaOH, pesando 4,0 g dessa substância, que estava exposta ao ambiente durante certo tempo. Para verificar a concentração da solução preparada, ele titulou uma amostra de 20 mL da solução preparada, o que consumiu 36 mL da solução titulante de HCl de concentração 0,1 mol/L.

a) Equacione a reação de ionização do HCl com água. Determine a geometria do cátion formado nessa reação.

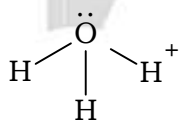
b) Calcule a massa de água absorvida pelo NaOH enquanto ficou exposto ao ambiente.

Resolução:

a) Equação da reação de ionização do HCl com água:



Geometria do cátion H_3O^+ formado: piramidal.



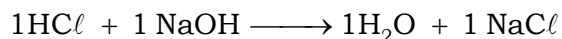
b) $m_{NaOH \text{ hidratado}} = 4,0 \text{ g}$

$$[HCl] = 0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$V = 36 \text{ mL} = 36 \times 10^{-3} \text{ L}$$

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

$$n_{HCl} = 0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1} \times 36 \times 10^{-3} \text{ L} = 3,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$



$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}}$$

$$3,6 \times 10^{-3}\text{ mol} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{40\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow m_{\text{NaOH}} = 3,6 \times 10^{-3}\text{ mol} \times 40\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 144 \times 10^{-3}\text{ g} \text{ (em 20 mL)}$$

$$144 \times 10^{-3}\text{ g} \text{ ——— 20 mL (amostra da solução preparada pelo técnico)}$$

$$m_{\text{NaOH}} \text{ ——— 500 mL (volume total da solução preparada pelo técnico)}$$

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{144 \times 10^{-3}\text{ g} \times 500\text{ mL}}{20\text{ mL}} = 3,6\text{ g}$$

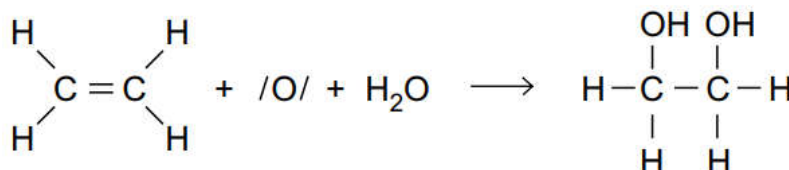
$$m_{\text{NaOH hidratado}} = m_{\text{NaOH}} + m_{\text{água}}$$

$$4,0\text{ g} = 3,6\text{ g} + m_{\text{água}}$$

$$m_{\text{água}} = 4,0\text{ g} - 3,6\text{ g}$$

$$m_{\text{água}} = 0,4\text{ g}$$

05. O teste de Bayer é utilizado na identificação de alcenos e consiste na mistura de uma solução alcalina de KMnO_4 (158 g/mol), um sal de coloração roxa, e uma solução do composto orgânico a ser testado. Se o composto for um alceno, como o C_2H_4 (28 g/mol), ocorrerá a formação de um diálcool, conforme a sequência de reações equacionadas a seguir.



Atuando como oxidante, o átomo de manganês presente no KMnO_4 pode variar seu número de oxidação em até 5 unidades.

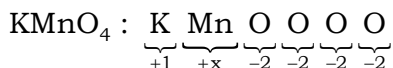
a) Escreva o símbolo do íon manganês obtido quando o íon permanganato atua como oxidante e o átomo de manganês varia seu número de oxidação em 5 unidades. Qual molécula, dentre as apresentadas nas equações, possui a menor polaridade?

b) Calcule a massa de reagente em excesso na mistura de 3,16 g de KMnO_4 com 2,10 g de C_2H_4 . Determine a massa de diálcool obtida nessa mistura.

Resolução:

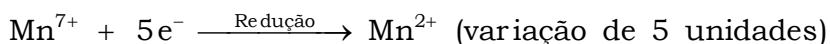
a) Símbolo do íon manganês obtido com a variação de 5 unidades no Nox: Mn^{2+} .

$KMnO_4$ atua como oxidante.

