

INTRODUÇÃO AO ESTUDO DAS FÓRMULAS QUÍMICAS

META

Introduzir o estudo das fórmulas químicas e seus diversos tipos, além de mostrar as fórmulas de determinados compostos.

OBJETIVOS

Ao final da aula, o aluno deverá:
definir fórmulas químicas;
definir fórmula empírica;
conceituar fórmulas estruturais;
definir fórmula molecular; e
determinar fórmula de um composto partindo de seus dados percentuais de massa.

PRÉ-REQUISITOS

Formação das substâncias químicas.



Partindo do princípio de que os elementos químicos são representados por símbolos, as fórmulas são usadas para representar compostos ou agregados de átomos. A água, por exemplo, tem a **fórmula molecular** simples representada por H_2O . As

INTRODUÇÃO

4 maneiras de se representar uma molécula são: fórmula molecular, **fórmula empírica**, fórmula condensada e **fórmula estrutural**.

Cada uma dessas representações nos dá informação sobre a composição, forma estrutural e o arranjo espacial de uma molécula. É importante salientar que as propriedades físicas e químicas de um composto molecular dependem da forma com que seus elementos constituintes estão ligados e arranjados espacialmente.

Fórmula molecular

Fórmula que representa o número de cada elemento em um composto.

Fórmula empírica

Representação da relação numérica de números inteiros de átomos em um composto. Também conhecida como fórmula mínima.

Fórmula estrutural

Representação de como os átomos estão ligados entre si em uma molécula.



(Fonte: <http://www.appmg.org.br>).

A fórmula molecular de um composto dá-nos a informação sobre a composição da molécula. Esta representação utiliza o símbolo do elemento para indicar cada tipo de átomo na molécula e um subíndice para indicar. Logo, sua fórmula molecular é H_2O . A timina, figura 1, uma das bases nitrogenadas constituintes do DNA, pode ser representada por $C_5H_6N_2O_2$. O etanol ou álcool etílico, muito usado domesticamente, possui a fórmula molecular C_2H_6O .

FÓRMULA MOLECULAR

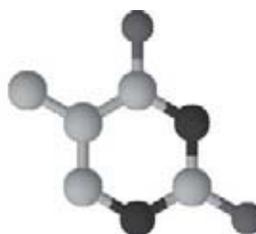
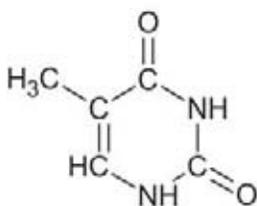


Figura 1: Molécula da timina.

FÓRMULA EMPÍRICA

A fórmula empírica dá-nos somente a informação sobre o número relativo de átomos de diferentes elementos em uma substância, sendo que tais números são mostrados nas razões mais simples. A glicose, um dos mais importantes carboidratos metabolizados pelo organismo de vários seres vivos, possui, em sua composição, somente átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio na seguinte proporção: 1:2:1. Logo, sua fórmula empírica é CH_2O . A fórmula molecular de um composto é sempre um múltiplo inteiro de sua fórmula empírica. No caso da glicose, sua fórmula molecular é 6 vezes a sua fórmula empírica, ou seja, $C_6H_{12}O_6$. É fácil constatar com esse exemplo que a fórmula empírica dá apenas uma proporção de átomos, enquanto o número real de átomos que constitui uma única molécula é informado pela fórmula molecular. A Tabela 1 mostra alguns exemplos de fórmulas moleculares e empíricas.

Tabela 1: Exemplo de fórmulas moleculares e empíricas.

Composto	Fórmula Molecular	Fórmula Empírica
Água	H ₂ O	H ₂ O
Dióxido de carbono	CO ₂	CO ₂
Sacarose (açúcar doméstico)	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
Glicose	C ₆ H ₁₂ O ₆	CH ₂ O
Enxofre	S ₈	S
Benzeno	C ₆ H ₆	CH

FÓRMULA CONDENSADA

Diferente da fórmula molecular que dá informação da composição de uma substância, a fórmula condensada nos diz um pouco mais sobre como os átomos estão agrupados e identifica partes da molécula. Observe o caso da molécula do etanol: a fórmula molecular do etanol é C₂H₆O, já a sua fórmula condensada é CH₃CH₂OH. Observe que existem três grupos de átomos na molécula de etanol, o grupo CH₃, o CH₂ e o OH. Em comparação com o éter de etílico, constatamos que tanto o etanol quanto o éter possuem a mesma fórmula molecular, C₂H₆O, porém a fórmula condensada do éter etílico evidencia um arranjo diferente dos respectivos elementos constituintes, CH₃OCH₃. Observe a figura 2.

