

Estequiometria

1. (IME) No equipamento esquematizado na figura abaixo, as torneiras A, B e C estão inicialmente fechadas. O compartimento 1 de volume 2,00 L contém oxigênio sob pressão de 1,80 atm. O compartimento 2 contém nitrogênio. O compartimento 3 de volume 1,00 L contém nitrogênio e uma certa quantidade de sódio metálico. Executam-se, então, isotermicamente, as três operações descritas a seguir:

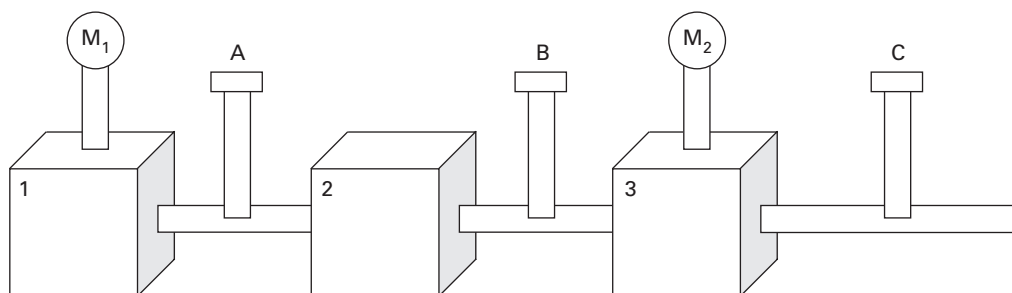
- 1ª) mantendo-se a torneira A fechada, abrem-se B e C e faz-se o vácuo nos recipientes 2 e 3, sem alterar a quantidade de sódio existente em 3;
- 2ª) fecham-se B e C e abre-se A, constatando que, após atingir o equilíbrio, o manômetro M_1 indica uma pressão de 1,20 atm;
- 3ª) fecha-se A e abre-se B, verificando que, atingindo o equilíbrio, o manômetro M_2 indica uma pressão de 0,300 atm.

Finalmente, fecha-se a torneira B e eleva-se a temperatura do recipiente 3 até $77,0^\circ\text{C}$, quando então, a pressão indicada por M_2 é de 0,400 atm.

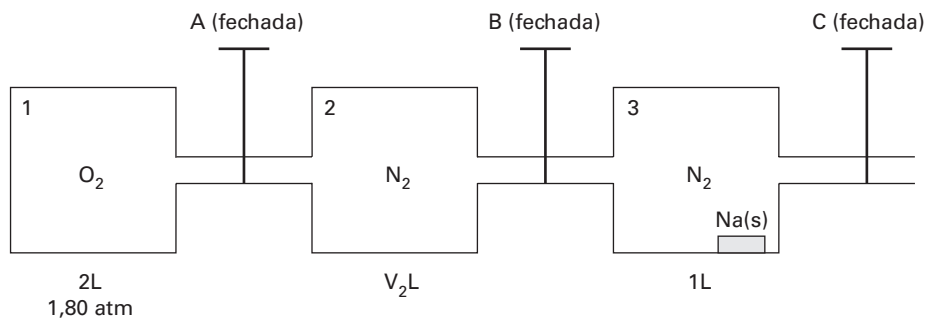
Calcule a massa inicial de sódio, considerando que, antes da elevação da temperatura, todo o sódio se transforma em óxido de sódio, e que os volumes das tubulações e dos sólidos (sódio e seu óxido) são desprezíveis.

Dado: Massa atômica do sódio = 23,0u

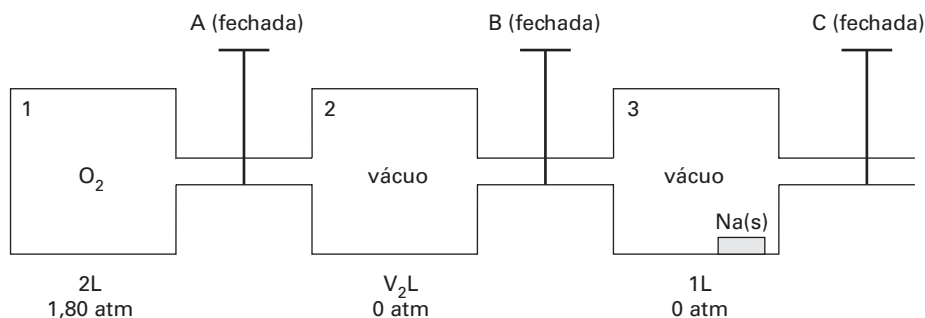
$R = 82,0 \times 10^{-6} \text{m}^3 \times \text{atm/K} \times \text{mol}$

**Resolução:**

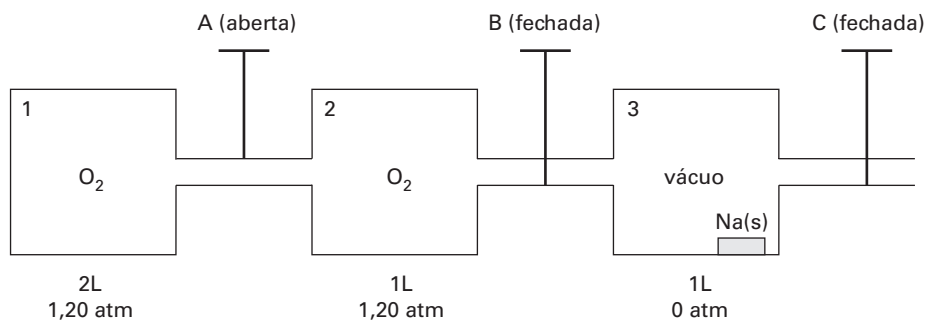
- 1) Estado inicial



2) Depois de abrir B e C, fazer o vácuo em 2 e 3 e fechá-las novamente.