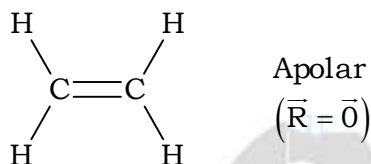


$$+1 + x - 2 - 2 - 2 - 2 = 0$$

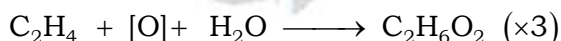
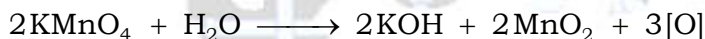
$$x = +7$$



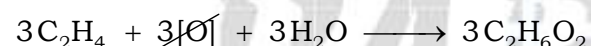
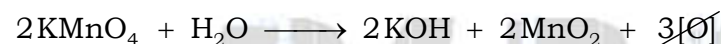
Molécula que possui a menor polaridade:



b) Cálculo da massa do reagente em excesso:

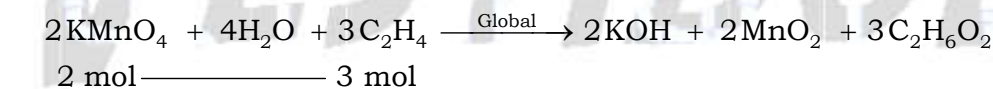


Então:

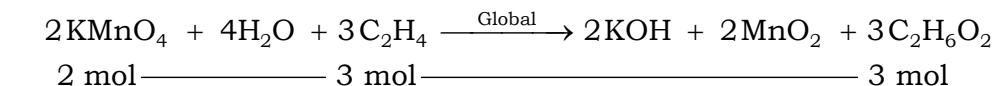


$$\left. \begin{array}{l} m_{KMnO_4} = 3,16 \text{ g} \\ M_{KMnO_4} = 158 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{array} \right\} n_{KMnO_4} = \frac{m_{KMnO_4}}{M_{KMnO_4}} = \frac{3,16 \text{ g}}{158 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,02 \text{ mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} m_{C_2H_4} = 2,10 \text{ g} \\ M_{C_2H_4} = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{array} \right\} n_{C_2H_4} = \frac{m_{C_2H_4}}{M_{C_2H_4}} = \frac{2,10 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,075 \text{ mol}$$



$$0,02 \text{ mol} \text{ ————— } \underbrace{0,075 \text{ mol}}_{\text{Excesso}}$$



$$0,02 \text{ mol} \text{ ————— } 0,03 \text{ mol} \text{ ————— } 0,03 \text{ mol}$$

$$n_{C_2H_4 \text{ em excesso}} = 0,075 \text{ mol} - 0,03 \text{ mol} = 0,045 \text{ mol}$$

$$0,045 \text{ mol} = \frac{m_{C_2H_4 \text{ em excesso}}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$m_{C_2H_4 \text{ em excesso}} = 0,045 \text{ mol} \times 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{C_2H_4 \text{ em excesso}} = 1,26 \text{ g}$$

Determinação da massa do diálcool obtida:

$$C_2H_6O_2 = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 2 \times 16 = 62 \text{ (vide tabela periódica)}$$

$$M_{C_2H_6O_2} = 62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{C_2H_6O_2} = 0,03 \text{ mol}$$

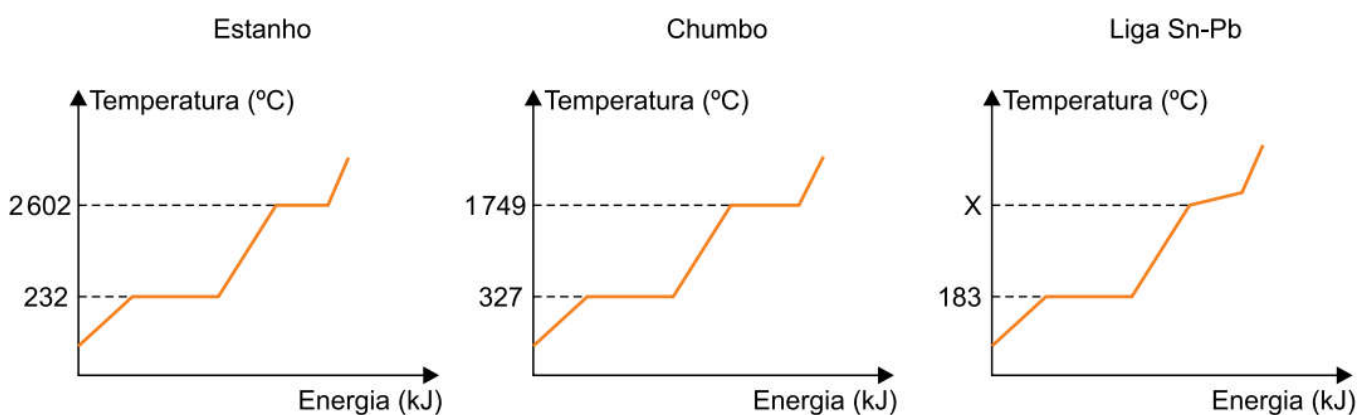
$$n_{C_2H_6O_2} = \frac{m_{C_2H_6O_2}}{M_{C_2H_6O_2}}$$

$$0,03 \text{ mol} = \frac{m_{C_2H_6O_2}}{62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