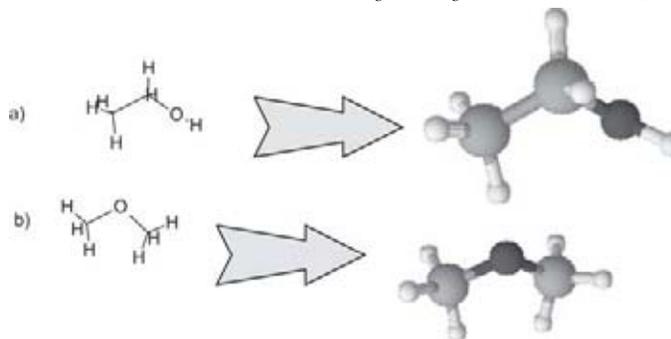
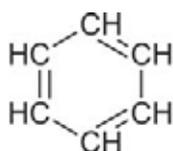


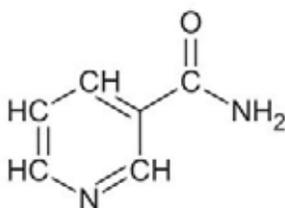
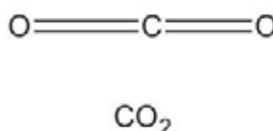
Figura 2: Moléculas: a) álcool etílico; b) do éter etílico.

FÓRMULA ESTRUTURAL

A *fórmula estrutural* de um composto dá-nos informação não só da composição atômica e dos seus grupos constituintes, mas também mostra como os elementos da molécula estão ligados entre si. A figura 3 apresenta a fórmula estrutural de alguns compostos.



Benzeno



Vitamina B₃

Niaciamida

Figura 3: Moléculas: exemplos de fórmulas estruturais de alguns compostos.

DETERMINAÇÃO DA FÓRMULA DE COMPOSTOS

Após definirmos os tipos e formas de representação de uma molécula, agora iremos, a partir de um composto puro e desconhecido, determinar as suas fórmulas empíricas e moleculares.

COMPOSIÇÃO PERCENTUAL

A lei da composição constante nos diz que a amostra de um composto puro possui os mesmos elementos combinados em proporções de massa definidas. Observe o exemplo:

Exemplo 1:

Admita que você tenha 10 mols, ou 170,3 g, de NH_3 . Calcule a porcentagem em massa de N e H na amostra de amônia.

Solução:

$$\text{N}(\%) = \frac{10(\text{ massa de 1 mol de N})}{\text{massa de 10 mols de NH}_3}$$

Etapa 1:

Como em cada mol de amônia tem 1 mol de N temos:

$$\text{N}(\%) = \frac{10 \times 14,007 \text{ g de N}}{170,3 \text{ g de NH}_3} = 82,24\%$$

Etapa 2:

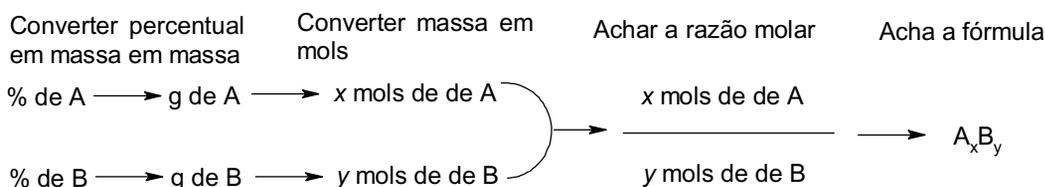
Como em cada mol de amônia tem 3 mols de H temos:

$$\text{H}(\%) = \frac{10 \times 3(\text{massa de 1 mol de H})}{\text{massa de 10 mol de de NH}_3} =$$

$$\text{H}(\%) = \frac{30 \times 1,008 \text{ g de N}}{170,3 \text{ g de NH}_3} = 17,76\%$$

FÓRMULA EMPÍRICA A PARTIR DA COMPOSIÇÃO PERCENTUAL

A obtenção da fórmula empírica e fórmula mínima a partir de dados de composição percentual é simplesmente o inverso do que foi discutido anteriormente. Observe o esquema a seguir:



Exemplo.2:

A hidrazina é um composto similar à amônia, que é usado para complexar metais e removê-los de água contaminada. As composições percentuais de uma amostra de hidrazina são: 82,42% de N e 12,58% de H. Determine a fórmula mínima ou empírica da hidrazina.