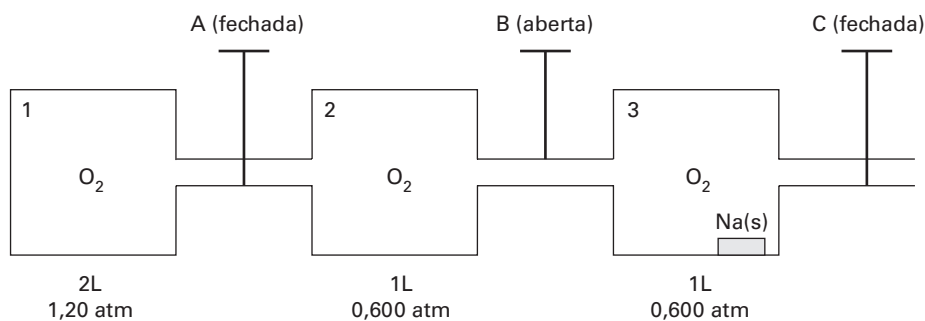


3) Depois de abrir A

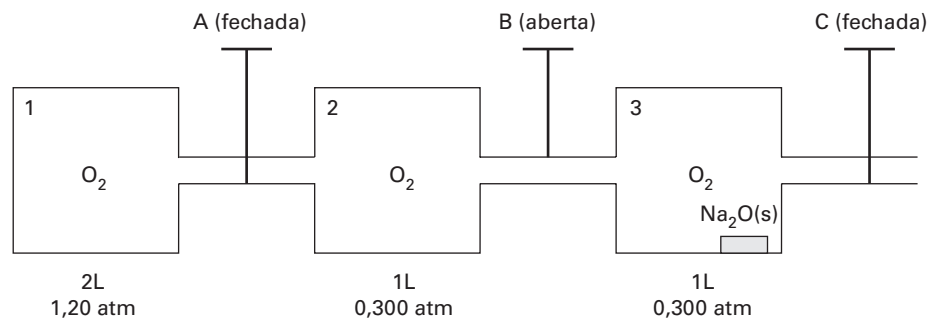


$$2 \text{ L} \times 1,80 \text{ atm} = (2 + V_2) \text{ L} \times 1,20 \text{ atm} \quad \therefore V_2 = 1 \text{ L}$$

4) Depois de fechar A e abrir B, **antes** de o O₂ reagir com o Na.



5) Depois de todo o Na ter reagido com O₂



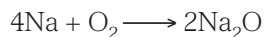
6) Depois de fechar B e aquecer 3 até 77°C = 350 K a pressão do O₂ subiu para 0,400 atm em 3. Sendo T K a temperatura antes do aquecimento:

$$\frac{0,300 \text{ atm}}{TK} = \frac{0,400 \text{ atm}}{350K} \quad T = 262,5 \text{ K}$$

Volume de O_2 que reagiu com todo o sódio

$V_{O_2} = 2 \text{ L a } 0,300 \text{ atm e } 262,5 \text{ K} = 2 \text{ L a } 0,400 \text{ atm e } 350 \text{ K}$

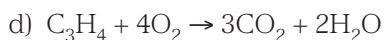
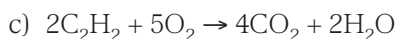
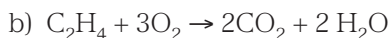
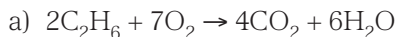
$$n_{O_2} = \frac{0,300 \times 2}{0,082 \times 262,5} = 0,028 \text{ mol}$$



$$\left\{ \begin{array}{l} 4 \times 23 \text{ g} \text{ ——— } 1 \text{ mol} \\ \quad \quad \quad x \text{ ——— } 0,028 \text{ mol} \end{array} \right.$$

$$x = 2,58 \text{ g (Resposta)}$$

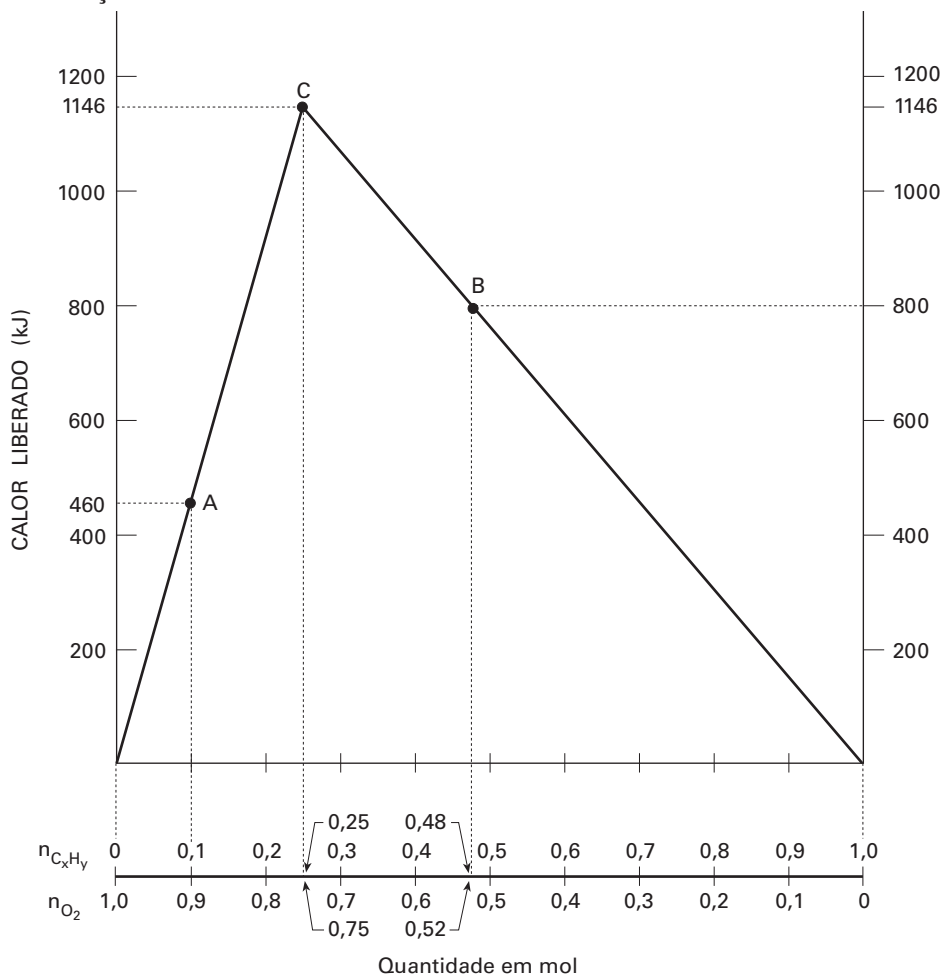
2. Considere as reações equacionadas abaixo:



Verifica-se experimentalmente que na combustão total de uma mistura contendo 0,1 mol de C_xH_y e 0,9 mol de O_2 há liberação de 460 kJ. Por outro lado, verifica-se experimentalmente que na combustão total de uma mistura contendo 0,48 mol do mesmo C_xH_y e 0,52 mol de O_2 há liberação de 800 kJ.

Com os dados fornecidos determine qual das reações (a, b, c ou d) ocorreu.

Resolução:



Quando a reação ocorre na proporção $1\text{C}_2\text{H}_4 : 3\text{O}_2$ (0,25 : 0,75) ela é completa (não há excesso de C_2H_4 e nem de O_2) e nessa condição ocorre a maior liberação de calor.

Verifica-se experimentalmente que na combustão total de uma mistura contendo 0,1 mol de C_xH_{2y} e 0,9 mol de O_2 libera 460 kJ e está representada no ponto A do gráfico da página anterior.

Por outro lado, verifica-se experimentalmente que uma mistura contendo 0,48 mol de C_xH_{2y} e 0,52 mol de O_2 libera na combustão total 800 kJ e está representado pelo ponto B do gráfico.