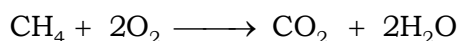
$$m_{C_2H_6O_2} = 0,03 \text{ mol} \times 62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{C_2H_6O_2} = 1,86 \text{ g}$$

06. Ligas metálicas podem ser produzidas a partir da fusão dos metais puros e posterior mistura dos metais derretidos. Uma liga metálica muito utilizada no cotidiano é formada pela mistura de chumbo com estanho, na proporção de 37 % de chumbo e 63 % de estanho. Os gráficos mostram a curva de aquecimento dos metais isolados e da liga formada pela mistura dos metais.



Considere que, para aquecer os metais até sua fusão, utiliza-se como combustível o metano (CH_4), cuja equação de combustão está representada a seguir.

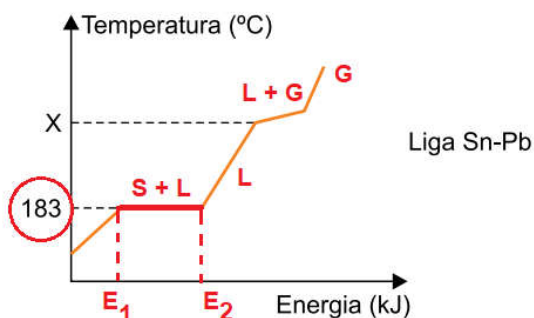


a) Com base na análise das curvas de aquecimento, dê o nome da mistura que constitui a liga Sn-Pb. Considerando os efeitos coligativos da adição de um soluto não volátil a um solvente, a temperatura de ebulição X deve estar acima de qual valor?

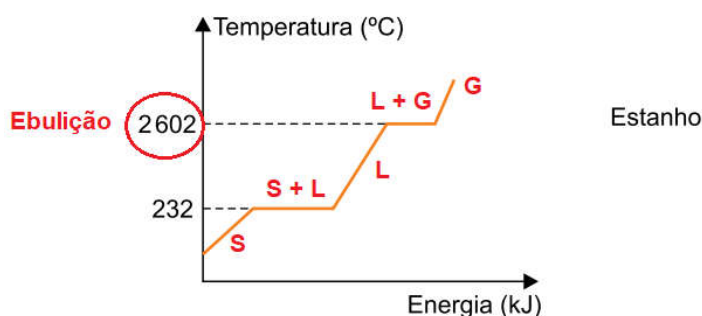
b) Considerando que o calor de fusão do estanho (massa molar = 119 g/mol) é igual a 7 kJ/mol, e que as entalpias-padrão de CH_4 , CO_2 e H_2O são, respectivamente, -76 kJ/mol, -394 kJ/mol e -286 kJ/mol, calcule a massa de estanho, em gramas, que pode ser derretida pelo calor gerado na queima de 1 mol de CH_4 .

Resolução:

a) Nome da mistura que constitui a liga Sn – Pb : eutética, pois durante a fusão a temperatura permanece constante no valor de 183 °C.

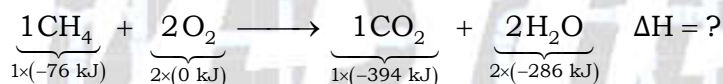


A adição de um soluto não volátil a um solvente dificulta a ebulição, ou seja, ela deve ocorrer em uma temperatura mais elevada do que a temperatura de ebulição do solvente puro. A liga é formada pela mistura de chumbo com estanho, na proporção de 37 % de chumbo e 63 % de estanho. Como o estanho está em maior porcentagem, ele é o solvente.



