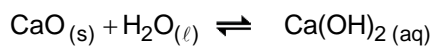


RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS  
AULA 09 – TURMA ANUAL

01 Item B

Teremos:



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

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

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

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

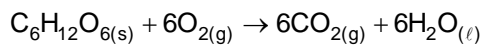
$$1 \text{ kg (H}_2\text{O}_{(\ell)}) \text{ — } 1 \text{ L}$$

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

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

02 Item E

Balaceando a equação, vem:



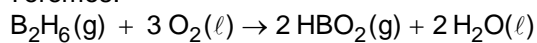
$$180 \text{ g} \text{ — } 6 \times 32 \text{ g}$$

$$25 \text{ g} \text{ — } m$$

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

03 Item C

Teremos:



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

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

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

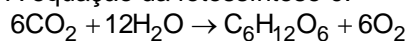
04 Item D

22,4 toneladas ( t ) de ferro-gusa — 32,0 t de hematita — 7,2 t de coque  
 67,2 toneladas ( t ) de ferro-gusa — x t de hematita — y t de coque

x = 96 t; y = 21,6 t.

05 Item A

A equação da fotossíntese é:



Assim, teremos:

6 mols de  $\text{CO}_2$  ————— 6 mols de  $\text{O}_2$

68 mols de  $\text{CO}_2$  —————  $n_{\text{O}_2}$

$n_{\text{O}_2} = 68$  mols de  $\text{O}_2$

Considerando que o gás encontra-se na C.N.T.P., teremos:

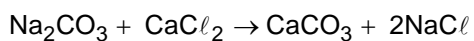
1 mol de  $\text{O}_2$  ————— 22,4 L

68 mols de  $\text{O}_2$  —————  $V_{\text{O}_2}$

$V_{\text{O}_2} = 1523,2$  L

06 Item C

Teremos:



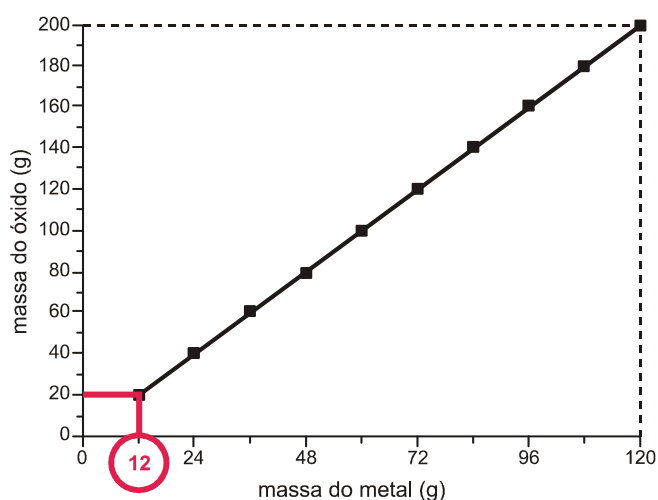
111 g — 100 g

$m_{\text{CaCl}_2}$  — 10 g

$m_{\text{CaCl}_2} = 11,1$  g

07 Item C

Analisando o gráfico percebe-se que 12 g do metal produzem 20 g do óxido:



Durante um experimento, realizado em recipiente fechado, foi colocado para reagir 1,00 g do referido metal, obtendo-se 1,40 g do seu óxido, então:

$$\begin{array}{l}
 12 \text{ g (metal)} \text{ ————— } 20 \text{ g (óxido)} \\
 m_{\text{metal}} \text{ ————— } 1,40 \text{ g (óxido)} \\
 m_{\text{metal}} = 0,84 \text{ g}
 \end{array}$$

Subtraindo a massa do metal da massa do óxido obtêm-se a massa de oxigênio:

$$\begin{array}{l}
 m_{\text{oxigênio}} = m_{\text{óxido}} - m_{\text{metal}} \\
 m_{\text{oxigênio}} = 1,40 - 0,84 = 0,56 \text{ g}
 \end{array}$$

De acordo com o gráfico:  $m_{\text{oxigênio}} = 20 \text{ g (óxido)} - 12 \text{ g (metal)} = 8 \text{ g}$ .