As retas contendo os pontos A e B do gráfico se encontram no ponto C do gráfico.

O gráfico mostra que uma mistura de 0,25 mol de C_xH_{2y} e 0,75 mol de O_2 libera a maior quantidade de calor na combustão de 1 mol de mistura ($C_xH_{2y} + O_2$).

$$\frac{n_{C_xH_{2y}}}{n_{O_2}} = \frac{0,25}{0,75} = \frac{1}{3}$$

Somente na alternativa (b) temos:

$$\frac{n_{C_xH_{2y}}}{n_{O_2}} = \frac{n_{C_2H_4}}{n_{O_2}} = \frac{1}{3}$$

Resposta: b

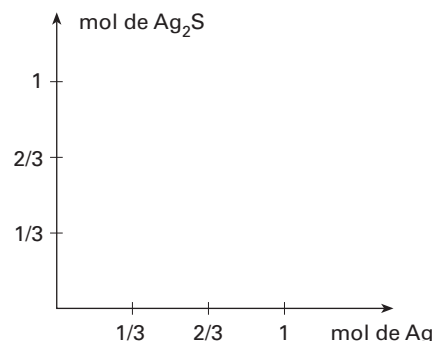
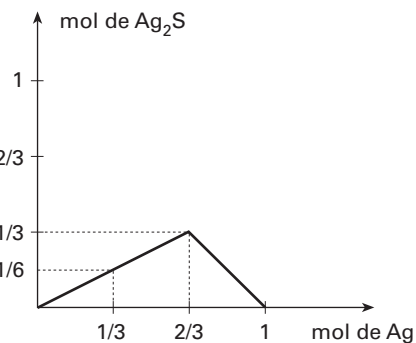
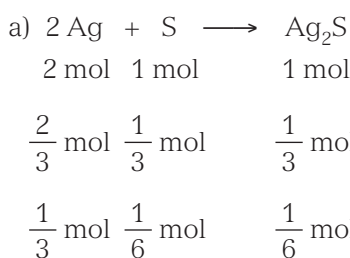
3. (ITA–adaptado) Considere misturas de enxofre em pó com limalha de prata. Se estas misturas forem aquecidas na ausência de ar, formar-se-á Ag_2S . Admita que a reação é completa e que a soma dos números de mols de enxofre e de prata é sempre igual a um. Por exemplo: 0,30 mols de S(c) + 0,70 mols de Ag(c); neste exemplo particular é fácil ver quantos mols de Ag_2S serão formados e quantos mols do reagente em excesso irão sobrar. Este problema pode ser generalizado para misturas de $(1 - x) S(c)$ e $xAg(c)$, onde x é uma variável definida no intervalo de 0 a 1. (*)

Represente graficamente:

- a) a variação da quantidade de mol de Ag_2S formado em função da quantidade em mol de Ag.
 b) as quantidades em mol de Ag e S em excesso em função da composição da mistura (Ag + S), em mol.

Admitir que o rendimento da reação seja sempre 100%.

Resolução:

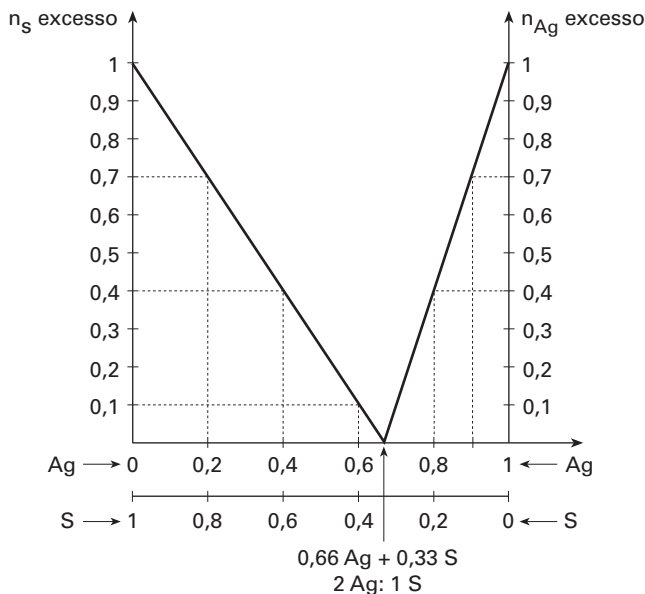


(Resposta a)

b)

mol de Ag inicial	mol de S inicial	→	mol de Ag_2S final	mol de Ag excesso	mol de S excesso
0,2	0,8	→	0,1	0	0,7
0,4	0,6	→	0,2	0	0,4
0,6	0,4	→	0,3	0	0,1
0,8	0,2	→	0,2	0,4	0
0,9	0,1	→	0,1	0,7	0

(*) S(c) e Ag(c) citados no enunciado da questão representam S (cristal) e Ag (cristal).
 Lembre-se: todo cristal é sólido



(Resposta b)

A partir de uma mesma quantidade **total** de misturas de reagentes, obtém-se o máximo dos produtos quando a mistura está na proporção estequiométrica.

4. (IME) Certo metal, em um determinado estado de oxidação, é muito usado na forma de acetato, no qual $1/3$ da massa é constituído pelo metal em questão. O cloreto deste metal, no mesmo estado de oxidação, é também muito usado e apresenta peso-fórmula 130. Baseado nestas informações, determine:
- o equivalente-grama deste metal e seu número de oxidação nos compostos mencionados;
 - o equivalente-grama do óxido deste metal, neste estado de oxidação;
 - a massa de H_2SO_4 que reage com 183 g do nitrato do metal, neste estado de oxidação;
 - a massa atômica deste metal;
 - a equação estequiométrica da reação do óxido salino deste metal com HCl .

Dadas as massas atômica: $H = 1 u$ $C = 12 u$ $O = 16 u$ $Cl = 35,5 u$.

Resolução:

Sejam:

M, o símbolo do metal em questão

x, o peso atômico do metal

y, o nox do metal no seu acetato

O acetato do metal em questão será $M(CH_3COO)_y$

Massas molares em g/mol calculadas com os dados fornecidos na prova:

MM do $M(CH_3COO)_y = (x + 59y)$ g/mol

MM do $MCl_y = (x + 35,5y) = 130$ g/mol

O enunciado da questão afirma que $1/3$ da massa do $(CH_3COO)_y M$ é igual à massa de M, portanto:

$$\frac{59y + x}{3} = x \therefore 59y + x = 3x \therefore \boxed{2x - 59y = 0} \quad I$$

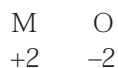
$$\boxed{x + 35,5y = 130} \quad II$$

Resolvendo: $x = 59$ e $y = 2$

$$\left. \begin{array}{l} \text{a) Massa atômica de } M = 59 u \\ \text{Nox de } M = +2 \end{array} \right\} E = \frac{59}{2} = 29,5$$