Conclusão: a temperatura de ebulição deve estar acima de 2602 °C.

b) Cálculo da energia liberada na queima de 1 mol de CH₄ :



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

$$\Delta H = [1 \times (-394 \text{ kJ}) + 2 \times (-286 \text{ kJ})] - [1 \times (-76 \text{ kJ}) + 2 \times (0 \text{ kJ})]$$

$$\Delta H = (-394 - 572 + 76 - 0) \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -890 \text{ kJ / mol}$$

Cálculo da massa de estanho pode ser “derretido” com a absorção de 890 kJ:

Calor de fusão do estanho = 7 kJ / mol

1 mol de Sn = 119 g (vide tabela periódica)

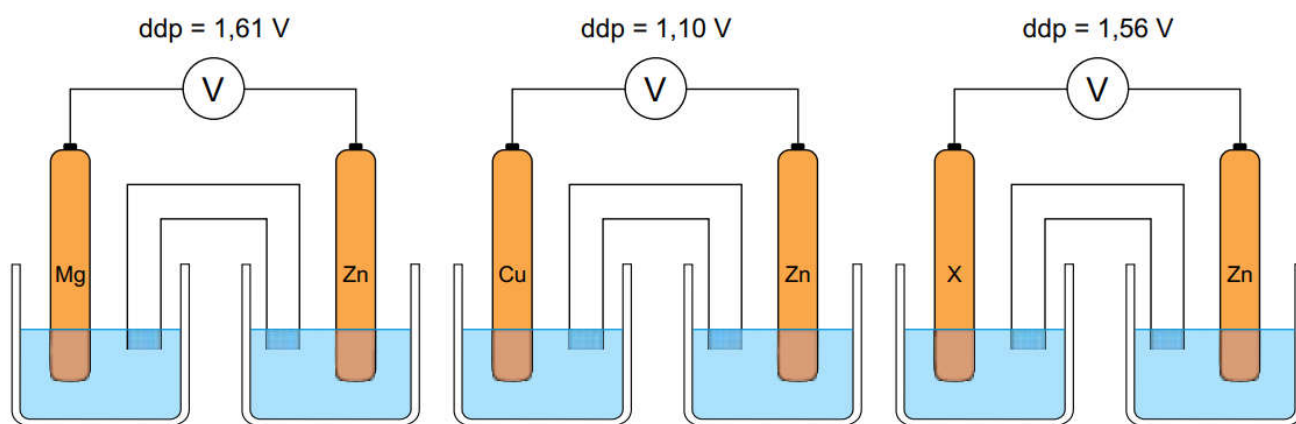
$$119 \text{ g} \text{ ————— } 7 \text{ kJ}$$

$$m_{\text{Sn}} \text{ ————— } 890 \text{ kJ}$$

$$m_{\text{Sn}} = \frac{119 \text{ g} \times 890 \text{ kJ}}{7 \text{ kJ}}$$

$$m_{\text{Sn}} = 15.130 \text{ g}$$

07. Em um estudo sobre pilhas eletroquímicas, foram montadas três pilhas de Daniel formadas por eletrodos metálicos mergulhados em 200 mL de soluções 1,0 mol/L de seus respectivos sais. Em cada pilha, um eletrodo de zinco foi conectado a um dos metais: magnésio, cobre e metal X, como mostra a figura.



A tabela apresenta os potenciais de redução dos íons Mg^{2+} , Zn^{2+} e Cu^{2+} .

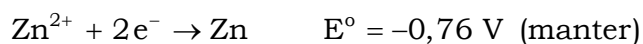
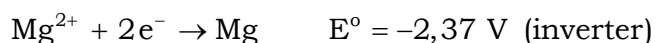
Íon	E° (V)
Mg^{2+} / Mg	- 2,37
Zn^{2+} / Zn	- 0,76
Cu^{2+} / Cu	+ 0,34

a) Qual o sentido dos elétrons pelo fio condutor na pilha formada por eletrodos de magnésio e zinco? Considerando que o metal X é mais nobre que o cobre, determine o valor de seu potencial de redução.

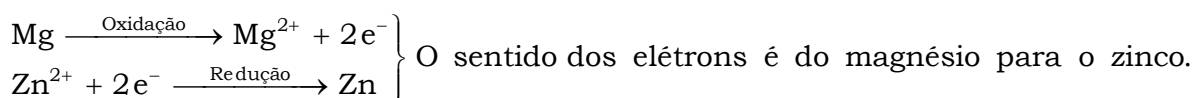
b) Considerando que na pilha de zinco e cobre passa pelo fio condutor uma carga elétrica de 0,04 Faraday, calcule o aumento da concentração, em mol/L, da solução do ânodo.