$$\begin{array}{l}
 12 \text{ g (metal)} \text{ ————— } 8 \text{ g (oxigênio)} \\
 1,50 \text{ g (metal)} \text{ ————— } m_{\text{oxigênio}} \\
 m_{\text{oxigênio}} = 1,0 \text{ g}
 \end{array}$$

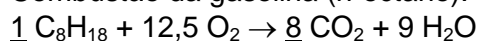
De acordo com o enunciado foram colocados 1,50 g do referido metal em contato com 1,20 g de oxigênio, então:

$$1,20 \text{ g} - 1,00 \text{ g} = 0,20 \text{ g (excesso de oxigênio)}, \text{ ou seja, o metal é totalmente consumido.}$$

$$\begin{array}{l}
 12 \text{ g (metal)} \text{ ————— } 20 \text{ g (óxido)} \\
 1,50 \text{ g (metal)} \text{ ————— } m_{\text{óxido}} \\
 m_{\text{óxido}} = 2,50 \text{ g}
 \end{array}$$

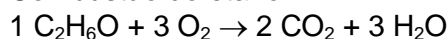
08 Item C

Combustão da gasolina (n-octano):



Podemos observar que 1 mol de n-octano fornece 8 mols de CO<sub>2</sub>.

Combustão do etanol:



Neste caso o etanol fornece 2 mols de CO<sub>2</sub>. A proporção é de 8 para 2, ou seja, (8/2) quatro.

09 Item B

$$P(\%) = 2,87\text{g AgCl} \times \frac{108\text{g Ag}}{153,5\text{g AgCl}} \times \frac{100\%}{10\text{g}} = 20,2\% \text{ Ag}$$

10 Item C

A balança se manterá em equilíbrio independentemente das reações, pois os sistemas estão fechados.

11 Item A

A equação de combustão pode ser representada por  $2 \text{ C}_8\text{H}_{18} + 25 \text{ O}_2 \rightarrow 16 \text{ CO}_2 + 18 \text{ H}_2\text{O}$

A partir da reserva mínima teremos:

$$m = 5 \times 10^9 \times 159 \text{ L óleo} \times \frac{20 \text{ L C}_8\text{H}_{18}}{100 \text{ L óleo}} \times \frac{0,72 \text{ kg C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ L C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{16 \times 44 \text{ kg CO}_2}{2 \times 114 \text{ kg C}_8\text{H}_{18}} =$$

$$= 353 \times 10^9 \text{ kg CO}_2 \text{ ou } \mathbf{3,53 \times 10^8 \text{ ton CO}_2}$$

12 Item A

A reação tratada é  $2 \text{ HCl} + \text{ CaCO}_3 \rightarrow \text{ CaCl}_2 + \text{ H}_2\text{O} + \text{ CO}_2$ .

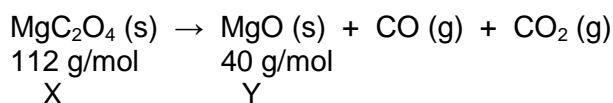
Vamos calcular a massa de CaCO<sub>3</sub> (100 g/mol) que reagiu para gerar todo o CO<sub>2</sub> citado.

$$m = 24,6 \text{ L CO}_2 \times \frac{\text{mol} \times \text{K}}{0,082 \text{ atm} \times \text{L}} \times \frac{10 \text{ atm}}{300 \text{ K}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{100\text{g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = \mathbf{1000\text{g CaCO}_3}$$

Convertendo-se essa massa em percentual de pureza, fica:

$$1000\text{g} \times \frac{100\%}{1200\text{g}} = \mathbf{83,33\%}$$

13 Questão sem resposta



Para a reação mostrada, a diferença entre as massas sólidas corresponde a 72g para 40g de Y.

$$m(Y) = 576 \text{ mg (X - Y)} \times \frac{40\text{g Y}}{72\text{g (X - Y)}} = \mathbf{320 \text{ mg Y}}$$

Dos 576mg sólidos, restam 320mg, portanto uma perda de 256mg.

$$P(\%) = 256 \text{ mg} \times \frac{100\%}{576 \text{ mg}} = \mathbf{44\%}$$

14 Item C

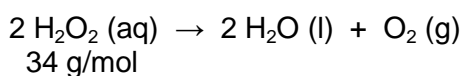
Sendo uma tonelada (1000kg) com 5% de material volátil, a quantidade de vapores corresponde a 50kg.

