

QUESTÕES RESOLVIDAS DE ESTEQUIOMETRIA - CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

01. (ULBRA) A União da Indústria da Cana-De-Açúcar (UNICA) revisou novamente a estimativa de moagem de cana-de-açúcar para a safra 2011/2012 e da produção de açúcar e etanol. Segundo a nova projeção, divulgada nesta quinta-feira (11), a produção de etanol deverá atingir 21 bilhões de litros, queda de 6,83 % em relação ao número projetado na última revisão feita em julho, e de 17,25 % sobre os 25,39 bilhões de litros da safra anterior.

Fonte: <http://g1.globo.com>

O esquema abaixo mostra a produção de álcool etílico a partir da cana-de-açúcar.



A partir dos dados informados, é possível concluir que, no período de 2011/2012, a quantidade de cana-de-açúcar usada para produzir o etanol será a seguinte:

- a)  $3 \times 10^8$  toneladas.
- b) 300 toneladas.
- c)  $3 \times 10^5$  toneladas.
- d)  $3 \times 10^{18}$  toneladas.
- e) 3 toneladas.

**Resolução:**

Alternativa A

De acordo com o esquema, vem:

$$910 \text{ L (vinhoto)} \text{ — } 70 \text{ L (etanol)}$$

$$V_{\text{vinhoto}} \text{ — } 21 \times 10^9 \text{ L (etanol)}$$

$$V_{\text{vinhoto}} = 273 \times 10^9 \text{ L}$$

$$250 \text{ kg (melaço)} \text{ — } 910 \text{ L (vinhoto)}$$

$$m_{\text{melaço}} \text{ — } 273 \times 10^9 \text{ L (vinhoto)}$$

$$m_{\text{melaço}} = 75 \times 10^9 \text{ kg}$$

$$250 \text{ kg (bagaço)} \text{ — } 250 \text{ kg (melaço)}$$

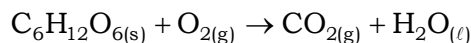
$$75 \times 10^9 \text{ kg (bagaço)} \text{ — } 75 \times 10^9 \text{ kg (melaço)}$$

$$1 \text{ t (cana - de - açúcar)} \text{ — } 250 \text{ kg (bagaço)}$$

$$m_{\text{cana-de-açúcar}} \text{ — } 75 \times 10^9 \text{ kg}$$

$$m_{\text{cana-de-açúcar}} = 0,3 \times 10^9 \text{ kg} = 3 \times 10^8 \text{ kg}$$

**02.** (UFF) “Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma” é a definição do químico francês **Antoine Lavoisier** (1743-1794) para sua teoria de conservação da matéria. Ele descobriu que a combustão de uma matéria só acontece com o oxigênio, contrariando a teoria do alemão Stahl. O hábito de sempre pesar na balança tudo o que analisava levou Lavoisier a descobrir que a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos de uma reação e, assim, a criar a Lei de Conservação das Massas. Considere a reação não balanceada a seguir:



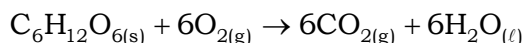
Com base nos ensinamentos de Lavoisier, pode-se afirmar que para reagir com 25,0 g de glicose  
Dados: C = 12; H = 1; O = 16.

- a) são necessárias 15,0 g de CO<sub>2</sub>.
- b) são produzidas 36,7 g de H<sub>2</sub>O.
- c) são necessárias 32,0 g de O<sub>2</sub>.
- d) são produzidas 44,0 g de CO<sub>2</sub>.
- e) são necessárias 26,7 g de O<sub>2</sub>.

**Resolução:**

Alternativa E

Balanceando a equação, vem:

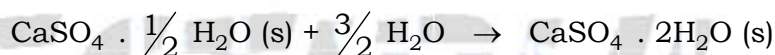


$$180 \text{ g} \text{ — } 6 \times 32 \text{ g}$$

$$25 \text{ g} \text{ — } m$$

$$m = 26,7 \text{ g}$$

**03.** (IFCE) É muito comum, em traumas ósseos, o paciente ter seu membro acidentado imobilizado com uma armação de gesso endurecido. O endurecimento do gesso ocorre devido à reação química representada por



Após a imobilização de alguns pacientes, verificou-se a utilização de 2,9 kg de gesso do almoxarifado do hospital. Quando os 2,9 kg de gesso endureceram, o aumento de massa verificado é, em gramas,

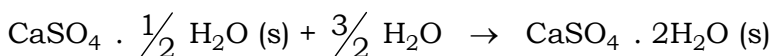
**Dados: massas molares (g/mol):** H..... 1; O..... 16; S ..... 32; Ca ..... 40

- a) 540.
- b) 680.
- c) 480.
- d) 1040.
- e) 360.

**Resolução:**

Alternativa A

Teremos:

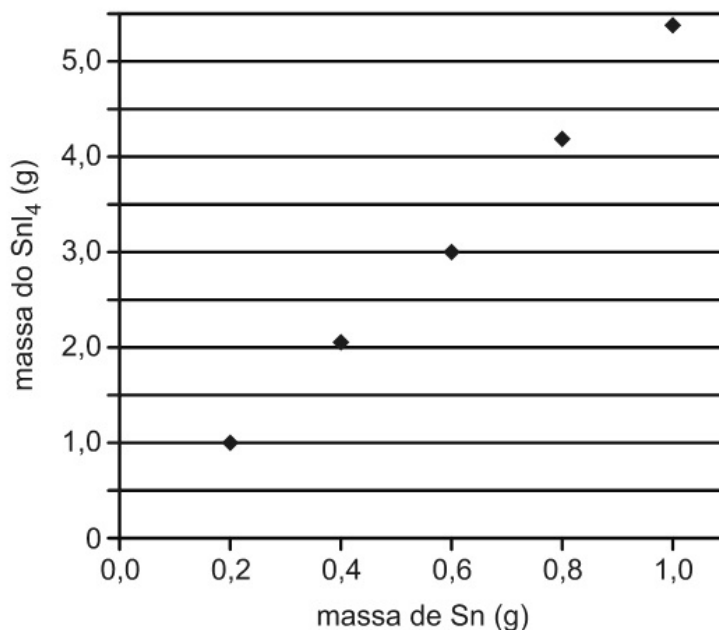


$$145 \text{ g} \text{ — } 27 \text{ g}$$

$$2900 \text{ g} \text{ — } m_{H_2O}$$

$$m_{H_2O} = 540 \text{ g}$$

04. (FUVEST) Volumes iguais de uma solução de  $I_2$  (em solvente orgânico apropriado) foram colocados em cinco diferentes frascos. Em seguida, a cada um dos frascos foi adicionada uma massa diferente de estanho (Sn), variando entre 0,2 e 1,0 g. Em cada frasco, formou-se uma certa quantidade de  $SnI_4$ , que foi, então, purificado e pesado. No gráfico abaixo, são apresentados os resultados desse experimento.



