

RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS
AULA 01 – TURMA FMJ

01. Item B

Para se determinar a fórmula mínima, faremos:

$$C = 60\% = \frac{60g}{12g/mol} = 5 \text{ mol}$$

$$H = 4,5\% = \frac{4,5g}{1g/mol} = 4,5 \text{ mol}$$

$$O = 35,5\% = \frac{35,5g}{16g/mol} = 2,22 \text{ mol}$$

Como não podemos ter números não inteiros na fórmula, dividiremos todos os resultados pelo menor valor (2,22), o que levará as quantidades abaixo.

$$C \cong 2,25 \text{ mol}$$

$$H \cong 2 \text{ mol}$$

$$O \cong 1 \text{ mol}$$

Para deixar o Carbono com um número inteiro de mol, devemos multiplicar sua quantidade por quatro (4), o que modificará os valores para:

$$C \cong 9 \text{ mol}$$

$$H \cong 8 \text{ mol}$$

$$O \cong 4 \text{ mol}$$

Assim, com números inteiros de mol, chegamos à fórmula mínima como sendo **C₉H₈O₄**.

02. Item C

Pesando-se a molécula teremos 581 g/mol, sendo que o carbono contribui com 252g para esse total.

$$581 \text{ g} \text{ ----- } 100\%$$

$$252 \text{ g} \text{ ----- } P$$

$$P = \frac{252 \times 100\%}{581} \cong 43,4\%$$

03. Item A

Para se determinar a fórmula mínima, faremos:

$$C = 37\% = \frac{37g}{12g/mol} = 3,1 \text{ mol}$$

$$H = 8\% = \frac{8g}{1g/mol} = 8 \text{ mol}$$

$$Cl = 55\% = \frac{55g}{35,5g/mol} = 1,55 \text{ mol}$$

Como não podemos ter números não inteiros na fórmula, dividiremos todos os resultados pelo menor valor (1,55), o que levará as quantidades abaixo.

$$C \cong 2 \text{ mol}$$

$$H \cong 5 \text{ mol}$$

$$Cl \cong 1 \text{ mol}$$

Assim, com números inteiros de mol, chegamos à fórmula mínima como sendo **C₂H₅Cl**.

04. Item E

Para se determinar a fórmula mínima, faremos:

$$C = 96g = \frac{96g}{12g/mol} = 8 \text{ mol}$$

$$H = 8g = \frac{8g}{1g/mol} = 8 \text{ mol}$$

$$O = 48g = \frac{48g}{16g/mol} = 3 \text{ mol}$$

Como já temos números inteiros, a fórmula dessa molécula é $C_8H_8O_3$.

Não há como simplificar mais os números encontrados, assim a fórmula mínima também é $C_8H_8O_3$.

05. Item D

Como há 87,5% de nitrogênio, o restante (12,5%) passa a ser do elemento hidrogênio. Assim:

$$N = 87,5\% = \frac{87,5g}{14g/mol} = 6,25 \text{ mol}$$

$$H = 12,5\% = \frac{12,5g}{1g/mol} = 12,5 \text{ mol}$$

Como não podemos ter números não inteiros na fórmula, dividiremos todos os resultados pelo menor valor (6,25), o que levará as quantidades abaixo.

$$N \cong 1 \text{ mol}$$

$$H \cong 2 \text{ mol}$$

Logo, a fórmula mínima esperada é NH_2 .

06. Item B

$$3,27 \times 10^{-25} \times 10^3 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ átomo Au}$$

$$10 \text{ g} \text{ ----- } n$$

$$n = \frac{10 \text{ átomos Au}}{3,27 \times 10^{-22}} \cong 3,06 \times 10^{22} \text{ átomos Au}$$

07. Item B

A massa atômica de um elemento química é determinada com base na **média ponderada** das massas de seus isótopos. Para o magnésio, temos:

$^{23,98}\text{Mg}$	$^{24,98}\text{Mg}$	^mMg
79%	10%	11%

Sendo a massa média citada como 24,30u, fica:

$$24,30 = \frac{23,98 \times 79 + 24,98 \times 10 + m \times 11}{100}$$

Esses valores levarão a uma massa **m** para o último isótopo igual **25,98u**.

08. Item D

A vitamina C, $C_6H_8O_6$, possui massa molar de 176 g/mol. Vamos determinar a massa consumida diariamente por Pauling.

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 176 \text{ g}$$

$$7,05 \times 10^{-3} \text{ mol} \text{ ----- } m$$

$$m \cong 1,24 \text{ g}$$

Agora vamos converter a massa encontrada em número de doses recomendadas.

$$62 \times 10^{-3} \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ dose}$$

$$1,24 \text{ g} \text{ ----- } n$$

$$n = 20,0 \text{ doses}$$

09. Item C

Ao romper uma lâmpada são liberados 20mg de mercúrio.

$$200 \text{ g Hg} \text{ ----- } 6,0 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$20 \times 10^{-3} \text{ g Hg} \text{ ----- } n$$

$$n = 6,0 \times 10^{19} \text{ átomos}$$

Agora vamos converter esse valor para metros cúbicos no ambiente verificado.

$$3,0 \times 10^{17} \text{ átomos} \text{ ----- } 1 \text{ m}^3$$

$$6,0 \times 10^{19} \text{ átomos} \text{ ----- } V$$

$$V = 200 \text{ m}^3$$

Nesse ambiente, o teor de mercúrio fica como sendo $20\text{mg}/200\text{m}^3$, ou seja, **0,10 mg/m³**. Como foi informado no texto que o valor limite para o ser humano é de **0,04 mg/m³**, o valor encontrado está **2,5 vezes** maior que o permitido na legislação.