$$\text{Massa formada de I} = 5\text{L} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1\text{L}} \times \frac{0,9\text{g}}{1 \text{ mL}} = 4500\text{g ou } \mathbf{4,5 \text{ kg}}$$

Assim, seu rendimento em vapor é

$$R(\%) = 4,5 \text{ kg} \times \frac{100\%}{50 \text{ kg}} = \mathbf{9\%}$$

15 Item C



$$m(\text{g H}_2\text{O}_2) = 10 \text{ L O}_2 \times \frac{1\text{mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} \times \frac{2 \times 34\text{g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = \mathbf{30,4 \text{ g H}_2\text{O}_2}$$

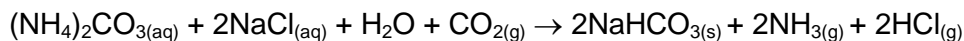
16 Item B

Dos 88,0 kg iniciais havia 66,0 kg de alumínio removidos durante a dissolução alcalina, restando 22,0 kg de resíduos sólidos.

Esses 22,0 kg são submetidos à dissolução ácida e restam 7,92 kg de resíduo sólido, demonstrando que havia 14,08 kg de magnésio. Para calcular esse valor percentual na mistura inicial teremos

$$P(\%) = 14,08 \text{ kg} \times \frac{100\%}{88,0 \text{ kg}} = \mathbf{16\%}$$

17 Item C



$$\begin{array}{l} 2 \times 58,5 \text{ g} \text{ -----} 2 \times 84 \text{ g} \\ 23,4 \text{ g} \text{ -----} \quad \quad \quad m \end{array}$$

$$\begin{array}{l} m = 33,6 \text{ g} \text{ -----} 100 \% \\ 25,2 \text{ g} \text{ -----} \quad \quad \quad p \end{array}$$

$$p = 75 \%$$

18 Item B

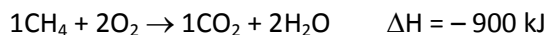
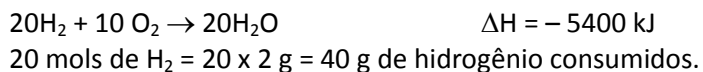
$$57\text{kg C}_8\text{H}_{18} \times \frac{8 \times 44 \text{ kg CO}_2}{1 \times 114\text{kg C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{1000\text{g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{22,4 \text{ L}}{44\text{g CO}_2} \times \frac{1\text{m}^3}{1000 \text{ L}} = 89,6 \text{ m}^3$$

19 Item B

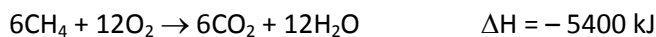
Teremos:



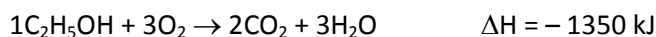
Multiplicando por 20, vem:



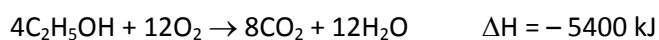
Multiplicando por 6, vem:



Foram produzidos 6 mols de CO<sub>2</sub> = 6 x 44 g = 264 g.



Multiplicando por 4, vem:



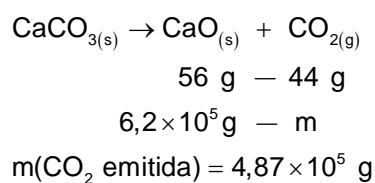
Foram produzidos 8 mols de  $\text{CO}_2 = 8 \times 44 \text{ g} = 352$

20 Item C

Teremos 62 % de  $\text{CaO}$ .

Massa de cimento: 1 tonelada ( $10^6 \text{ g}$ ).

62 % de  $10^6 \text{ g}$  de cimento equivale a 620.000 g ( $6,2 \times 10^5 \text{ g}$ )



Fator de emissão de  $\text{CO}_2 = \frac{\text{Massa de } \text{CO}_2 \text{ emitida}}{\text{Quantidade de material}}$

$$\text{Fator de emissão de } \text{CO}_2 = \frac{4,87 \times 10^5 \text{ g}}{10^6 \text{ g}} = 4,87 \times 10^{-1} \approx 4,9 \times 10^{-1}$$