Com base nesses resultados experimentais, é possível afirmar que o valor da relação

$$\frac{\text{massa molar do } I_2}{\text{massa molar do Sn}}$$

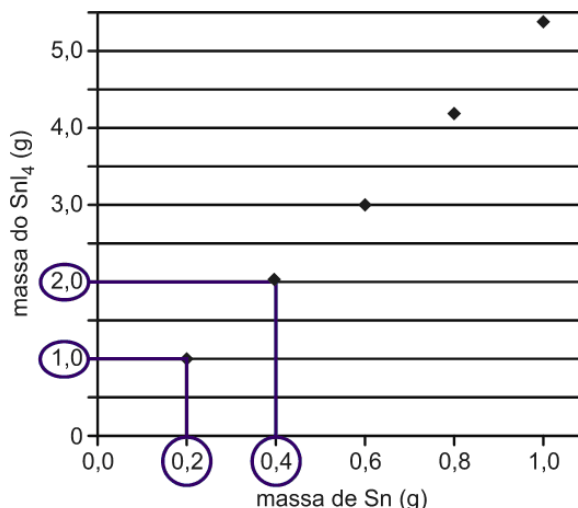
é, aproximadamente,

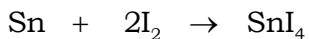
- a) 1 : 8      b) 1 : 4      c) 1 : 2      d) 2 : 1      e) 4 : 1

**Resolução:**

Alternativa D

A partir da análise do gráfico podemos obter a relação estequiométrica entre o estanho (Sn) e o iodo na formação do iodeto de estanho IV ( $SnI_4$ ):

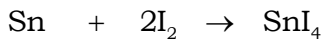




$$0,2 \text{ g} - x - - - - 1 \text{ g} \Rightarrow 0,2 + x = 1 \Rightarrow x = 0,8 \text{ g}$$

$$0,4 \text{ g} - 2x - - - - 2 \text{ g}$$

Então,



$$0,2 \text{ g} - 0,8 \text{ g} - - - - 1 \text{ g}$$

$$0,4 \text{ g} - 1,6 \text{ g} - - - - 2 \text{ g}$$

A relação entre as massas será dada por:

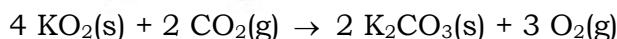
$$\frac{\text{massa de I}_2}{\text{massa de Sn}} = \frac{0,8 \text{ g}}{0,2 \text{ g}} = 4$$

Então,

$$\frac{m_{\text{I}_2}}{m_{\text{Sn}}} = \frac{0,8 \text{ g}}{0,2 \text{ g}} = 4 \quad \left( n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n} \right)$$

$$\frac{M_{\text{I}_2}}{M_{\text{Sn}}} = \frac{\frac{m_{\text{I}_2}}{n_{\text{I}_2}}}{\frac{m_{\text{Sn}}}{n_{\text{Sn}}}} \Rightarrow \frac{M_{\text{I}_2}}{M_{\text{Sn}}} = \frac{\frac{0,8 \text{ g}}{2 \text{ mol}}}{\frac{0,2 \text{ g}}{1 \text{ mol}}} = \frac{0,8}{0,4} = 2$$

**05.** (UESPI) Na atmosfera artificial dos submarinos e espaçonaves, o gás carbônico gerado pela tripulação deve ser removido do ar, e o oxigênio precisa ser recuperado. Com isso em mente, grupos de projetistas de submarinos investigaram o uso do superóxido de potássio,  $\text{KO}_2$ , como purificador de ar, uma vez que essa substância reage com  $\text{CO}_2$  e libera oxigênio, como mostra a equação química abaixo:



Considerando esta reação, determine a massa de superóxido de potássio necessária para reagir com 100,0 L de  $\text{CO}_2$  a 27 °C e 1 atm.

**Dados:** Massas molares em  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ : C = 12; O = 16; K = 39; R = 0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

- a)  $5,8 \cdot 10^2$
- b)  $2,9 \cdot 10^2$
- c)  $1,7 \cdot 10^2$
- d)  $6,3 \cdot 10$
- e)  $4,0 \cdot 10$

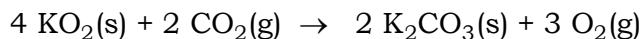
**Resolução:**

Alternativa A

Teremos:

$$P \times V = n \times R \times T \Rightarrow 1 \times 100 = n \times 0,082 \times 300$$

$$n = 4,065 \text{ mol}$$



$$4 \times 71 \text{ g} - 2 \text{ mol}$$

$$m \text{ g} - 4,065 \text{ mol}$$

$$m = 577,24 = 5,8 \times 10^2 \text{ g}$$

06. (ESPCEX (AMAN)) Um laboratorista pesou separadamente uma amostra I, de hidróxido de sódio (NaOH), e uma amostra II, de óxido de cálcio (CaO), e, como não dispunha de etiquetas, anotou somente a soma das massas das amostras (I + II) igual a 11,2 g.

Cada uma das amostras I e II foi tratada separadamente com ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) produzindo, respectivamente, sulfato de sódio (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) mais água (H<sub>2</sub>O) e sulfato de cálcio (CaSO<sub>4</sub>) mais água (H<sub>2</sub>O). Considere o rendimento das reações em questão igual a 100%.

Sendo a soma das massas dos sais produzidos (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + CaSO<sub>4</sub>) igual a 25,37 g, então a massa da amostra I de hidróxido de sódio (NaOH) e a massa de amostra II de óxido de cálcio (CaO) são, respectivamente:

Dados:

Elemento	Na (sódio)	Ca (cálcio)	O (oxigênio)	H (hidrogênio)	S (enxofre)
Massa atômica (u)	23	40	16	1	32

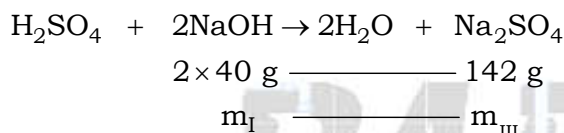
- a) 6,8 g e 4,4 g.    b) 10,0 g e 1,2 g.    c) 4,5 g e 6,7 g.    d) 2,8 g e 8,4 g.    e) 5,5 g e 5,7 g.

**Resolução:**

Alternativa D

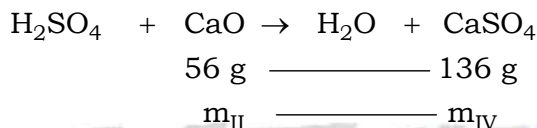
Teremos:

$$m_{\text{NaOH}} = m_{\text{I}}; \quad m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = m_{\text{III}}$$



$$m_{\text{III}} = \frac{142 \times m_{\text{I}}}{80} \quad (\text{a})$$

$$m_{\text{CaO}} = m_{\text{II}}; \quad m_{\text{CaSO}_4} = m_{\text{IV}}$$



$$m_{\text{IV}} = \frac{136 \times m_{\text{II}}}{56} \quad (\text{b})$$

$$m_{\text{III}} + m_{\text{IV}} = 25,37 \text{ g} \quad (\text{c})$$

$$m_{\text{I}} + m_{\text{II}} = 11,2 \text{ g}$$

Substituindo (a) e (b) em (c), vem:

$$\frac{142 \times m_{\text{I}}}{80} + \frac{136 \times m_{\text{II}}}{56} = 25,37 \text{ g} \quad (\text{d})$$

Teremos o sistema:

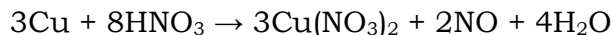
$$\begin{cases} \frac{142 \times m_{\text{I}}}{80} + \frac{136 \times m_{\text{II}}}{56} = 25,37 \text{ g} \\ m_{\text{I}} + m_{\text{II}} = 11,2 \text{ g} \end{cases}$$

Resolvendo, vem:

$$m_{\text{I}} = m_{\text{NaOH}} = 2,8 \text{ g}$$

$$m_{\text{II}} = m_{\text{CaO}} = 8,4 \text{ g}.$$

07. (UEG) O nitrato de cobre pode ser obtido a partir da reação de cobre metálico e ácido nítrico, conforme a equação abaixo:



De acordo com as informações apresentadas acima, considere que o cobre utilizado na reação apresenta uma pureza de 100% e, a partir de 635 g desse metal, determine:

a) a massa do sal que será formada.

b) o volume do recipiente, em que deverá ser armazenado todo o NO produzido, de forma que a pressão exercida pelo gás seja igual a 8,2 atm, a uma temperatura de 300 K.

