

21 – Calculando Fórmulas Químicas.

As fórmulas químicas constituem uma representação simbólica ou matemática de um determinado composto. Estas podem determinar o número total de átomos em um molécula (fórmula molecular) ou por vezes observar a menor proporção em que os átomos se combinam para originar um dado composto (fórmula mínima), ou ainda fornecer a proporção percentual entre as massas dos elementos que compõe a substância (fórmula percentual).

A seguir descrevemos o conceito de cada tipo de fórmula e como calcula-las.

➤ **Fórmula percentual.**

Também chamada de fórmula centesimal, ela indica a porcentagem em massa de cada elemento que constitui a substância.

Determinação da fórmula percentual.

Através da fórmula molecular ou bruta da substância, aplicando os conceitos de massa atômica e molecular teremos a massa total do composto e atribuiremos percentual 100 para essa massa. A partir daí associaremos a massa de cada elemento químico presente no composto ao percentual em massa que ele representa, observe o exemplo:

Exercício Resolvido:



$$\text{MM} = 98\text{u}$$

$$98\text{u} \text{----} 100\% \text{ da massa de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$2\text{u H} \text{---} x$$

$$x = 2,04 \% \text{ de hidrogênio}$$

$$98\text{u} \text{----} 100\%$$

$$32\text{u S} \text{----} x$$

$$x = 32,65\% \text{ de enxofre}$$

98u ----- 100%

64u O--- x

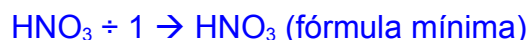
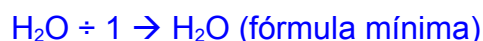
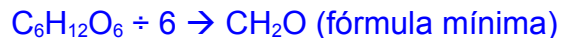
x = 65,31% de oxigênio

➤ **Fórmula mínima ou empírica.**

Esta fórmula indica a menor proporção, em números inteiros de mols, dos átomos dos elementos que constituem uma substância.

A determinação desta fórmula é realizada em laboratórios de química analítica, que necessitam determinar a quantidade dos constituintes de uma amostra e a massa de cada elemento que a compõe.

Quando nos é fornecida a fórmula molecular de um dado composto, basta acharmos o maior divisor possível para a fórmula que resulte em números inteiros, o resultado dessa divisão será:



Por vezes será fornecido a nós uma composição percentual ou centesimal do composto a ser formulado, nessa situação deveremos ter método para obtermos a fórmula molecular. Observe o exemplo a seguir atentamente.

Exercício resolvido.

Sendo a composição centesimal de uma substância é de 40% de carbono, 6,7% de hidrogênio e 53,3% de oxigênio. Determine a fórmula mínima dessa substância. (C =12, H=1, O=16)

- Observe que em 100g dessa amostra, temos 40g de carbono, 6,7g de hidrogênio e 53,3g de oxigênio.

- A partir dessas quantidades de massa(m) e das massas atômicas(MA) dos elementos, determine o número de mols(n) de átomos de cada elemento.

Lembre-se da relação:

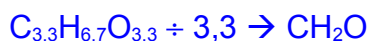
$$n = \frac{m}{MA}$$

$$C \Rightarrow n = \frac{40}{12} = 3,3 \text{ mols}$$

$$H \Rightarrow n = \frac{6,7}{1} = 6,7 \text{ mols}$$

$$O \Rightarrow n = \frac{53,3}{16} = 3,3 \text{ mols}$$

- Note que a proporção 3,3: 6,7: 3,3; não é a menor existente e não está em números inteiros. Devemos transformar esta proporção na menor possível, de números inteiros. Dividimos então todos os valores de números de mols, pelo menor valor de mols encontrado.



Logo a menor proporção em mols que o C, H e O, se combinam é 1:2:1, e a sua fórmula mínima é CH₂O.

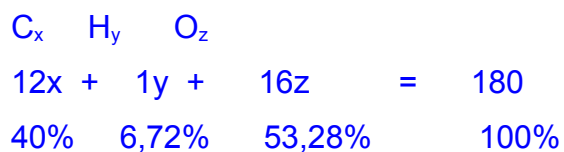
➤ Fórmula Molecular.

Determina a proporção total de átomos de cada elemento que constituem uma molécula.

Exercícios Resolvidos.

01. Um carboidrato de massa molecular 180u, apresenta em sua composição 40%C, 6,72%H e 53,28%^o Determine a sua fórmula molecular. (C=12, H=1, O=16).