Resolução:

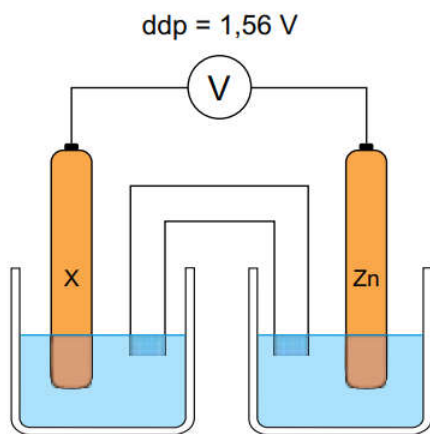
a) Análise dos eletrodos:



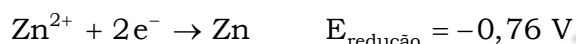
$$-0,76 \text{ V} > -2,37 \text{ V}$$



De acordo com a figura:

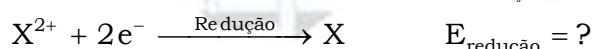
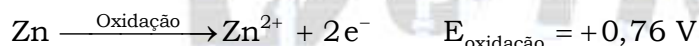


$$\Delta E (\text{ddp}) = +1,56 \text{ V}$$



X é mais nobre do que o cobre, logo sofre redução em relação ao Zn.

Então:



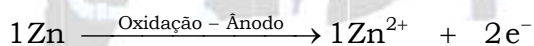
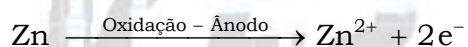
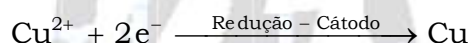
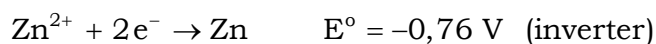
$$\Delta E (\text{ddp}) = E_{\text{oxidação}} + E_{\text{redução}}$$

$$+1,56 \text{ V} = +0,76 \text{ V} + E_{\text{redução}}$$

$$E_{\text{redução}} = +1,56 \text{ V} - 0,76 \text{ V}$$

$$E_{\text{redução}} = +0,80 \text{ V}$$

b) Na pilha de zinco e cobre passa pelo fio condutor uma carga elétrica de 0,04 Faraday :



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

$$n_{\text{Zn}^{2+}} \text{ — } 0,04 \times F$$

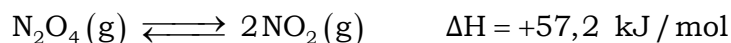
$$n_{\text{Zn}^{2+}} = \frac{1 \text{ mol} \times 0,04 \times F}{2 \times F} = 0,02 \text{ mol}$$

$$V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$[\text{Zn}^{2+}]_{\text{aumento}} = \frac{n_{\text{Zn}^{2+}}}{V} = \frac{0,02 \text{ mol}}{0,2 \text{ L}}$$

$$[\text{Zn}^{2+}]_{\text{aumento}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

08. Em um recipiente com capacidade para 0,5 L é colocado N_2O_4 , que sofre decomposição de acordo com a equação a seguir:

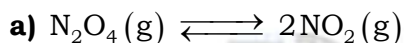


Esse equilíbrio, a 25 °C, apresenta constante de equilíbrio $K_p = 0,16$. Quando o equilíbrio é atingido, verifica-se que a pressão parcial do N_2O_4 , medida a 25 °C, é igual a 0,25 atm.

a) Escreva a expressão da constante de equilíbrio em função das pressões parciais dos gases (K_p) para a decomposição do N_2O_4 . Calcule a pressão parcial do NO_2 quando o equilíbrio é atingido, a 25 °C.

b) O que acontecerá com o rendimento da reação se o sistema inicial for transferido para um recipiente com capacidade para 1 L? O que acontecerá com o valor da constante de equilíbrio se a temperatura do sistema for aumentada?

Resolução:



$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{p_{N_2O_4}} \quad (\text{Expressão da constante de equilíbrio em função das pressões parciais})$$

Cálculo da pressão parcial do NO_2 no equilíbrio utilizando a fórmula anterior:

$$K_p = 0,16$$

$$p_{N_2O_4} = 0,25 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{p_{N_2O_4}}$$

$$0,16 = \frac{(p_{NO_2})^2}{0,25}$$

$$(p_{NO_2})^2 = 0,16 \times 0,25$$

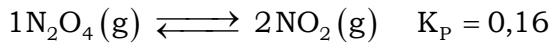
$$(p_{NO_2})^2 = 0,04$$

$$p_{NO_2} = \sqrt{0,04} = 0,2$$

$$p_{NO_2} = 0,2 \text{ atm}$$

Outro modo:

Cálculo da pressão parcial do NO₂ no equilíbrio:



p_i	0	(início; atm)
-p	+2p	(durante; atm)
0,25 atm	+2p	(equilíbrio; atm)