**Resolução:**

Dados: Cu = 63,5; N = 14,0; O = 16,0; R = 0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

a) Teremos:

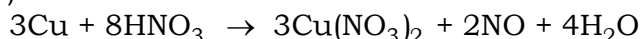


$$3 \times 63,5 \text{ g} \text{ ————— } 3 \times 178,5 \text{ g}$$

$$635 \text{ g} \text{ ————— } m_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2}$$

$$m_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = 1785 \text{ g}$$

b) Teremos:



$$3 \times 63,5 \text{ g} \text{ ————— } 2 \text{ mol}$$

$$635 \text{ g} \text{ ————— } n_{\text{NO}}$$

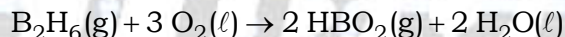
$$n_{\text{NO}} = 6,67 \text{ mol}$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$8,2 \times V = 6,67 \times 0,082 \times 300$$

$$V = 20,01 \text{ L}$$

08. (UESPI) Estudos investigando o composto diborano, B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, como possível combustível para foguetes, mostraram que a combustão desse composto gera o produto HBO<sub>2</sub>, como indicado pela equação:



Uma vez que um composto reativo, como o HBO<sub>2</sub>, foi produzido e não um composto relativamente inerte, como o B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, por exemplo, esses estudos foram suspensos. Calcule a massa de oxigênio líquido necessária para reagir com 40,0 g de diborano.

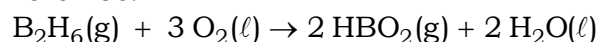
**Dados:** Massas molares em g.mol<sup>-1</sup>: H = 1; B = 10,8; O = 16.

a) 46,4 g.      b) 78,2 g.      c) 139 g.      d) 160 g.      e) 225 g.

**Resolução:**

Alternativa C

Teremos:



$$27,6 \text{ g} \text{ — } 3 \times 32 \text{ g}$$

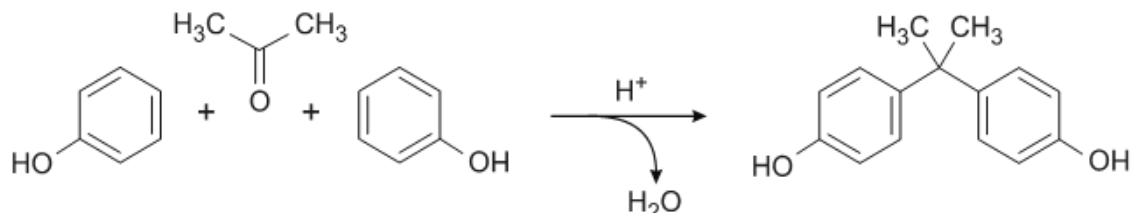
$$40,0 \text{ g} \text{ — } m_{\text{O}_2}$$

$$m_{\text{O}_2} = 139,13 \text{ g}$$

09. (MACKENZIE) Usado em plásticos, bisfenol-A pode alterar comportamento humano

O bisfenol-A é empregado amplamente por indústrias do mundo todo para a fabricação de plásticos e resinas. Além das mamadeiras, os produtos que contêm bisfenol-A incluem resinas dentárias, lentes de contato, CDs e DVDs e o revestimento interno de latas de refrigerante ou outras bebidas. O grande problema da molécula e de seus derivados é o fato de organismos de vertebrados “interpretarem” essas substâncias como hormônios sexuais, implicando em ampla gama de problemas ligados à overdose de bisfenol-A.

O bisfenol-A é preparado pela condensação, catalisada por um ácido, da propanona com fenol, descrita abaixo. Tipicamente, um grande excesso de fenol costuma ser usado para garantir a condensação completa.



Considerando a equação química dada e supondo um rendimento total do processo, ao reagirem 1160 g de propanona com 7520 g de fenol, a massa obtida do bisfenol-A, será de

**Dados:**

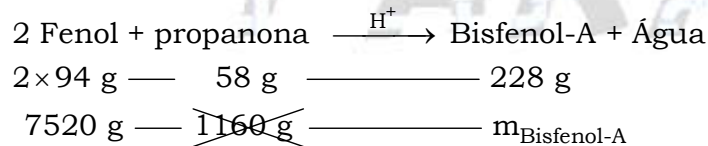
Massas molares (g/mol) propanona = 58, fenol = 94 e bisfenol-A = 228.

- a) 2,28 kg.    b) 4,56 kg.    c) 9,12 kg.    d) 8,04 kg.    e) 13,02 kg.

**Resolução:**

Alternativa B

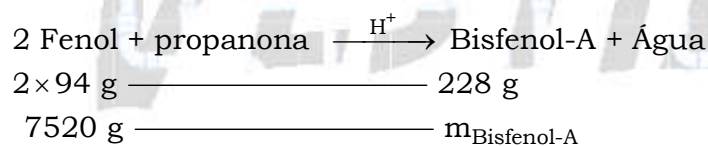
Teremos:



$$(2 \times 94 \times 1160) < (58 \times 7520)$$

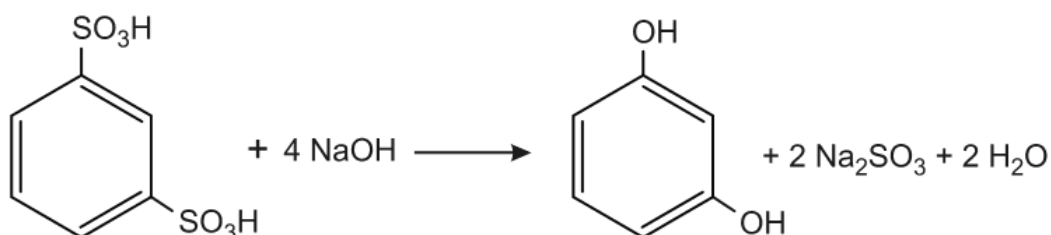
Excesso de propanona.

Então,



$$m_{\text{Bisfenol-A}} = 9120 \text{ g} = 9,12 \text{ kg}$$

10. (UNIFESP) Os fenóis são compostos com características bactericidas; seu uso como antisséptico hospitalar é mencionado desde o século XIX. Diversos produtos de higiene contêm derivados do fenol. O resorcinol pode ser sintetizado a partir da reação indicada na equação.

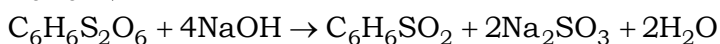
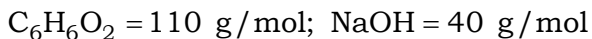


- a) Determine a massa de hidróxido de sódio necessária para produção de 55 g de resorcinol.
- b) Uma solução aquosa de resorcinol preparada com água destilada apresenta faixa de pH acima ou abaixo de 7,0? Justifique.