O equivalente-grama do metal é igual a 29,5 g/mol (Resposta a)

b) A fórmula do óxido do metal M com nox = + 2 é:

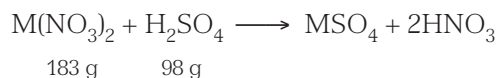


Massa Molar do MO = 59 + 16 = 75 g/mol

Equivalente-grama do MO = $\frac{75}{2} = 37,5$ g/mol (Resposta b)

c) MM do $\text{M}(\text{NO}_3)_2 = 59 + 2 \times 62 = 183$ g/mol

MM do $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 + 32 + 64 = 98$ g/mol



A massa de H_2SO_4 que reage com 183 g de $\text{M}(\text{NO}_3)_2$ é igual a 98 g. (Resposta c)

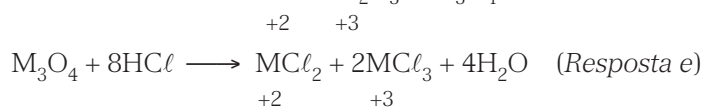
d) Equivalente grama do metal M = 29,5 g

Nox de M = +2

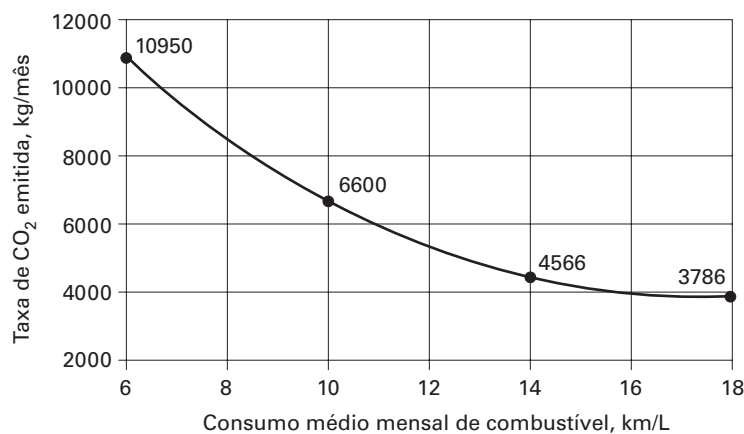
Massa molar de M = 29,5 × 2 = 59 g/mol

Massa atômica de M = 59 u (Resposta d)

e) Óxido salino de M = $\text{MO} \cdot \text{M}_2\text{O}_3 = \text{M}_3\text{O}_4$.



5. (IME–adaptado) A taxa de emissão de dióxido de carbono em função do consumo médio de certo combustível, em um carro de testes, é apresentada a seguir.

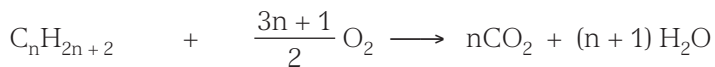


Para um consumo médio de 10 km/L, a massa total mensal de combustível consumida é 2175 kg. Dentre as opções abaixo, pode-se afirmar que o combustível testado foi o:

- a) metano
- b) propano
- c) butano
- d) heptano
- e) octeno

Resolução:

O gráfico fornecido indica que, por exemplo, uma taxa de CO₂ emitido igual a 6600 kg corresponde a um consumo mensal de combustível igual a 10 km/L, que, por sua vez corresponde a 2175 kg do combustível.



$$\left\{ \begin{array}{l} (14n+2) \text{ kg} \\ 2175 \text{ kg} \end{array} \right. \quad \frac{3n+1}{2} \times 32 \text{ kg} \quad \left\{ \begin{array}{l} 44n \text{ kg} \\ 6600 \text{ kg} \end{array} \right. \quad (n+1)18 \text{ kg}$$

$$(14n+2) \times 6600 = 2175 \times 44n$$

$$92400n + 13200 = 95700n \quad \therefore 3300n = 13200 \quad \therefore \boxed{n=4}$$

O hidrocarboneto em questão é o C_4H_{10} (butano)

Resposta: C

6. 1,0 mol de metal X adicionado a uma solução diluída contendo 1,0 mol de sulfato de metal Y produz reação de deslocamento com liberação de 10 kJ de calor. Por outro lado, 0,2 mol do mesmo metal X adicionado a 0,8 mol do mesmo sulfato de metal em solução diluída produz liberação de 3,0 kJ de calor. Com base nos resultados experimentais escreva a equação da reação de deslocamento.

Resolução:

A = metal X

B = sulfato de metal Y

Para construir o gráfico é necessário que a quantidade total em mol dos reagentes seja igual nos dois experimentos.

1º Experimento:

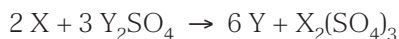
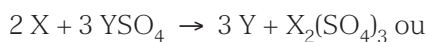
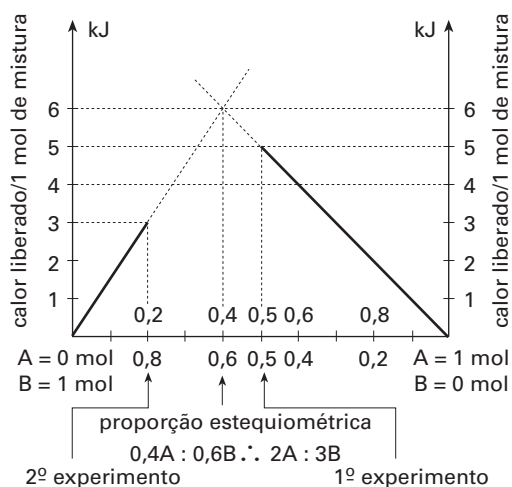
1 mol de A + 1 mol de B \therefore 2 mol de mistura e 10 kJ liberado.

2º Experimento:

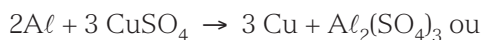
0,2 mol de A + 0,8 mol de B \therefore 1 mol de mistura e 3 kJ liberado.

Vamos então considerar no 1º experimento:

0,5 mol de A + 0,5 mol de B \therefore 1 mol de mistura e 5 kJ liberado.

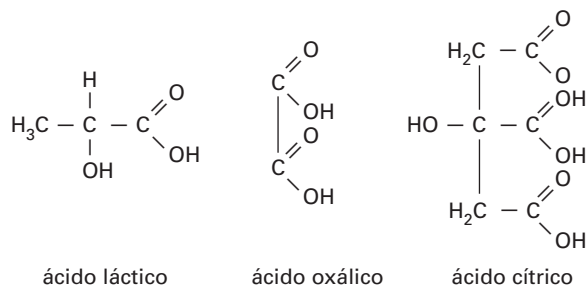


Exemplos:



7. (FUVEST) Em um exame, para o preenchimento de uma vaga de químico, as seguintes fórmulas estruturais (ao lado) foram apresentadas ao candidato:

A seguir, o examinador pediu ao candidato que determinasse, experimentalmente, o calor liberado ao fazer-se a mistura de volumes definidos de duas soluções aquosas, de mesma concentração, uma de hidróxido de sódio e outra de um dos três ácidos carboxílicos apresentados, sem revelar qual deles havia sido escolhido. Foi informado ao candidato que, quando o ácido e a base reagem na proporção estequiométrica, o calor liberado é máximo.