10. Item A

A vitamina C, $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, possui massa molar de 176 g/mol. Vamos determinar a quantidade de moléculas da mesma em 500 mg.

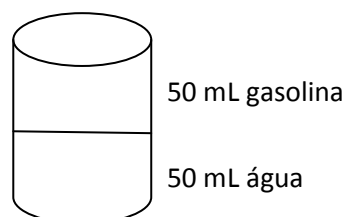
$$176 \text{ g} \text{ ----- } 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$500 \times 10^{-3} \text{ g} \text{ ----- } n$$

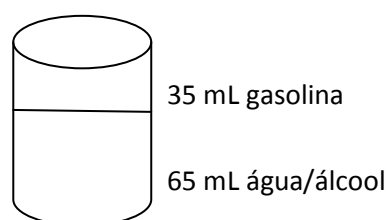
$$n \cong 1,70 \times 10^{21} \text{ moléculas}$$

11. Item B

Inicialmente



Após agitação



Isso mostra que dos 50 mL da gasolina, 15 mL correspondiam ao volume de álcool. Logo, para determinar o percentual de álcool, faremos:

$$50 \text{ mL} \text{ ----- } 100\%$$

$$15 \text{ mL} \text{ ----- } p$$

$$P = 30\%$$

12. Item A

O teor de água é 20% da massa total. Considerando uma tonelada (1000kg) de concreto, temos:

100% ----- 1000 kg

20% ----- m

A massa de água então é $m = 200\text{kg}$, o que corresponde a um volume líquido de **200L**.

13. Item B

A massa de ouro (M_1) somada à massa da prata (M_2) corresponde a 2,0 kg (2000g).

$$M_1 + M_2 = 2000$$

O volume de ouro (V_1) somado ao volume de prata (V_2) corresponde a 140 cm^3 .

$$V_1 + V_2 = 140$$

De acordo com as densidades citadas, para o ouro fica $M_1 = 20(V_1)$ e para a prata fica $M_2 = 10(V_2)$. Substituindo esses termos na primeira equação, fica:

$$20(V_1) + 10(V_2) = 2000, \text{ ou seja}$$

$$2(V_1) + (V_2) = 200$$

Fazendo-se um sistema com as duas equações destacadas, descobriremos que $V_1 = 60$. Portanto, a massa de ouro M_1 fica $20 \times 60 = 1200\text{g}$.

Logo, para completar 2000g, a massa de prata nessa amostra é equivalente a **800g**.

14. Item E

A amostra tem massa de 175,90g e seu volume corresponde ao deslocamento da água de 15,5 mL (65,5 – 50,0).

A densidade então fica $175,90\text{g}/15,5\text{mL}$, resultando no valor de aproximadamente **11,3 g/mL**.

15. Item C

Fazendo-se a relação entre a massa e o volume de cada substância, encontraremos as densidades abaixo.

$$X = 10\text{g}/3,7\text{cm}^3 = 2,7\text{ g/cm}^3 \text{ (Alumínio)}$$

$$Y = 20\text{g}/3,9\text{cm}^3 = 5,1\text{ g/cm}^3 \text{ (????????)}$$

$$Z = 35\text{g}/3,9\text{cm}^3 = 9,0\text{ g/cm}^3 \text{ (Cobre)}$$

16. Item D

O composto mostrado tem fórmula $\text{C}_{18}\text{H}_{27}\text{NO}_3$, levando a uma massa molar de 305g/mol, dos quais 216g são de carbono. Seu percentual em massa fica:

$$305\text{g} \text{ ----- } 100\%$$

$$216\text{g} \text{ ----- } p$$

$$P \cong 70,82\%$$

17. Item A

$$\begin{array}{l} 180 \text{ g} \text{ ----- } 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 45 \times 10^{-3} \text{ g} \text{ ----- } n \end{array}$$

$$n = 1,5 \times 10^{20} \text{ moléculas}$$

18. Item C

O hexano, C_6H_{14} , tem massa molar igual 86g/mol.

$$86 \text{ g} \text{ ----- } 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$4,3 \text{ g} \text{ ----- } n$$

$$n = 3,0 \times 10^{22} \text{ moléculas}$$

Cada molécula de C_6H_{14} contém um total de 20 átomos. Assim, para saber o total de átomos, faremos:

$$20 \times 3,0 \times 10^{22} = 6,0 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

19. Item C

$$100 \text{ g leite} \text{ ----- } 500 \text{ mg (Ca)}$$

$$400 \text{ g leite} \text{ ----- } m$$

$$m = 2000 \text{ mg ou } 2 \text{ g (Ca)}$$

Como o cálcio tem 40g/mol, ficamos com:

$$40 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol}$$

$$2 \text{ g} \text{ ----- } 0,05 \text{ mol}$$

20. Item A

O tanque cheio tem volume de combustível igual a 30 m^3 , equivalente a 30.000L ou $30.000.000 \text{ cm}^3$. Assim, vamos determinar a massa de gasolina presente.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ cm}^3 \text{ ----- } 0,85 \text{ g} \\ 30.000.000 \text{ cm}^3 \text{ ----- } m \end{array}$$

$$m = 2,55 \times 10^7 \text{ g}$$

O diesel S50 tem 50 partes por milhão (10^6) com relação ao enxofre.

$$10^6 \text{ g (gasolina)} \text{ ----- } 50 \text{ g (S)}$$

$$2,55 \times 10^7 \text{ g (gasolina)} \text{ ----- } M$$

$$M = 1275 \text{ g}$$

Esta é a massa máxima de enxofre presente no referido tanque.