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

$$0,16 = \frac{(2p)^2}{0,25}$$

$$4p^2 = 0,16 \times 0,25$$

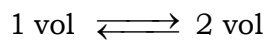
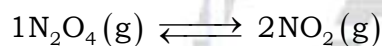
$$p^2 = \frac{0,16 \times 0,25}{4} = 10^{-2}$$

$$p = \sqrt{10^{-2}} = 0,1 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NO}_2} = 2p = 2 \times 0,1 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NO}_2} = 0,2 \text{ atm}$$

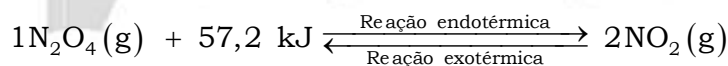
b) O volume inicial é de 0,5 L e o volume final, depois da transferência é de 1 L, ou seja, haverá um aumento de volume e conseqüente diminuição da pressão. Quando a pressão do sistema diminui, o equilíbrio é deslocado no sentido do menor número de mols ou menor volume.



$$P \times V = k$$

$$P \downarrow \times V \uparrow = k \Rightarrow \text{deslocamento para a direita.}$$

Conclusão: o equilíbrio será deslocado para a direita e o rendimento da reação direta aumentará.



A elevação da temperatura favorece a reação endotérmica (direta) e, conseqüentemente, mais NO₂ será formado, ou seja, a concentração de NO₂ aumentará e a pressão parcial do NO₂ também.

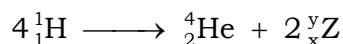
$$K_p \uparrow = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2 \uparrow}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} \quad \text{ou} \quad K_c \uparrow = \frac{[\text{NO}_2]^2 \uparrow}{[\text{N}_2\text{O}_4]^1}$$

Conclusão: o valor da constante de equilíbrio aumentará.

09. Dizemos que uma estrela está “viva” quando ocorrem reações de fusão termonucleares no seu núcleo. Em estrelas como o Sol, as reações mais importantes são as que produzem, como resultado líquido, a transformação de quatro núcleos de hidrogênio (quatro prótons) em um núcleo de hélio (partícula alfa).

(www.if.ufrgs.br)

A equação que representa a produção do núcleo de hélio pode ser dada por:

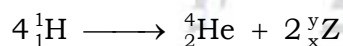


A fusão nuclear também pode ser realizada a partir da colisão entre núcleos de deutério (${}_1^2\text{H}$) e trítio (${}_1^3\text{H}$), que também formam hélio-4, emitindo uma partícula nuclear.

- a)** Determine os valores de x e y, correspondentes aos números atômico e de massa da partícula Z.
- b)** Equacione a reação de fusão nuclear entre os isótopos deutério e trítio. Identifique a partícula nuclear formada nessa reação, além do hélio-4.

Resolução:

a) A partir da equação $4 {}_1^1\text{H} \longrightarrow {}_2^4\text{He} + 2 {}_x^y\text{Z}$, vem:



$$4 \times 1 = 4 + 2y$$

$$y = \frac{4 - 4}{2} = 0$$

$$y = 0$$

$$4 \times 1 = 2 + 2x$$

$$x = \frac{4 - 2}{2} = 1$$

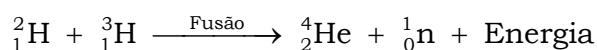
$$x = 1$$

$${}_x^y\text{Z} \Rightarrow {}_{+1}^0\text{Z} \Rightarrow {}_{+1}^0\beta \text{ (pósitron)}$$

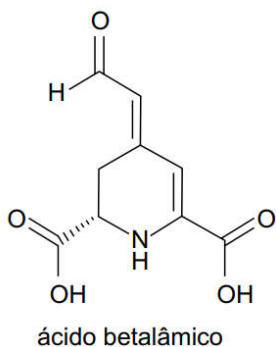
Número atômico de Z é igual a 1.

Número de massa de Z é igual a 0.

b) De acordo com o texto, a fusão nuclear pode ser realizada a partir da colisão entre núcleos de deutério (${}_1^2\text{H}$) e trítio (${}_1^3\text{H}$), formando hélio-4 e emitindo uma partícula nuclear. Então:



10. Uma pesquisa desenvolvida pelo Instituto de Química da Universidade de São Paulo está utilizando o ácido betalâmico, um derivado da betanina, corante extraído da beterraba, para produzir um pigmento de cor azul chamado BeetBlue. A figura apresenta a fórmula estrutural do ácido betalâmico e o corante BeetBlue.