- Podemos fazer uma relação direta entre as porcentagens em massa dos elementos com a massa molecular do composto.



$$\begin{array}{l} C \Rightarrow 12x \text{-----} 40\% \\ 180 \text{-----} 100\% \quad x \cong 6 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} H \Rightarrow 1y \text{-----} 6,72\% \\ 180 \text{-----} 100\% \quad x \cong 12 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} O \Rightarrow 16x \text{-----} 53,28\% \\ 180 \text{-----} 100\% \quad x \cong 6 \end{array}$$

Dessa forma, para o composto $C_xH_yO_z$ temos a fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$

PROPOSIÇÃO DE ATIVIDADES.

01. (UFRS) A combinação entre o nitrogênio e o oxigênio pode originar diferentes óxidos. Entre os óxidos nitrogenados a seguir, aquele que apresenta, em sua composição, o maior teor ponderal de nitrogênio é o; (Dados: N = 14, O = 16)

- a) NO
- b) NO₂
- c) N₂O
- d) N₂O₃
- e) N₂O₅

Resposta: letra C

$$\begin{array}{l} N_2O \text{-----} 44g \text{-----} 100\% \\ 28g (N) \text{-----} X \quad X = 63,6\% \text{ de N} \end{array}$$

02. (Ufu) Um óxido de nitrogênio foi analisado e apresentou as seguintes porcentagens em massa: 25,9% de nitrogênio e 74,1% de oxigênio.

Tendo em vista as informações apresentadas, faça o que se pede.

- Dê a fórmula empírica deste composto, demonstrando os cálculos utilizados.
- O óxido apresentado é um óxido molecular ou iônico? Justifique sua resposta.
- Escreva a equação que representa a reação entre este óxido e a água.

Dados: N = 14; O = 16.

Resposta: letra E

a) 1 átomo de nitrogênio ____ 14 u

x átomos de nitrogênio ____ 25,9 u

x = 1,85

1 átomo de oxigênio ____ 16 u

y átomos de oxigênio ____ 74,1 u

y = 4,63

$1,85/1,85 = 1$ (N); $1 \times 2 = 2$ (N).

$4,63/1,85 = 2,5$ (O); $2,5 \times 2 = 5$ (O).

A fórmula é N_2O_5

b) É um óxido molecular, pois apresenta ligações covalentes entre seus átomos.

c) $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$

03. (Mackenzie-SP) No freon, (CCl_2F_2), a porcentagem, em massa, de carbono, é:

[Massa molar (g/mol): C = 12; Cl = 35; F = 19]

a) 12 %

- b) 10 %
- c) 1 %
- d) 66 %
- e) 20 %

Resposta: letra B

CCl_2F_2 ----121gramas -----100%

12g (C) -----X X = 10%

04. (Mackenzie-SP) No colesterol, cuja fórmula molecular é $\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$, a porcentagem de hidrogênio é aproximadamente igual a:

Dados:

Massa molar (g/mol): C = 12 ; H = 1 ; O = 16

- a) 46 %
- b) 34 %
- c) 12 %
- d) 1 %
- e) 62 %

Resposta: letra C

$\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$ 386g -----100%

46g (H) -----X X = 12%

05. (Vunesp-SP) A massa de 1 mol de vanilina, uma substância utilizada para dar sabor aos alimentos, é constituída por 96g de carbono, 8g de hidrogênio e 48g de oxigênio. São dadas as massas molares, em g/mol: vanilina=152; H=1; C=12; O=16. As fórmulas empírica e molecular da vanilina são, respectivamente,

- a) $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}$ e $\text{C}_9\text{H}_{12}\text{O}_2$.
- b) $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_2$ e $\text{C}_7\text{H}_{12}\text{O}_4$.
- c) $\text{C}_5\text{H}_5\text{O}$ e $\text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{O}_2$.
- d) $\text{C}_5\text{H}_5\text{O}$ e $\text{C}_{11}\text{H}_{12}\text{O}$.

e) $C_8H_8O_3$ e $C_8H_8O_3$.

Resposta: letra E

96 gramas de carbono $\div 12 \rightarrow 8\text{ C}$

8 gramas de hidrogênio $\div 1 \rightarrow 8\text{ H}$

48 gramas de oxigênio $\div 16 \rightarrow 3\text{ O}$

$C_8H_8O_3 = 152\text{g/mol}$

06. (Vunesp-SP) Um composto de carbono, hidrogênio e oxigênio apresenta na sua constituição 40,0% de carbono e 6,6% de hidrogênio. A sua fórmula mínima é
Massas molares, em g/mol:

H = 1

C = 12

O = 16

a) CHO.

b) CH_2O .

c) CHO_2 .

d) C_2HO .

e) C_2H_2O .