**Resolução:**

a) Transformando as fórmulas estruturais planas em moleculares, teremos a seguinte equação química:

A partir das massas atômicas fornecidas na tabela periódica:



$$4 \times 40 \text{ g} - 110 \text{ g}$$

$$m - 55 \text{ g}$$

$$m = \frac{4 \times 40 \times 55}{110} = 80 \text{ g}$$

Dados: C= 12; H= 1; Na = 23; S = 32.

b) O grupo OH ligado ao anel benzênico (fenol) apresenta caráter ácido, logo o pH estará abaixo de 7.

**11.** (UFTM) O titânio, à temperatura ambiente, tem estrutura cristalina hexagonal compacta (figura 1), chamada de fase alfa, a qual é estável até 882 °C; acima dessa temperatura, a estrutura muda para cúbica de corpo centrado (figura 2), chamada de fase beta. O titânio não é tóxico, mas, apesar de fisiologicamente inerte, o pó é carcinogênico. Outra consequência importante da sua atoxidade é a utilização desse metal e suas ligas como biomaterial, devido à excelente resistência à corrosão e alta biocompatibilidade.

(Química Nova On-line, vol. 30, n.º 2, 2007. Adaptado.)

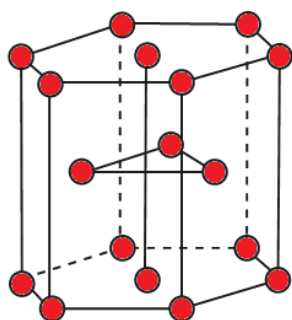


figura 1

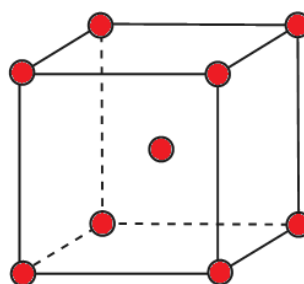
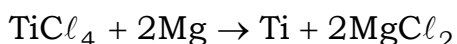
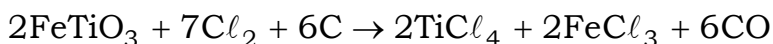


figura 2

Na indústria, o titânio é obtido pelo processo Kroll, a partir do minério ilmenita ( $FeTiO_3$ ), processo representado pelas equações:



a) Indique o nome do fenômeno que ocorre com o titânio por apresentar diferentes estruturas (figuras 1 e 2), bastante comum em diversos outros elementos na natureza. Compare as diferenças nas propriedades do titânio e de seu minério quanto à condutividade térmica.



b) Considerando o rendimento da reação como 100 %, calcule a massa aproximada de titânio que pode ser obtida a partir de 760 kg de ilmenita.

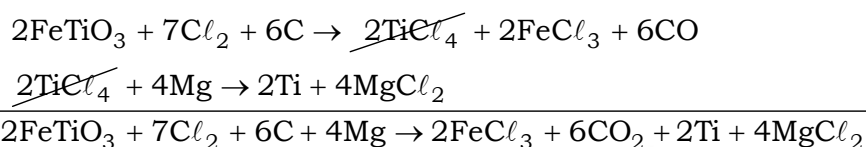
**Resolução:**

a) O nome do fenômeno que ocorre com o titânio é alotropia.

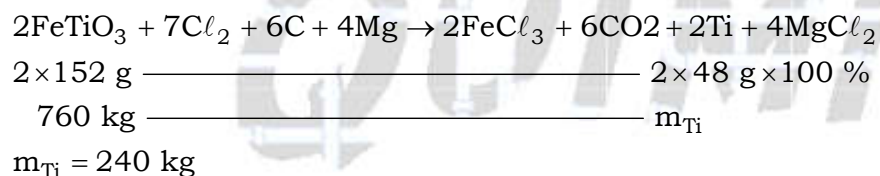
O titânio metálico é considerado um bom condutor térmico, pois a ligação presente no retículo cristalino é metálica. Nesse caso, existem elétrons livres.

O minério de urânio é um péssimo condutor de eletricidade, pois apresenta ligação iônica e, nesse caso, os íons ficam presos no retículo.

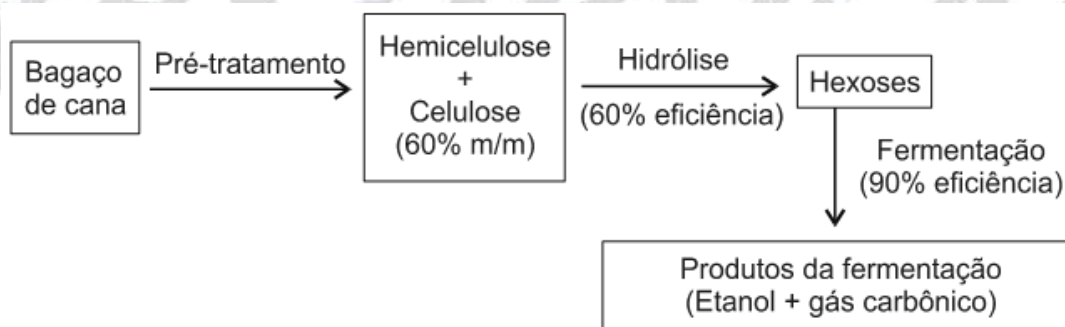
b) Somando a primeira equação com a segunda multiplicada por dois, teremos:



Então,



**12.** (UFPA) (Adaptado) No artigo “Biocombustíveis, não obrigado!” (MONBIOY. Jornal britânico “The Guardian”, 2007), o autor trata, entre outras coisas, da competição entre alimentos e combustíveis. Por exemplo, há um trecho em que diz: “Alertei, em 2004, que os biocombustíveis, iriam estabelecer uma competição entre alimentar carros e alimentar pessoas. As pessoas necessariamente perderiam: aqueles que têm recursos para ter um carro são, por definição, mais ricos do que aqueles que estão na iminência de morrer de fome”. Essa discussão que inclui a produção de etanol no Brasil, pois a área plantada para fins de produção deste combustível vem crescendo continuamente. Uma alternativa que pode ajudar a minimizar esta competição é a produção de etanol a partir do bagaço de cana (esquema de produção abaixo), pois se estima que, a cada safra, o excesso dessa biomassa no Brasil seja de aproximadamente seis milhões de toneladas.



Caso toda essa biomassa pudesse ser utilizada no processo acima esquematizado, o acréscimo, em milhões de litros, da produção brasileira de etanol hidratado, a cada safra, seria de

**Dados:** massas molares (g mol<sup>-1</sup>):  
 hexoses, representada pela glicose (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) = 180  
 etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) = 46  
 densidade do etanol: 800 g L<sup>-1</sup>

- a) 2.700    b) 2.430    c) 1.980    d) 1.242    e) 621

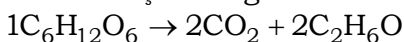
**Resolução:**

Alternativa D

Cálculo da massa de glicose (hexose):

$$m_{\text{glicose}} = 6 \times 10^6 \times 10^6 \text{ g (biomassa)} \times 0,60 \times 0,60 = 2,16 \times 10^{12} \text{ g}$$

Fermentação da glicose:



$$180 \text{ g (glicose)} \text{ — } 2 \times 46 \text{ g} \times 0,90 \text{ (etanol)}$$

$$2,16 \times 10^{12} \text{ g (glicose)} \text{ — } m_{\text{etanol}}$$

$$m_{\text{etanol}} = 0,9936 \times 10^{12} \text{ g}$$

$$800 \text{ g (etanol)} \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$0,9936 \times 10^{12} \text{ g (etanol)} \text{ — } V$$

$$V = 1242 \times 10^6 \text{ L}$$

**13.** (UFTM) O cloreto de cálcio, por ser um sal higroscópico, absorve umidade com facilidade. Devido a essa propriedade, é utilizado como agente secante nos laboratórios de química e pode ser preparado a partir da reação de calcário com ácido clorídrico.