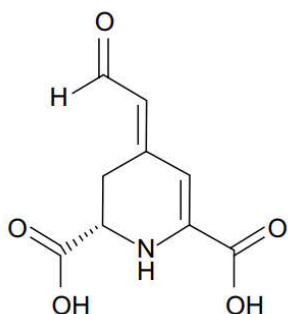
corante BeetBlue

(revistapesquisa.fapesp.br)

a) Cite o nome das funções oxigenadas existentes em uma molécula de ácido betalâmico.

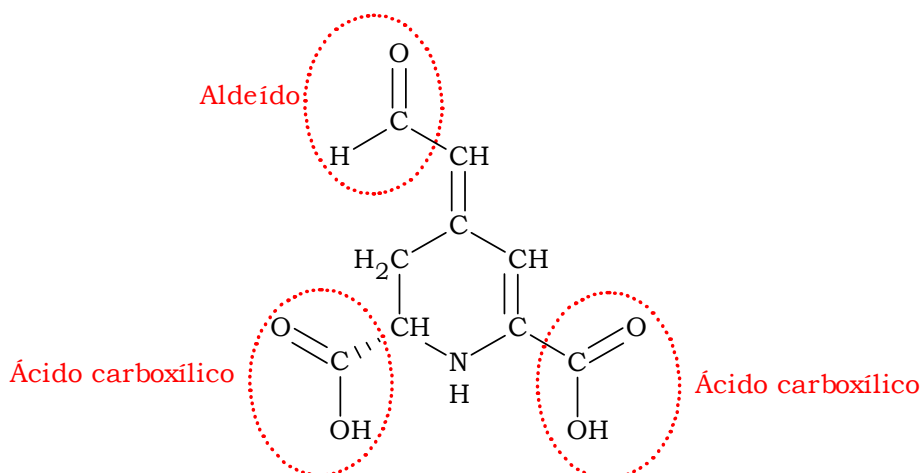
b) Assinale, na estrutura existente no campo de Resolução e Resposta, o carbono assimétrico presente na molécula do ácido betalâmico. Escreva a fórmula estrutural do isômero geométrico do ácido betalâmico.

Campo de Resolução e Resposta:

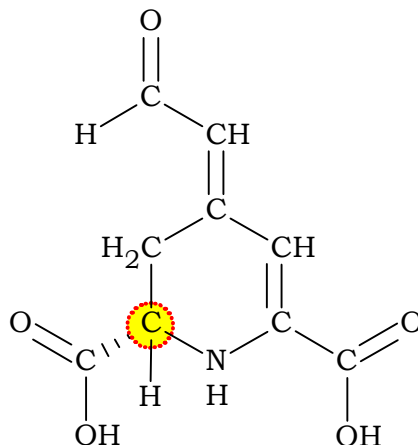


Resolução:

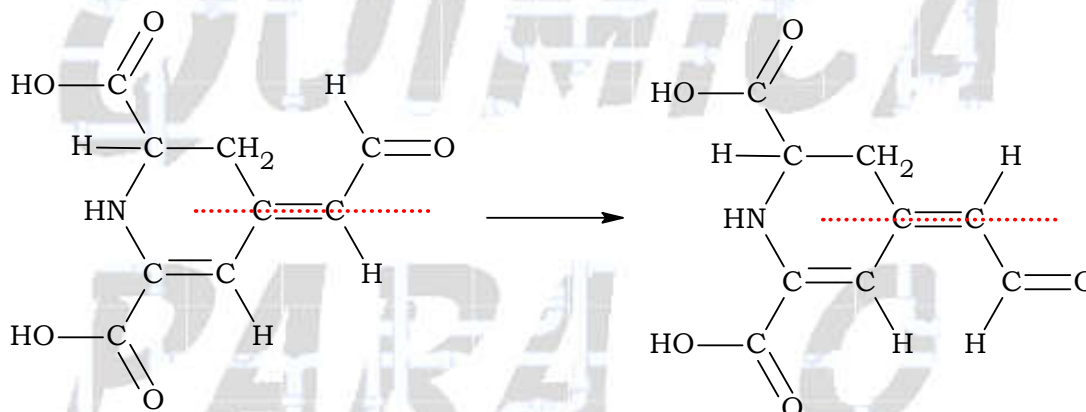
a) Nome das funções oxigenadas existentes em uma molécula de ácido betalâmico: aldeído e ácido carboxílico.