Os resultados obtidos foram os seguintes:

Volume da solução de base/mL	0	15	30	35	40	45	50
Volume da solução de ácido/mL	50	35	20	15	10	5	0
Calor liberado/J	0	700	1400	1500	1000	500	0

Diante dos resultados obtidos, o examinador pediu ao candidato que determinasse qual dos ácidos havia sido utilizado no experimento. Para responder, o candidato construiu uma tabela e um gráfico do calor liberado versus x_{base} , definido como:

$$x_{\text{base}} = \frac{V_{\text{base}}}{V_{\text{base}} + V_{\text{ácido}}}, \text{ equivalente a } x_{\text{base}} = \frac{n_{\text{base}}}{n_{\text{base}} + n_{\text{ácido}}}$$

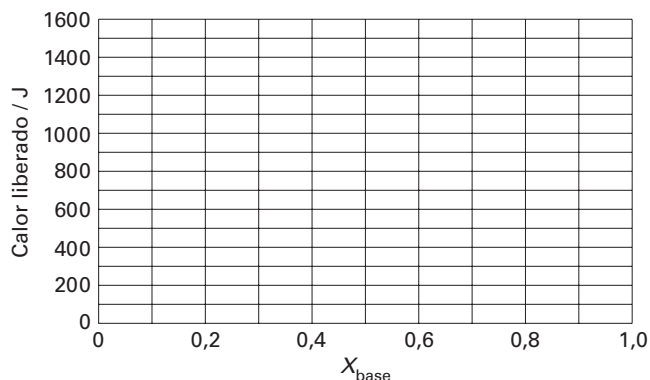
onde:

n = quantidade de ácido ou de base (em mol)

V = volume da solução de ácido ou de base (em mL)

- Reproduza, na página ao lado, a tabela e o gráfico que devem ter sido obtidos pelo candidato. Pelos pontos do gráfico, podem ser traçadas duas retas, cujo cruzamento corresponde ao máximo calor liberado.
- Determine o valor de x_{base} que corresponde ao ponto de cruzamento das retas em seu gráfico.
- Qual foi o ácido escolhido pelo examinador? Explique.
- Indique qual é o reagente limitante para o experimento em que o calor liberado foi 1400 J e para aquele em que o calor liberado foi 1500 J. Explique.

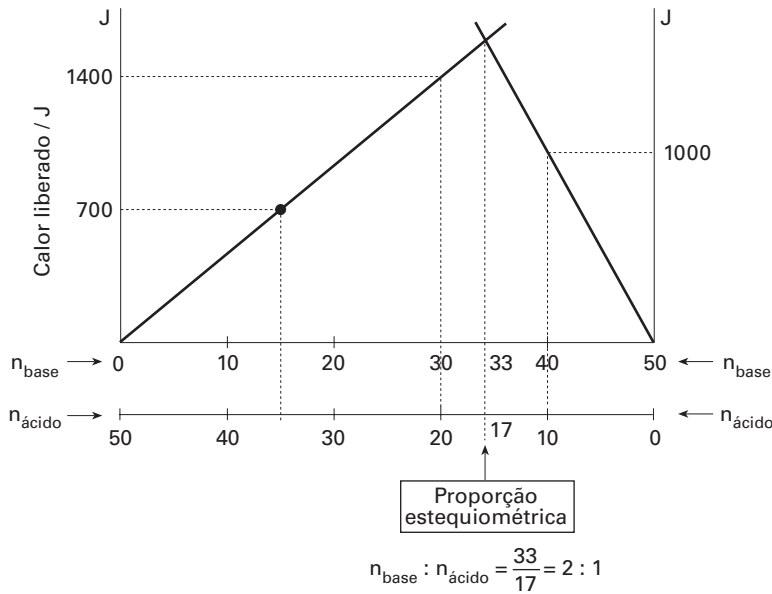
x_{base}									
Calor liberado / J									



Resolução:

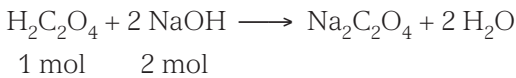
- a) Como as soluções dos três ácidos têm a mesma concentração em mol/L as relações entre os seus volumes é igual à relação em número de mols dos ácidos.

Construção do gráfico em função de número de mols.

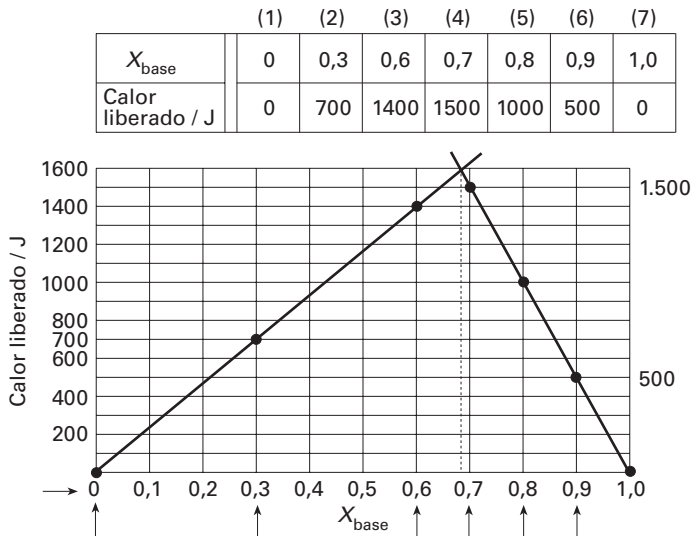


(Resposta a)

Como 2 mol da base neutralizam 1 mol do ácido, o ácido que reagiu com a base é o ácido oxálico.



- b) Utilizando o diagrama fornecido na prova, o gráfico ficaria o seguinte.



(Resposta b)

- c) O ácido escolhido pelo examinador foi o ácido oxálico, como foi justificado no item (a). (Resposta c)
- d) O gráfico mostra que, quando o calor liberado é 1400 J a proporção em mol é:

$$\frac{n_{\text{base}}}{n_{\text{ácido}}} = \frac{0,6}{0,4} = \frac{3}{2}$$

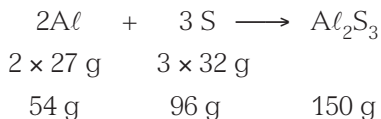
Com 3 mol de base reagem 1,5 mol de ácido, há excesso de ácido e o reagente limitante é a base. (Resposta d)

9. Represente num gráfico a variação da quantidade em massa de Al_2S_3 obtido em função da composição porcentual em massa da mistura ($Al + S$), admitindo rendimento de 100% na reação.