A partir do resfriamento da solução aquosa de cloreto de cálcio, resultante da reação apresentada, forma-se o  $\text{CaCl}_2(\text{s})$ .

- a) Descreva os processos de separação envolvidos na obtenção do sólido  $\text{CaCl}_2$ .
- b) Calcule a massa de cloreto de cálcio que pode ser obtida a partir da reação de 625 g de calcário contendo 80 % de  $\text{CaCO}_3$  com excesso de solução de  $\text{HCl}$ .

**Resolução:**

a) A dissolução do cloreto de cálcio em água é um processo endotérmico, ou seja, absorve calor. Com o resfriamento da solução, a solubilidade do  $\text{CaCl}_2$  diminui e ocorre cristalização. Para separar os cristais de  $\text{CaCl}_2$  formados deve ser feita uma filtração simples.

b) A partir da equação química, teremos:

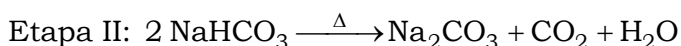
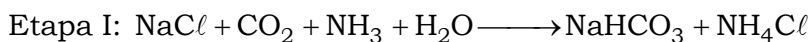


$$100 \text{ g} \text{ — } 111 \text{ g}$$

$$0,80 \times 625 \text{ g} \text{ — } m_{\text{CaCl}_2}$$

$$m_{\text{CaCl}_2} = 555 \text{ g}$$

**14.** (UFTM) O carbonato de sódio, importante matéria-prima na fabricação de vidros, pode ser produzido a partir da reação do cloreto de sódio, amônia e gás carbônico, processo químico conhecido como processo Solvay. São apresentadas duas etapas deste processo.

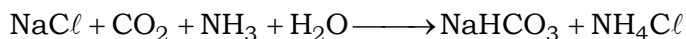


Considerando que o rendimento da etapa I é 75 % e o da etapa II é 100 %, a massa de carbonato de sódio, em kg, que pode ser produzida a partir de 234 kg de cloreto de sódio é

- a) 159.      b) 212.      c) 283.      d) 318.      e) 424.

**Resolução:**

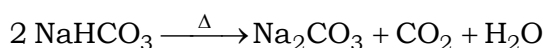
Alternativa A



$$58,5 \text{ g} \text{ ————— } 84 \text{ g} \times 0,75$$

$$234 \text{ kg} \text{ ————— } m_{\text{NaHCO}_3}$$

$$m_{\text{NaHCO}_3} = 252 \text{ kg}$$



$$2 \times 84 \text{ g} \text{ ————— } 106 \text{ g} \times 1$$

$$252 \text{ kg} \text{ ————— } m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 159 \text{ kg}$$

**15.** (UNICAMP) A Tireoidite de Hashimoto é uma doença que pode estar associada à ingestão excessiva de iodo, enquanto o Bócio é uma doença associada à falta de iodo na juventude. Já o Cretinismo é provocado pela deficiência de iodo durante a gestação. Essas são as questões consideradas pelo Ministério da Saúde (MS), que acredita que os brasileiros estejam consumindo, em média, 12 gramas de sal iodado por dia, em vez dos 5 gramas atualmente recomendados. Por isso, há uma proposta no MS no sentido de diminuir a quantidade de iodo no sal comercializado.

a) Considerando que a ingestão diária de iodo recomendada é de 70 microgramas e considerando ainda que o sal seja a única fonte de iodo, que a ingestão diária média de sal dos brasileiros é de 12 gramas e que haja 25 microgramas de iodo por grama de sal, calcule o percentual de redução de iodo do sal que o MS deveria recomendar.

b) Alguns pesquisadores, preocupados com essa possível medida, afirmam que “O MS deveria se esforçar para diminuir o consumo de sal em vez de propor a diminuição da concentração de iodo, pois essa mudança poderia trazer consequências para a saúde humana em locais onde o consumo diário não atinge 12 gramas de sal”. Levando-se em conta apenas as informações dadas, o aumento de que doença(s) estaria preocupando esses pesquisadores, caso a proposta fosse adotada? Justifique.

**Resolução:**

a) Sabemos que para cada grama de sal há 25µg de iodo, então:

$$25 \text{ µg de iodo} \text{ — } 1 \text{ g de sal}$$

$$m \text{ µg de iodo} \text{ — } 12 \text{ g de sal}$$

$$m = 300 \text{ µg de iodo (ingestão diária)}$$

$$300 \text{ µg de iodo} \text{ — } 100 \%$$

$$(300 \text{ µg} - 70 \text{ µg}) \text{ de iodo} \text{ — } p \text{ (percentual de redução)}$$

$$p = 76,67 \% \approx 77 \%$$

b) O aumento do cretinismo e do bócio estaria preocupando os pesquisadores, pois o iodo necessário para a prevenção destas doenças não estaria abaixo do recomendado.

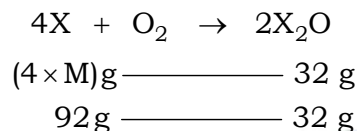
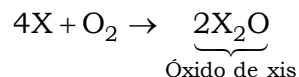
16. (PUCSP) O gás oxigênio reage com a substância elementar X para formar óxido de xis ( $X_2O$ ). Em determinado experimento, 32,0 g de gás oxigênio são completamente consumidos na reação com 100,0 g de X formando  $X_2O$  e restando 8,0 g de xis sem reagir. Conclui-se que o elemento X é

- a) Na    b) Ag    c) Cl    d) Rb    e) Nb

**Resolução:**

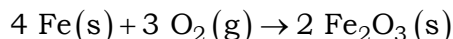
Alternativa A

Teremos:



$M = 23 \text{ g} \Rightarrow$  Massa molar = 23 g / mol  $\Rightarrow$  Sódio (Na).