Etapa 1:

Seguindo o esquema mostrado acima, temos:

Converter os percentuais em massa para massa. Isso significa que em 100 g de hidrazina teríamos 82,42 g de N e 12,58 g de H.

Etapa 2:

Converter as massas em números de mols:

$$87,42 \text{ g} \leq \frac{1 \text{ mol de N}}{14,007 \text{ g de N}} = 6,241 \text{ mol de N}$$

$$12,58 \text{ g} \leq \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 12,48 \text{ mol de H}$$

Etapa 3:

Definir a razão molar entre o H e o N na hidrazina.

$$\frac{12,48 \text{ mols de H}}{6,241 \text{ mols de N}} = \frac{2,00}{1,00}$$

Etapa 4:

Como a razão molar entre H:N é 2:1, temos que a fórmula empírica da hidrazina é NH_2 .

Exemplo 3:

Calcular a fórmula mínima ou empírica do eugenol, um constituinte do óleo de cravo, cuja composição percentual é: C= 73,14%; H= 7,37% e O= 19,49%.

Etapa 1:

Em 100 g de eugenol, nós temos a seguinte composição em massa de cada um de seus constituintes:

C=73,14 g; H= 7,37 g e O= 19,49 g

Etapa 2:

Determinam o número de mols de cada elemento:

$$73,14 \text{ g de C} = \frac{1 \text{ mol de C}}{12,011 \text{ g de C}} = 6,089 \text{ mol de C}$$

$$7,37 \text{ g de H} = \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 7,31 \text{ mol de H}$$

$$19,49 \text{ g de O} = \frac{1 \text{ mol de O}}{15,999 \text{ g de O}} = 1,218 \text{ mol de O}$$

Etapa 3:

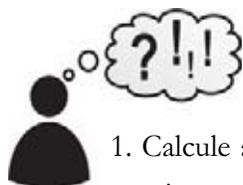
Definir a razão molar. Para isto, é usado, como referência, o menor número de mols.

$$\frac{6,086 \text{ mols de C}}{1,218 \text{ mols de O}} = \frac{4,999 \text{ mols de C}}{1,0 \text{ mols de O}} = \frac{5,00}{1,00}$$

$$\frac{7,31 \text{ mols de H}}{1,218 \text{ mols de O}} = \frac{6,0 \text{ mols de H}}{1,0 \text{ mols de O}} = \frac{6,00}{1,00}$$

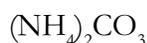
Etapa 4:

Como a razão molar entre o C:H:O é 5:6:1, temos que a fórmula empírica do eugenol é: $\text{C}_5\text{H}_6\text{O}$



ATIVIDADES

1. Calcule a composição percentual dos elementos em 1,0 mol nos seguintes compostos:

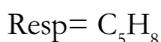


Dica: proceda de modo semelhante aos cálculos efetuados no exemplo 1.

Resp= 39,3% e 60,7%; 84,13% e 18,14%; 29,16%, 8,39%, 12,50 % e 49,96%

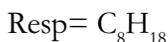
2. O isopreno é um líquido usado na síntese de borracha. Sua composição é: 88,17 % de C e 11,83% de H. Determine a fórmula empírica do isopreno.

Dica: proceda de modo semelhante aos cálculos efetuados no exemplo 2



3. O octano é usado como referência para determinação da qualidade da gasolina, octanagem. A composição percentual do octano é: C=84,14%; H=15,88%. Determine a fórmula mínima ou empírica do octano.

Dica: proceda de modo semelhante aos cálculos efetuados no exemplo 3



As fórmulas químicas são importantes para representar não somente o nome de um composto, mas para indicar a sua composição em número relativo de átomos e número relativo de mols de átomos (fórmula empírica). A fórmula molecular mostra o número de cada elemento no composto ou os seus respectivos números de mols. Já a fórmula condensada e a fórmula estrutural nos dão informação quanto ao modo como os átomos estão agrupados e como estes átomos estão ligados entre si, respectivamente.

CONCLUSÃO

RESUMO



Nesta aula, descrevemos os conceitos de fórmulas químicas, evidenciando a importância e as informações retiradas de cada uma delas. Também discutimos como é possível representar um composto em termos de composição percentual e utilizar informação da composição percentual de um composto para determinar sua fórmula empírica.

REFERÊNCIAS

KOTZ, John C.; TREICHEL JR., Paul M. **Química Geral 1 e reações químicas**. v. 1. São Paulo: Thomson Learning/Pioneira, 2005.
RUSSEL, John B. **Química Geral**. São Paulo: Makron Books, 1994. 2v.

PRÓXIMA AULA



Na próxima você irá aprender a efetuar cálculos químicos.