b) Indicação do átomo de carbono quiral ou assimétrico (carbono ligado a quatro ligantes diferentes entre si):



Fórmulas estruturais dos isômeros geométricos do ácido betalâmico:



Dado:

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA

1 1 H hidrogênio 1,01	2 2 He hélio 4,00											13 5 B boro 10,8	14 6 C carbono 12,0	15 7 N nitrogênio 14,0	16 8 O oxigênio 16,0	17 9 F flúor 19,0	18 10 Ne neônio 20,2
3 3 Li lítio 6,94	4 4 Be berílio 9,01											13 13 Al alumínio 27,0	14 14 Si silício 28,1	15 15 P fósforo 31,0	16 16 S enxofre 32,1	17 17 Cl cloro 35,5	18 18 Ar argônio 40,0
11 11 Na sódio 23,0	12 12 Mg magnésio 24,3	3 21 Sc escândio 45,0	4 22 Ti titânio 47,9	5 23 V vanádio 50,9	6 24 Cr cromo 52,0	7 25 Mn manganês 54,9	8 26 Fe ferro 55,8	9 27 Co cobalto 58,9	10 28 Ni níquel 58,7	11 29 Cu cobre 63,5	12 30 Zn zinco 65,4	13 31 Ga gálio 69,7	14 32 Ge germânio 72,6	15 33 As arsênio 74,9	16 34 Se selênio 79,0	17 35 Br bromo 79,9	18 36 Kr criptônio 83,8
37 37 Rb rubídio 85,5	38 38 Sr estrôncio 87,6	39 39 Y ítrio 88,9	40 40 Zr zircônio 91,2	41 41 Nb nióbio 92,9	42 42 Mo molibdênio 96,0	43 43 Tc tecnécio	44 44 Ru rútenio 101	45 45 Rh ródio 103	46 46 Pd paládio 106	47 47 Ag prata 108	48 48 Cd cádmio 112	49 49 In índio 115	50 50 Sn estanho 119	51 51 Sb antimônio 122	52 52 Te telúrio 128	53 53 I iodo 127	54 54 Xe xenônio 131
55 55 Cs césio 133	56 56 Ba bário 137	57-71 lantanoides	72 72 Hf hafnício 178	73 73 Ta tântalo 181	74 74 W tungstênio 184	75 75 Re rênio 186	76 76 Os ósio 190	77 77 Ir íridio 192	78 78 Pt platina 195	79 79 Au ouro 197	80 80 Hg mercúrio 201	81 81 Tl talho 204	82 82 Pb chumbo 207	83 83 Bi bismuto 209	84 84 Po polônio	85 85 At astato	86 86 Rn radônio
87 87 Fr frâncio	88 88 Ra rádio	89-103 actinoides	104 104 Rf rutherfordório	105 105 Db dúbnio	106 106 Sg seabórgio	107 107 Bh bohrio	108 108 Hs hássio	109 109 Mt meitnério	110 110 Ds darmstádio	111 111 Rg roentgênio	112 112 Cn copernício	113 113 Nh nihônio	114 114 Fl fleróvio	115 115 Mc moscóvio	116 116 Lv livermório	117 117 Ts tenessino	118 118 Og oganessônio

número atômico
Símbolo
nome
massa atômica

57 57 La lantânio 139	58 58 Ce cério 140	59 59 Pr praseodímio 141	60 60 Nd neodímio 144	61 61 Pm promécio	62 62 Sm samário 150	63 63 Eu europóio 152	64 64 Gd gadolínio 157	65 65 Tb térbio 159	66 66 Dy disprósio 163	67 67 Ho hólmio 165	68 68 Er érbio 167	69 69 Tm itúlio 169	70 70 Yb itêrbio 173	71 71 Lu lutécio 175
89 89 Ac actínio	90 90 Th tório 232	91 91 Pa protactínio 231	92 92 U urânio 238	93 93 Np neptúnio	94 94 Pu plutônio	95 95 Am américio	96 96 Cm cúrio	97 97 Bk berquélio	98 98 Cf califórnia	99 99 Es einstênio	100 100 Fm fêrmio	101 101 Md mendelévio	102 102 No nobélio	103 103 Lr laurêncio

Notas: Os valores de massas atômicas estão apresentados com três algarismos significativos. Não foram atribuídos valores às massas atômicas de elementos artificiais ou que tenham abundância pouco significativa na natureza. Informações adaptadas da tabela IUPAC 2016.