17. (UERJ) No interior do casco dos navios, existem tanques que podem ter seu volume preenchido parcial ou totalmente com água do mar em função das necessidades de flutuabilidade. Como os tanques são constituídos de materiais metálicos, eles sofrem, ao longo do tempo, corrosão pelo contato com a água do mar, conforme a equação:



Um processo corrosivo no interior de um tanque fechado apresenta as seguintes características:

- volume interno  $\left\{ \begin{array}{l} 10.000 \text{ m}^3 \text{ de água do mar} \\ 30.000 \text{ m}^3 \text{ de ar} \end{array} \right.$
- concentração de gás oxigênio no ar, em volume  $\left\{ \begin{array}{l} \text{antes da corrosão: } 20,9 \% \\ \text{após a corrosão: } 19,3 \% \end{array} \right.$

Admita que, durante todo o processo de corrosão, o ar no interior do tanque esteve submetido às CNTP, com comportamento ideal, e que apenas o oxigênio presente no ar foi consumido. A massa de ferro, em quilogramas, consumida após o processo corrosivo foi igual a:

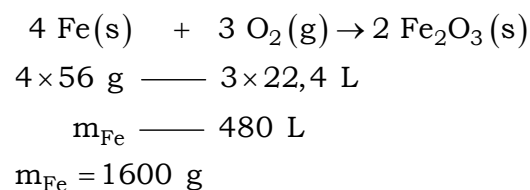
- a) 1300    b) 1600    c) 2100    d) 2800

**Resolução:**

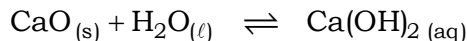
Alternativa B

$$30.000 \text{ m}^3 \text{ de ar ——— } 100 \% \left. \vphantom{30.000} \right\} V_{O_2} = \frac{30.000 \text{ m}^3 \times 1,6 \%}{100 \%} = 480 \text{ L}$$

$$V_{O_2} \text{ ——— } 1,6 \% \left. \vphantom{V_{O_2}} \right\}$$



18. (UFG) A argamassa é um material usado na construção civil, composto de uma fração ativa e outra inerte. A fração inerte é formada por areia e a fração ativa, por cimento e cal hidratada. A cal hidratada é obtida por meio da reação representada pela seguinte equação química:



Considerando-se uma argamassa para revestimento com um teor de 17 % de cal hidratada, a massa de óxido de cálcio e o volume de água necessários para a produção de 50 kg de argamassa são, aproximadamente,

Dados: H = 1; O = 16; Ca = 40.

$$d_{\text{água}} = 1 \text{ g/mL}$$

- a) 0,64 kg e 0,2 L.
- b) 6,4 kg e 2,0 L.
- c) 8,5 kg e 1,8 L.
- d) 8,5 kg e 2,0 L.
- e) 8,5 kg e 18,0 L.

**Resolução:**

Alternativa B

Teremos:



$$56 \text{ g} \text{ — } 18 \text{ g} \text{ — } 74 \text{ g}$$

$$m_{\text{CaO}} \text{ — } m_{\text{H}_2\text{O}} \text{ — } 50 \text{ kg} \times 0,17$$

$$m_{\text{CaO}} = 6,43 \text{ kg}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2,07 \text{ kg}$$

$$1 \text{ kg (H}_2\text{O}_{(l)}) \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$2,07 \text{ kg (H}_2\text{O}_{(l)}) \text{ — } V_{\text{(H}_2\text{O)}}$$

$$V_{\text{(H}_2\text{O)}} = 2,07 \text{ L}$$

**19.** (MACKENZIE) As reações de combustão são responsáveis pela produção de energia, como, por exemplo, em transporte (carros, aviões, trens, navios, etc.), usinas termoeletricas, processos industriais, geradores, e outros. O processo de combustão completa além de produzir energia, libera certa quantidade de dióxido de carbono e de vapor de água, na atmosfera.

Assim, a relação entre os volumes de gás oxigênio, nas CNTP, necessária para consumir, em um processo de combustão completa, um mol de metanol, um mol de butano, e um mol de octano, é, respectivamente,

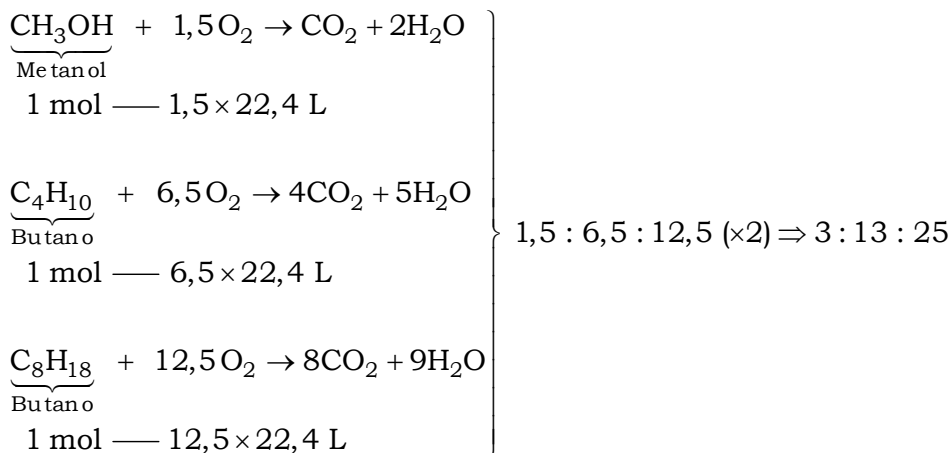
**Dado:** volume de um mol de gás nas CNTP = 22,4 L.

- a) 2 : 4 : 6.
- b) 1 : 8 : 16.
- c) 3 : 13 : 25.
- d) 1 : 2 : 4.
- e) 4 : 13 : 25.

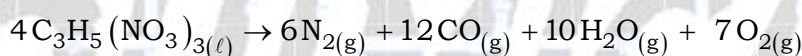
**Resolução:**

Alternativa C

Teremos as seguintes reações de combustão:



20. (ESPCEX (AMAN)) Dada a equação balanceada de detonação do explosivo nitroglicerina de fórmula  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_{3(\ell)}$ :



Considerando os gases acima como ideais, a temperatura de 300 Kelvin (K) e a pressão de 1 atm, o volume gasoso total que será produzido na detonação completa de 454 g de  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_{3(\ell)}$  é:

Dados:

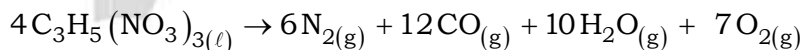
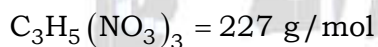
Elemento	H (hidrogênio)	C (carbono)	O (oxigênio)	N (nitrogênio)
Massa Atômica (u)	1	12	16	14

Constante universal dos gases:  $R = 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

- a) 639,6 L    b) 245,0 L    c) 430,5 L    d) 825,3 L    e) 350,0 L

**Resolução:**

Alternativa C



$$4 \times 227 \text{ g} \text{ --- } (6 + 12 + 10 + 7) \text{ mol de gases}$$

$$454 \text{ g} \text{ --- } n_{\text{gases}}$$

$$n_{\text{gases}} = 17,5 \text{ mol de gases}$$

A partir da equação de estado de um gás ideal, vem:

$$n_{\text{gases}} = 17,5 \text{ mol}; P = 1 \text{ atm}; R = 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}; T = 300 \text{ K}$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

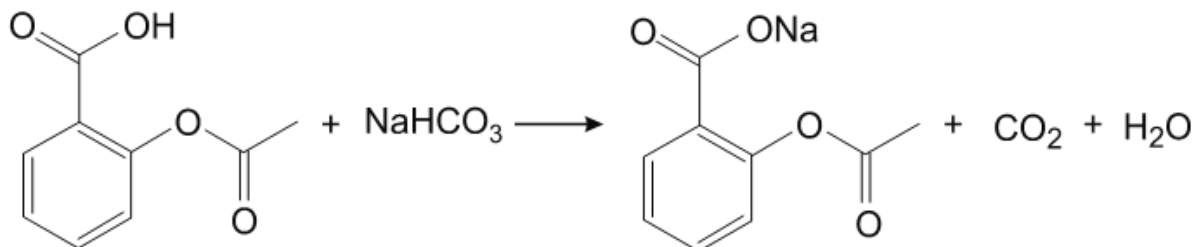
$$1 \times V = 17,5 \times 8,2 \cdot 10^{-2} \times 300$$

$$V = 430,5 \text{ L.}$$

21. (UFTM) A Aspirina® C é um medicamento indicado para o alívio sintomático da dor de cabeça, dor muscular e febre causadas por gripes e resfriados. É apresentada na forma de comprimido efervescente contendo 400 mg de ácido acetilsalicílico ( $180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ), além de ácido ascórbico e outras substâncias, como bicarbonato de sódio ( $84 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) e sacarina sódica.

