



# FÓRMULAS QUÍMICAS

Quando se fala na palavra “Química”, uma das primeiras imagens que integra o nosso imaginário são aquelas fórmulas enormes, com uma quantidade gigantesca de símbolos diferentes, não é mesmo? Quando um novo composto orgânico, por exemplo, é sintetizado, faz-se necessário saber a natureza dos átomos (quem são) e a proporção entre eles (relação por massa ou por quantidade de matéria), para assim estabelecer uma fórmula específica.

Existem 3 tipos de fórmula para se determinar: **mínima (empírica), molecular e percentual**. Para isso, é preciso conhecer a composição e sua massa molecular.

## CÁLCULO DA FÓRMULA PERCENTUAL

A determinação percentual dos elementos integrantes de uma fórmula é importante, pois possibilita uma análise para qualquer amostra, independentemente de sua massa. Por ser uma porcentagem, a fórmula faz referência a 100 partes de massa (100 g, 100 kg) da substância (propriedade intensiva).

### 1º exemplo

A análise de 0,40g de um certo óxido de ferro revelou que ele encerra 0,28g de ferro e 0,12g de oxigênio. Qual é a sua fórmula centesimal?

Resolução:

$$\text{Para o Fe } \left\{ \begin{array}{l} 0,40 \text{ g de óxido} \\ 100 \text{ g de óxido} \end{array} \right. \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0,28 \text{ g de Fe} \\ x \% \text{ de Fe} \end{array} \right\} \quad x = 70 \% \text{ de Fe}$$

$$\text{Para o O } \left\{ \begin{array}{l} 0,40 \text{ g de óxido} \\ 100 \text{ g de óxido} \end{array} \right. \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 0,12 \text{ g de O} \\ y \% \text{ de O} \end{array} \right\} \quad y = 30 \% \text{ de O}$$

Conferindo: 70% + 30% = 100%

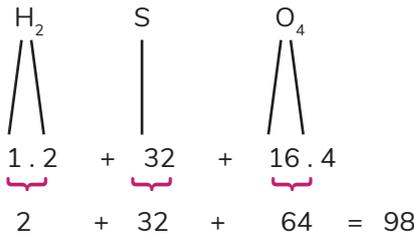
Outro caminho possível é o cálculo da fórmula centesimal a partir da fórmula molecular da substância.

### 2º exemplo

Calcular a composição centesimal do ácido sulfúrico (massas atômicas: H = 1; O = 16; S = 32).

Resolução:

Inicialmente, calculamos a massa molecular do ácido sulfúrico:



Em seguida, fazemos o cálculo das porcentagens:

$$\begin{array}{l}
 \text{Para o H} \left\{ \begin{array}{l} 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 2 \text{ g de H} \\ 100 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } x \% \text{ de H} \end{array} \right\} x = 2,04 \% \text{ de H} \\
 \text{Para o S} \left\{ \begin{array}{l} 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 32 \text{ g de S} \\ 100 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } y \% \text{ de S} \end{array} \right\} y = 32,65 \% \text{ de S} \\
 \text{Para o O} \left\{ \begin{array}{l} 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 64 \text{ g de O} \\ 100 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } z \% \text{ de O} \end{array} \right\} z = 65,31 \% \text{ de O}
 \end{array}$$

Evidentemente a soma desses resultados deve ser igual a 100 (ou quase 100, dependendo da aproximação dos cálculos, como aconteceria no 2º exemplo se usássemos  $2,0 + 32,6 + 65,3 = 99,9$ ). É sempre conveniente fazer essa soma para conferir os cálculos.

Geralmente os químicos enviam a amostra em estudo para um laboratório específico para analisar conforme sua combustão e recebem os resultados de acordo com sua composição percentual da massa.

## CÁLCULO DE FÓRMULAS MÍNIMAS (EMPÍRICA)

A principal ideia da fórmula mínima, é fornecer quem são os átomos participantes e a proporção mínima em número inteiros em uma molécula da substância. Para encontrar esses valor mínimos inteiros, basta utilizar a proporção conhecida em massa e converter para uma proporção mínima em termos de quantidade de matéria.

$$(\text{fórmula molecular}) = (\text{fórmula mínima}) \cdot n$$

Nessa expressão,  $n = 1, 2, 3, \dots$  número inteiro.

Vejamos, agora, um exemplo de cálculo da fórmula mínima. Calcular a fórmula mínima de um composto que apresenta 43,4% de sódio, 11,3% de carbono e 45,3% de oxigênio (massas atômicas: Na = 23; C = 12; O = 16).

Vamos adotar o seguinte esquema:

Dados	Divisão das porcentagens pelas respectivas massas atômicas	Divisão pelo menor dos valores encontrados (0,94)	Fórmula mínima
43,4% Na 11,3% C 45,3% O	$\frac{43,4}{23} = 1,88$ $\frac{11,3}{12} = 0,94$ $\frac{45,3}{16} = 2,82$	$\frac{1,88}{0,94} = 2$ $\frac{0,94}{0,94} = 1$ $\frac{2,82}{0,94} = 3$	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Proporção em massa	Proporção em átomos	Proporção em átomos	Proporção em átomos



Na segunda coluna, dividiu-se as porcentagens em massa pela respectiva massa molar (g/mol) dos átomos presentes na substância. Como os valores encontrados não são inteiros, dividiu-se todos os valores pelo menor número, garantindo assim os menores números inteiros, como mostrado na terceira coluna. Sabendo o valor de cada número inteiro para os átomos participantes da substância, é possível escrever a sua fórmula mínima.

## DETERMINAÇÃO DA FÓRMULA MOLECULAR

Se no caso visto anteriormente a **fórmula mínima** fornece a menor proporção entre os átomos de uma substância, a fórmula molecular expressa a quantidade exata de átomos de cada elemento químico que se combina para formar uma substância.

Conhecendo a massa molecular da substância e a sua fórmula mínima, a razão entre esses valores indica a multiplicidade da fórmula mínima em relação a molecular. Veja o exemplo a seguir:

### Exemplo

Uma substância de massa molar 180 encerra 40,00% de carbono, 6,72% de hidrogênio e 53,28% de oxigênio. Pede-se sua fórmula molecular. (Massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16)

Resolução:

Vamos inicialmente calcular a fórmula mínima, como aprendemos no item anterior:

Dados	Divisão das porcentagens pelas respectivas massas atômicas	Divisão pelo menor dos valores encontrados (0,94)	Fórmula mínima
40,00% de C	$\frac{40,00}{12} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	CH <sub>2</sub> O
6,72% de H	$\frac{6,72}{1} = 6,72$	$\frac{6,72}{3,33} \approx 2$	
53,28% de O	$\frac{53,28}{16} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	

Agora, podemos calcular a massa da fórmula mínima (CH<sub>2</sub>O), somando as massas atômicas dos átomos aí contidos: 12 + 1.2 + 16 = 30

$$\text{(fórmula molecular)} = (\text{CH}_2\text{O})n \text{ em que: } n = \frac{\text{(massa molar)}}{\text{(massa da fórmula mínima)}}$$

Podemos, também, dizer que:

Considerando que a massa molar foi dada no enunciado do problema (M = 180), concluímos que:



- ✉ [contato@biologiatotal.com.br](mailto:contato@biologiatotal.com.br)
- ▶ [/biologiajubulut](#)
- 📷 [Biologia Total com Prof. Jubulut](#)
- 📘 [@biologiatotaloficial](#)
- 🐦 [@Prof\\_jubulut](#)
- 📌 [biologiajubulut](#)