Resposta: letra B

$C \Rightarrow n = \frac{40}{12} = 3,3\text{ mols}$

$H \Rightarrow n = \frac{6,6}{1} = 6,6\text{ mols}$

$O \Rightarrow n = \frac{53,4}{16} = 3,3\text{ mols}$

$C_{3,3}H_{6,6}O_{3,3} \div 3,3 \rightarrow CH_2O$

07. (Puccamp-SP) Á amostra de uma substância orgânica utilizada em análises químicas contém 0,50 mol de hidrogênio, 0,50 mol de carbono e 1,0 mol de

oxigênio. Sabendo-se que a massa molar da substância é igual a 90g/mol, pode-se afirmar que as fórmulas mínima e molecular são:

- a) $C_{0,5} H_{0,5} O_1$ e CHO_2
- b) CHO_2 e CHO_2
- c) $C_2H_2O_4$ e $C_2H_2O_4$
- d) CHO_2 e $C_2H_2O_4$
- e) CHO_2 e $C_3H_3O_6$

Resposta: letra D

08. (Mackenzie-SP) A fórmula mínima de um composto formado por nitrogênio e hidrogênio, cuja análise de 32 g de uma amostra revelou a presença de 87,5% (% em massa) de nitrogênio, é:

[Dadas as massas molares (g/ mol): N=14 e H=1]

- a) N_2H_3 .
- b) N_2H_4 .
- c) NH_3 .
- d) NH_2 .
- e) NH .

Resposta: letra D

32g-----100%

N----- 87,5%

N = 28g → 2N

H = 4g → 4H

N_2H_4 fórmula molecular ÷ 2 → NH_2 fórmula mínima

09. (Vunesp-SP) O nitrato de amônio é utilizado em adubos como fonte de nitrogênio. A porcentagem em massa de nitrogênio no NH_4NO_3 é

(Massas atômicas: N = 14; H = 1; O = 16)

- a) 35 %
- b) 28 %

- c) 17,5 %
- d) 42,4 %
- e) 21,2 %

Resposta: letra A

$\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow 80\text{gramas} \text{-----} 100\%$

28g-----N

N = 35%

10. (Puc-rio) A fórmula mínima de um composto orgânico é $(\text{CH}_2\text{O})_n$. Sabendo-se que o peso molecular desse composto é 180, qual o valor de n?

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8
- e) 12

Resposta: letra C

$(\text{CH}_2\text{O})_n = 180$

$(12+2+16)n = 180$

$30n = 180$

$n = 6$

11. (Uel-PR) Um hidrocarboneto de fórmula geral $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ tem massa molar igual a 96,0g/mol. Sua fórmula molecular é

Dados: Massas molares

C = 12 g/mol

H = 1 g/mol

- a) C_5H_8
- b) C_6H_{10}
- c) C_7H_{12}
- d) C_8H_{14}
- e) C_9H_{16}

Resposta: letra C

$\text{C}_n\text{H}_{2n-2} = 96$

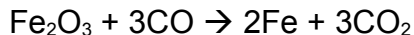
$12.n + 2n-2 = 96$

$14n = 98$

$n = 7$

C_7H_{12}

12. (UFES) Uma das reações que ocorrem na produção de ferro (Fe) a partir da hematita (Fe_2O_3) pode ser representada pela equação



A percentagem em massa de ferro na hematita, considerando-a pura, é

Massas atômicas: Fe = 56 u ; O = 16 u

- a) 16 %
- b) 35 %
- c) 49 %
- d) 56 %
- e) 70 %

Resposta: letra E

160gramas de hematita-----100%

112gramas de ferro-----X X = 70%

13. (Cesgranrio-RJ) Um hidrocarboneto apresenta 92,3% de carbono em sua composição. Se sua molécula-grama é 78g, o número de átomos de carbono na molécula é de:

(C = 12; H = 1)

- a) 2.
- b) 3.
- c) 4.
- d) 5.
- e) 6.

Resposta: letra E

78g-----100%

C ----- 92,3% C = 72grmas de carbono → 6 átomos de carbono

14. (Mackenzie-SP) Em lavagens de fios têxteis, usa-se o carbonato de sódio decahidratado

$(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O})$.

A fórmula do carbonato decahidratado ficará correta se x for igual a:

- a) 1
- b) 2
- c) 5
- d) 10
- e) 12

Resposta: letra D

$(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O})$.