(<http://www4.anvisa.gov.br>. Adaptado.)

A reação do ácido acetilsalicílico com bicarbonato de sódio é apresentada na equação.



a) Calcule a massa aproximada de bicarbonato de sódio necessária para reagir completamente com o ácido acetilsalicílico presente no comprimido.

b) Calcule o volume máximo de gás carbônico a 300 K e 1,0 atm que pode ser obtido a partir da reação de 90 g de ácido acetilsalicílico com excesso de bicarbonato de sódio. Considere R igual a  $0,08 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

### Resolução:

a) De acordo com a equação, teremos:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } (\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) \text{ ————— } 1 \text{ mol } (\text{NaHCO}_3) \\ 180 \text{ g ————— } 84 (\text{NaHCO}_3) \\ 400 \text{ mg ————— } m_{\text{NaHCO}_3} \end{array}$$

$$m_{\text{NaHCO}_3} = 187 \text{ mg}$$

b) Convertendo a massa de ácido acetilsalicílico para mol, vem:

$$n_{\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = \frac{m}{M} = \frac{90 \text{ g}}{180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,50 \text{ mol}$$

A partir da equação fornecida no enunciado e aplicando a equação de estado dos gases, teremos:

$$1 \text{ mol (ácido acetilsalicílico)} \text{ ————— } 1 \text{ mol } (\text{CO}_2)$$

$$0,50 \text{ mol (ácido acetilsalicílico)} \text{ ————— } 0,50 \text{ mol } (\text{CO}_2)$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$1 \text{ atm} \times V = 0,50 \text{ mol} \times 0,08 \text{ atm} \cdot \text{K} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 300 \text{ K}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 12 \text{ L}$$

22. (UFMG) O tipo mais comum de cálculo renal — popularmente conhecido como “pedra nos rins” — é formado por oxalato de cálcio, ou etandioato de cálcio, que se precipita no trato urinário, quando as concentrações de íons cálcio e oxalato ficam muito elevadas. Íons magnésio podem, também, estar presentes na urina e, nesse caso, formar precipitados de oxalato de magnésio.

a) No ácido oxálico, ou ácido etanodioico, cuja fórmula molecular é  $C_2H_2O_4$ , ambos os átomos de hidrogênio são ionizáveis. Represente a fórmula estrutural desse ácido, explicitando-se for o caso, a ocorrência de ligações múltiplas.

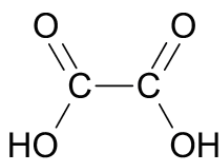
b) Escreva a equação química balanceada para a reação de íon oxalato com íon cálcio. Nessa equação, use a fórmula molecular para representar o íon oxalato.

c) Para determinar as concentrações de íons cálcio e magnésio em uma amostra de urina, esses íons foram precipitados como uma mistura de oxalatos. Esse precipitado foi, em seguida, aquecido e decompôs-se, dando origem a uma mistura de  $CaCO_3$  e  $MgO$  de massa igual a 0,0450 g. Dando continuidade ao experimento, aqueceu-se essa mistura a uma temperatura mais elevada e, então, obteve-se um resíduo sólido de  $CaO$  e  $MgO$  de massa igual a 0,0296 g. Calcule a massa de íons cálcio precipitada na amostra de urina original.

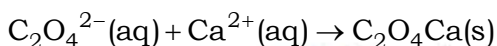
Para calcular massas molares relevantes, aproxime as massas atômicas de valores inteiros.

**Resolução:**

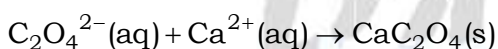
a) Fórmula estrutural plana do ácido oxálico ou etanodioico:



b) Equação química balanceada para a reação de íon oxalato ( $C_2O_4^{2-}$ ) com íon cálcio ( $Ca^{2+}$ ):



ou



c) Subtraindo-se a massa da mistura após o aquecimento da massa da mistura antes do aquecimento, obtém-se a massa de gás carbônico liberada e, conseqüentemente, o número de mols de  $CO_2$ .

$$\Delta m = 0,0450 \text{ g} - 0,0296 \text{ g} = 0,0154 \text{ g}$$

$$m_{CO_2} = 0,0154 \text{ g}$$

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{0,0154}{44} = 3,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol } Ca^{2+} \text{ ————— } 1 \text{ mol } CO_2$$

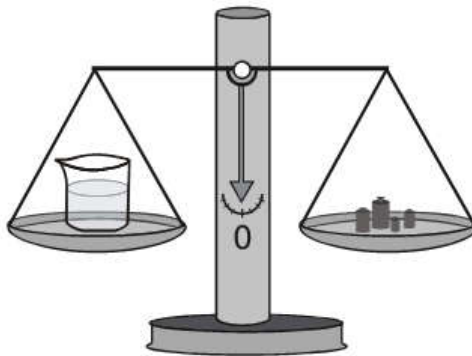
$$3,5 \times 10^{-4} \text{ mol ————— } 3,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{Ca^{2+}} = \frac{m_{Ca^{2+}}}{M_{Ca^{2+}}} \Rightarrow 3,5 \times 10^{-4} \text{ mol} = \frac{m_{Ca^{2+}}}{40}$$

$$m_{Ca^{2+}} = 3,5 \times 10^{-4} \times 40 = 0,014 \text{ g} = 1,4 \times 10^{-2} \text{ g}$$

**23.** (UFMG) Na figura abaixo está representada uma balança. No prato da esquerda há um béquer, que contém uma solução aquosa de ácido clorídrico  $HCl$ . No prato da direita, foram colocados alguns pesos, de forma que as massas, nos dois pratos, fiquem iguais.





Considere que se adiciona à solução ácida, acima descrita, uma solução aquosa de bicarbonato de sódio,  $\text{NaHCO}_3$ , o que resulta numa reação química.

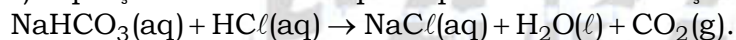
a) Escreva a equação balanceada que representa essa reação.

b) A massa da solução aquosa de bicarbonato de sódio adicionada é de 16,80 g, valor encontrado numa pesagem independente, feita em outra balança. Quando cessa a reação, para que a massa contida nos dois pratos permaneça igual, é necessário adicionar, ao prato da direita, pesos correspondentes a uma massa adicional de 16,36 g. Considerando a equação representada no item anterior, explique por que, no prato direito, a adição de apenas 16,36 g basta para equilibrar novamente a balança.

c) Calcule a quantidade de bicarbonato de sódio, em mol, presente na solução aquosa adicionada.