Massas molares em g/mol:

$$Al = 27; S = 32; Al_2S_3 = 150$$

Resolução:



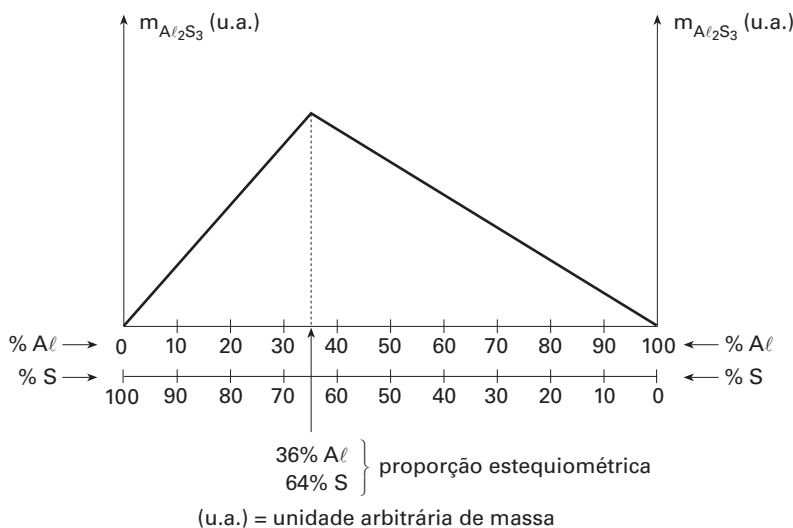
A partir de uma mesma quantidade de mistura ($Al + S$) obtém-se a quantidade máxima de Al_2S_3 quando o Al e o S estiverem na proporção estequiométrica ($2 Al : 3 S$) pois, nessa proporção não haverá excesso de reagente.

Cálculo da proporção ($2Al : 3S$) em % em massa.

$$\% Al = \frac{2 \times 27 \text{ g}}{150 \text{ g}} \times 100\% = 36\%$$

$$\% S = \frac{3 \times 32 \text{ g}}{150 \text{ g}} \times 100\% = 64\%$$

O gráfico solicitado será então:



(Resposta)

10. Considere os seguintes resultados experimentais:

1º Experimento:



2º Experimento



Qual das seguintes precipitações poderia ter ocorrido nesses experimentos?

- $2 Ag_{(aq)}^+ + S_{(aq)}^{2-} \rightarrow Ag_2S_{(s)}$
- $Pb_{(aq)}^{2+} + 2I_{(aq)}^- \rightarrow PbI_{2(s)}$
- $Ba_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-} \rightarrow BaSO_{4(s)}$
- $3 Ag_{(aq)}^+ + PO_{4(aq)}^{3-} \rightarrow Ag_3PO_{4(s)}$
- $2 Fe_{(aq)}^{3+} + 3 S_{(aq)}^{2-} \rightarrow Fe_2S_{3(aq)}$

Resolução:

Cálculo do número de mols de cada íon nas respectivas soluções.

1º Experimento

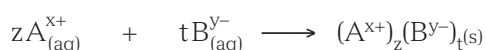
$$\begin{cases} 1000\text{mL} & \text{-----} & 0,1 \text{ mol de } A^{x+} \\ 100\text{mL} & \text{-----} & 0,01 \text{ mol de } A^{x+} \end{cases}$$

$$\begin{cases} 1000\text{mL} & \text{-----} & 0,2 \text{ mol de } B^{y-} \\ 200\text{mL} & \text{-----} & 0,04 \text{ mol de } B^{y-} \end{cases}$$

2º Experimento

$$\begin{cases} 1000\text{mL} & \text{-----} & 0,5 \text{ mol de } A^{x+} \\ 80\text{mL} & \text{-----} & 0,04 \text{ mol de } A^{x+} \end{cases}$$

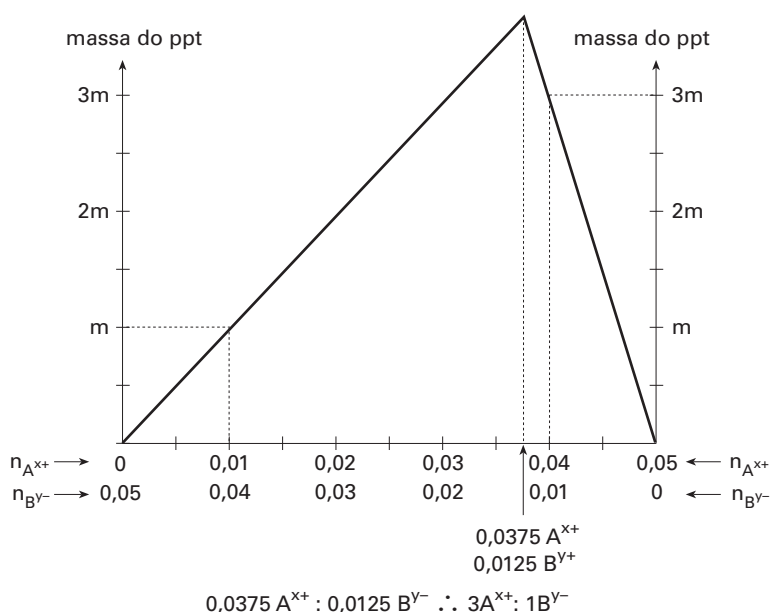
$$\begin{cases} 1000\text{mL} & \text{-----} & 0,4 \text{ mol de } B^{y-} \\ 25\text{mL} & \text{-----} & 0,01 \text{ mol de } B^{y-} \end{cases}$$



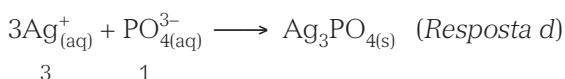
$$1^\circ \text{ Exp.} \quad 0,01 \text{ mol} \quad 0,04 \text{ mol} \quad m \text{ g}$$

$$2^\circ \text{ Exp.} \quad 0,04 \text{ mol} \quad 0,01 \text{ mol} \quad 3m \text{ g}$$

Como o número total de mol de íons nos dois experimentos foi o mesmo (0,05 mol) podemos fazer o gráfico com esses números de mol.



Somente a precipitação do Ag_3PO_4 ocorre nessa proporção



11. Tem-se uma mistura de brometo de sódio e brometo de um metal Y contendo 26% em massa de brometo de sódio. 40 g dessa mistura foram dissolvidas em água e à essa solução foi adicionada uma solução de nitrato de prata em excesso. O precipitado depois de filtrado, lavado e seco pesou 75,2 g. Com esses dados identifique qual é o metal Y.

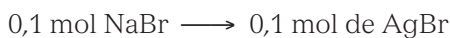
Dada a Tabela Periódica.