**Resolução:**

a) Equação balanceada que representa essa reação:

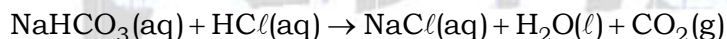


b) A adição de apenas 16,36 g já basta para equilibrar o sistema, pois ele está aberto e o  $\text{CO}_2(\text{g})$  escapa. Consequentemente ocorre uma diminuição de massa.

c) Teremos:

$$m_{\text{CO}_2} = 16,80 - 16,36 = 0,44 \text{ g}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{0,44}{44} = 0,01 \text{ mol}$$

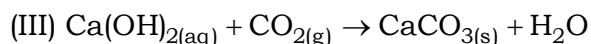
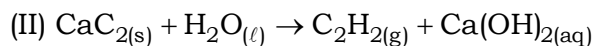
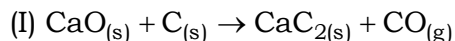


$$1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ mol}$$

$$0,01 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 0,01 \text{ mol}$$

A quantidade de  $\text{NaHCO}_3(\text{aq})$  é de 0,01 mol.

**24.** (UEM) Após fazer o balanceamento das reações a seguir, nos casos necessários, assinale o que for correto.



01) A reação balanceada que representa a produção de carbonato de cálcio sólido e gás acetileno, a partir de carbeto de cálcio sólido, gás carbônico e água líquida é  $\text{CaC}_{2(s)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{2(g)} + \text{CaCO}_{3(s)}$ .

02) Considerando-se um rendimento de 100% para qualquer uma das reações apresentadas no enunciado, (I), (II) ou (III), a síntese de 2 kg de  $\text{CaCO}_{3(s)}$  requer 1,4 kg de CaO.

04) Na reação (I), no sentido da reação direta, enquanto alguns átomos de  $\text{C}_{(s)}$  sofrem oxidação outros devem sofrer redução.

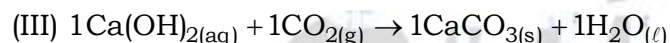
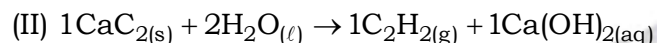
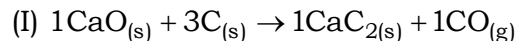
08) Nas reações (I), (II) e (III) pode-se encontrar o átomo de carbono com os Nox -2, -1, 0, +2 e +4.

16) A reação (II) pode ser classificada como uma reação de adição.

### Resolução:

01 + 04 = 05.

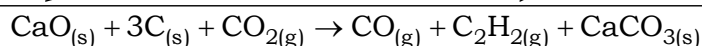
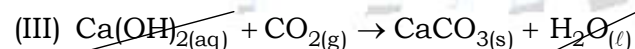
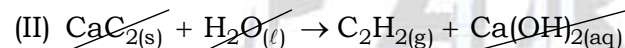
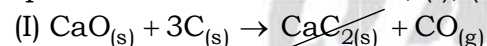
Teremos:



Análise das afirmações:

01) Correta. A reação balanceada que representa a produção de carbonato de cálcio sólido e gás acetileno, a partir de carbeto de cálcio sólido, gás carbônico e água líquida é  $\text{CaC}_{2(s)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{2(g)} + \text{CaCO}_{3(s)}$ .

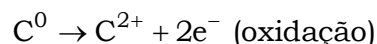
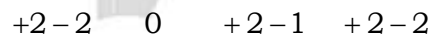
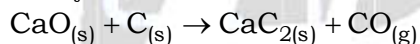
02) Incorreta. Considerando-se um rendimento de 100 % para qualquer uma das reações apresentadas no enunciado, (I), (II) ou (III), a síntese de 2 kg de  $\text{CaCO}_{3(s)}$  requer 1,12 kg de CaO:



$$56 \text{ kg} \quad \text{-----} \quad 100 \text{ kg}$$

$$1,12 \text{ kg} \quad \text{-----} \quad 2 \text{ kg}$$

04) Correta. Na reação (I), no sentido da reação direta, enquanto alguns átomos de  $\text{C}_{(s)}$  sofrem oxidação outros devem sofrer redução:

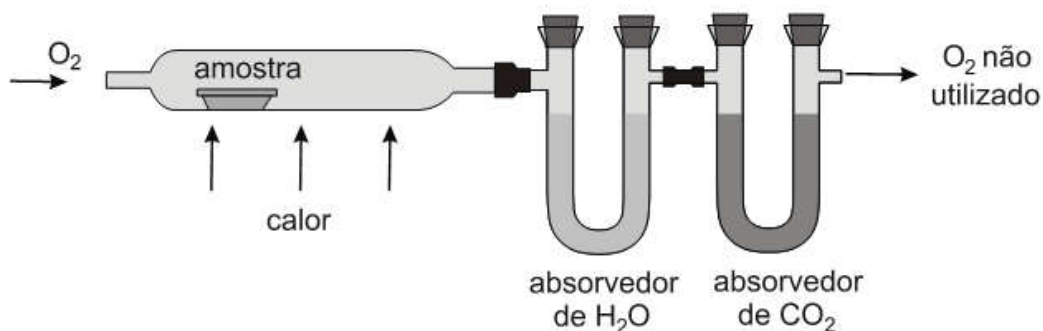


08) Incorreta. Nas reações (I), (II) e (III) pode-se encontrar o átomo de carbono com os Nox -2, -1, 0 e +2.

16) Incorreta. A reação (II) pode ser classificada como uma reação de dupla-troca.

**25.** (UFTM) A ribose e a glicose, sacarídeos encontrados em produtos naturais, apresentam a mesma fórmula empírica,  $\text{CH}_2\text{O}$ . Empregando-se um equipamento, como o representado na figura, que coleta e mede as quantidades dos gases produzidos na reação de um composto

orgânico com excesso de gás oxigênio, foram coletados 0,220 g de CO<sub>2</sub> na análise de 1×10<sup>-3</sup> mol de ribose.

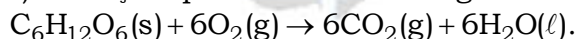


a) Dê o nome da reação química que ocorre com uma amostra de glicose (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) no equipamento descrito. Escreva a equação balanceada dessa reação.

b) Determine a massa molar da ribose. Apresente os cálculos efetuados.

**Resolução:**

a) A reação que ocorrem com a glicose é a combustão:



b) Foram coletados 0,220 g de CO<sub>2</sub> na análise de 1×10<sup>-3</sup> mol de ribose, então,

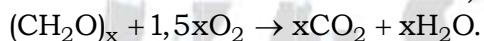
$$0,220 \text{ g (CO}_2\text{)} \text{ — } 10^{-3} \text{ mol (ribose)}$$

$$m_{CO_2} \text{ — } 1 \text{ mol (ribose)}$$

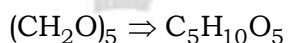
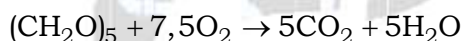
$$m_{CO_2} = 220 \text{ g}$$

$$n_{CO_2} = \frac{m}{M} \Rightarrow n_{CO_2} = \frac{220}{44} = 5 \text{ mol}$$

Como a ribose é um carboidrato, podemos representar sua combustão por:



Para x = 5 :



$$C_5H_{10}O_5 = 5 \times 12 + 10 \times 1 + 5 \times 16$$

$$C_5H_{10}O_5 = 150 \text{ g/mol}$$