Resolução:

$$m_{\text{NaBr}} = 26\% \text{ de } 40 \text{ g} = 0,26 \times 40 = 10,4 \text{ g}$$

$$\text{MM do NaBr} = 23 + 80 = 103 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{NaBr}} = \frac{10,4 \text{ g}}{103 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$



$$\text{MM do AgBr} = 188 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{AgBr}} = \frac{75,2 \text{ g}}{188 \text{ g/mol}} = 0,4 \text{ mol}$$

$$n_{\text{AgBr}} \text{ proveniente do } Y_{\text{Br}_x} = 0,4 - 0,1 = 0,3 \text{ mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} Y_{\text{Br}_x} \longrightarrow x_{\text{AgBr}} \\ 1 \text{ mol} \quad x \text{ mol} \\ 0,1 \text{ mol} \quad 0,3 \text{ mol} \end{array} \right\} x = 3 \therefore Y\text{Br}_3$$

$$m_{Y\text{Br}_3} = m_{\text{mistura}} - m_{\text{NaBr}}$$

$$m_{Y\text{Br}_3} = 40 - 10,4 = 29,6 \text{ g}$$

$$\text{MM de } Y_{\text{Br}_3} = (y + 240) \text{ g/mol}$$

$$n_{Y\text{Br}_3} = \frac{29,6 \text{ g}}{(y + 240) \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$y = 56 \therefore \text{MM de M} = 56 \text{ g/mol}$$

Consultando a tabela periódica verifica-se que o metal Y é o ferro (massa atômica igual a 55,85 u).

(Resposta)

12. (ITA) Certo sal contém, além de água de cristalização, apenas ferro, carbono e oxigênio; sabe-se que cada mol do sal contém um mol de ferro. Com esse sal foram feitos os seguintes ensaios:

- I) No aquecimento forte, em atmosfera inerte, de 1,000 g de sal hidratado foi obtido 0,400 g de óxido de ferro (II).
- II) Num aquecimento mais brando 1,000 g do sal hidratado perdeu toda água de cristalização e foram obtidos 0,800 g do sal anidro.
- III) No aquecimento forte com excesso de oxigênio, 1,000 g do sal anidro forneceu, como únicos produtos, óxidos de ferro e 0,612 g do gás carbônico.

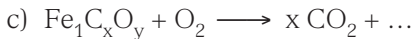
Indicando claramente seu raciocínio:

- a) calcule a massa molar do sal hidratado;
- b) calcule o número de mols de água de cristalização por mol do sal hidratado; e
- c) indique a fórmula molecular do ânion do sal
(H = 1; C = 12; O = 16; Fe = 56).

Resolução:

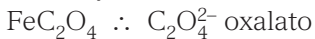
$$\text{a) } \left. \begin{array}{l} \text{Fe}_1\text{C}_x\text{O}_y \cdot z\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{FeO} + \dots \\ \text{M g} \text{ ————— } 72 \text{ g} \\ 1 \text{ g} \text{ ————— } 0,4 \text{ g} \end{array} \right\} \text{M} = 180$$

$$\text{b) } \left. \begin{array}{l} \text{Fe}_1\text{C}_x\text{O}_y \cdot z\text{H}_2\text{O} \longrightarrow z\text{H}_2\text{O} + \dots \\ 180 \text{ g} \text{ ————— } 18 \text{ zg} \\ 1 \text{ g} \text{ ————— } 0,2 \text{ g} \end{array} \right\} z = 2$$



$$\left. \begin{array}{l} (180 - 36) \text{ g} \longrightarrow 44 \text{ xg} \\ 1 \text{ g} \longrightarrow 0,612 \text{ g} \end{array} \right\} x = 2$$

$$\text{Fe}_1\text{C}_2\text{O}_y \quad M = 144 = 56 + 24 + 16y \quad \therefore y = 4$$



Resposta:

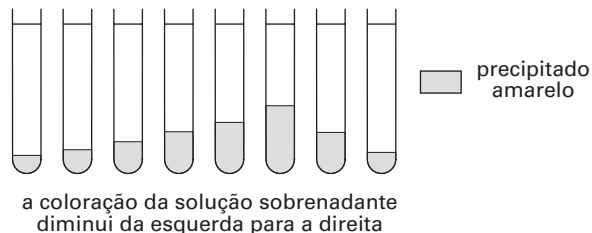
a) 180 g/mol

b) 2

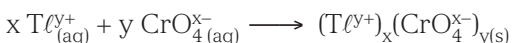
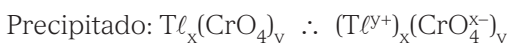
c) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ (oxalato)

13. (FUVEST) Em solução aquosa, íons de tálio podem ser precipitados com íons cromato. Forma-se o sal pouco solúvel, cromato de tálio, $\text{Tl}_x(\text{CrO}_4)_y$.

Tomaram-se 8 tubos de ensaio. Ao primeiro, adicionaram-se 1 mL de solução de íons tálio (incolor) na concentração de 0,1 mol/L e 8 mL de solução de íons cromato (amarela), também na concentração de 0,1 mol/L. Ao segundo tubo, adicionaram-se 2 mL da solução de íons tálio e 7 mL da solução de íons cromato. Continuou-se assim até o oitavo tubo, no qual os volumes foram 8 mL da solução de íons tálio e 1 mL da solução de íons cromato. Em cada tubo, obteve-se um precipitado de cromato de tálio. Os resultados foram os da figura. Quais os valores de x e y, na fórmula $\text{Tl}_x(\text{CrO}_4)_y$?



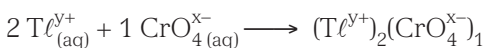
Resolução:



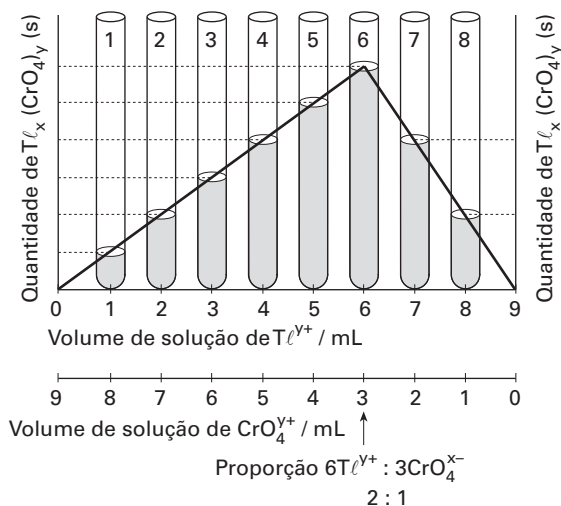
Em todos os tubos foi colocado o mesmo volume total (9 mL) das soluções de íons Tl^{y+} e de íons CrO_4^{x-} . Como $[\text{Tl}^{y+}] = [\text{CrO}_4^{x-}] = 0,1 \text{ mol/L}$ em todos os tubos foi colocado o mesmo número total de mol de íons ($\text{Tl}^{y+} + \text{CrO}_4^{x-}$). Como no tubo no 6, da esquerda para a direita na figura, houve formação da maior quantidade de precipitado, nesse tubo a reação deve ter ocorrido em proporção estequiométrica. Nesse tubo 6 temos:

$$\frac{V_{\text{sol.}} \cdot \text{Tl}^{y+}}{V_{\text{sol.}} \cdot \text{CrO}_4^{x-}} = \frac{6 \text{ mL}}{3 \text{ mL}} = \frac{2}{1}$$

$$\frac{n_{\text{Tl}^{y+}}}{n_{\text{CrO}_4^{x-}}} = \frac{2}{1}$$

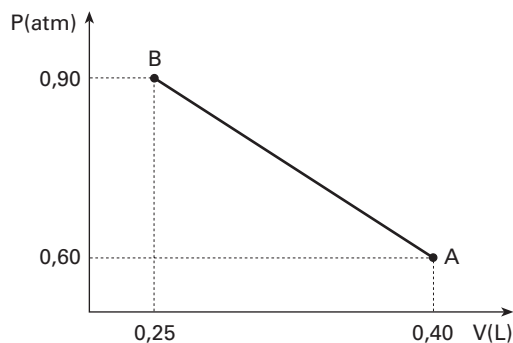


$$\begin{array}{cc} \uparrow & \uparrow \\ x & y \end{array}$$

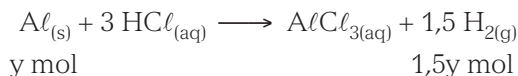
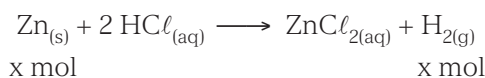


Os valores de x e y na fórmula $\text{Tl}_x(\text{CrO}_4)_y$ são 2 e 1 respectivamente. (Resposta)

14. (IME–adaptado) Uma amostra de 0,512 g de uma liga metálica Al-Zn reage com HCl, recolhendo-se o gás formado. Após a total dissolução da amostra, o gás recolhido é seco, resfriado e submetido a um processo de compressão representado pela reta AB no diagrama P-V. Sabendo que a temperatura no ponto B é 298 K, determine o teor de alumínio nesta amostra. Considere que o gás se comporta idealmente.



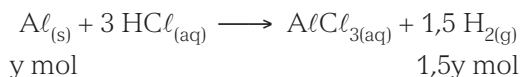
Resolução:



O volume do gás (H_2) liberado está representado nos estados A e B do gráfico. Na transformação $A \rightarrow B$ há contração de volume (0,40L \rightarrow 0,25L). Na contração de volume do gás (H_2) o sistema recebe energia do exterior na forma de trabalho e com isso sobe a temperatura. Na transformação $A \rightarrow B$ a temperatura atinge o valor máximo no estado B (volume 0,25L). Conclusão: a temperatura em B é igual a 298 K (dado da questão).

$$n_{\text{H}_2} \text{ em B} = \frac{PV}{RT} = \frac{0,90 \text{ atm} \times 0,25 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 298 \text{ K}}$$

$$n_{\text{H}_2} \text{ em B} = 0,0092 \text{ mol} = n_{\text{H}_2} \text{ em A.}$$



$$\left. \begin{array}{l} m_{\text{Zn}} = 65x \text{ g} \\ m_{\text{Al}} = 27y \text{ g} \end{array} \right\} 65x + 27y = 0,512 \quad (\text{I})$$

$$n_{\text{H}_2} = x + 1,5y \quad \therefore x + 1,5y = 0,0092 \quad (\text{II})$$

Resolvendo (I e II) : $y = 0,0012 \text{ mol Al}$

Massa de Al = $0,0012 \text{ mol} \times 27 \text{ g/mol} = 0,032 \text{ g}$

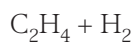
Massa de Zn = $0,512 \text{ g} - 0,032 \text{ g} = 0,48 \text{ g}$

$$\% \text{ de Al} = \frac{0,032 \text{ g}}{0,512 \text{ g}} = 0,0625 = 6,25\% \text{ Al} \quad (\text{Resposta})$$

$$\% \text{ de Zn} = \frac{0,48 \text{ g}}{0,512 \text{ g}} = 0,9375 = 93,75\% \text{ Zn}$$

15. (IME) Etileno gasoso e hidrogênio puros reagem quantitativamente entre si, na presença de um catalisador de platina, para formar etano como único produto. Um volume de 600 cm³ de uma mistura desses reagentes, contendo excesso de hidrogênio, tem uma pressão de 52,0 mmHg a uma temperatura de 50,0°C. Completada a reação, a pressão cai para 33,8 mmHg no mesmo volume e à mesma temperatura. Calcule, em número de moles, o excesso de hidrogênio.

Dado: $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Resolução:

antes da reação

$$\begin{array}{l} n_{\text{C}_2\text{H}_4} = x \text{ mol} \\ n_{\text{H}_2} = y \text{ mol} \end{array}$$



terminada a reação

$$\begin{array}{l} n_{\text{C}_2\text{H}_4} = 0 \text{ mol} \\ n_{\text{H}_2} = (y - x) \text{ mol} \\ n_{\text{C}_2\text{H}_6} = x \text{ mol} \end{array}$$

$$V = 600 \text{ cm}^3 = 0,6 \text{ L}$$

$$V = 600 \text{ cm}^3 = 0,6 \text{ L}$$

$$P_i = \frac{52}{760} \text{ atm} = 0,0684 \text{ atm}$$

$$P_f = \frac{33,8}{760} \text{ atm} = 0,0445 \text{ atm}$$

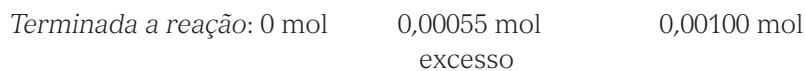
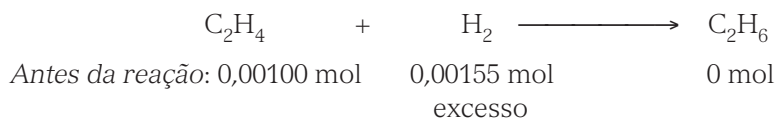
$$T = 323 \text{ K}$$

$$T = 323 \text{ K}$$

$$\text{Antes da reação: } x + y = \frac{P_i \cdot V}{RT} = \frac{0,0684 \text{ atm} \times 0,6 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 323 \text{ K}} = \boxed{x + y = 0,00155 \text{ mol}}$$

$$\text{Terminada a reação: } y = \frac{P_f \cdot V}{RT} = \frac{0,0445 \text{ atm} \times 0,6 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 323 \text{ K}} = \boxed{y = 0,00100 \text{ mol}}$$

$$x = 0,00155 - 0,00055 = 0,00100 \text{ mol}$$



Terminada a reação, a quantidade de H_2 em excesso é igual a 0,00055 mol. (Resposta)