



MASSA ATÔMICA, MOLECULAR E MOLAR

MASSAS ATÔMICAS E MOLECULARES

Quando estudamos a tabela periódica, uma das coisas que observamos é a massa atômica dos elementos químicos. Ela é medida em “u” ou “u.m.a.” – unidade de massa atômica.



A referência para 1u é a massa do átomo de carbono-12 dividida por 12.

$$1u = \frac{\text{massa do átomo de } ^{12}\text{C}}{12}$$

Assim, a massa do átomo de carbono foi estipulada como 12u. Quando dizemos que um átomo de magnésio pesa 24u, ele tem a massa de 2 átomos de carbono.

$$1u = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ gramas}$$

Sabendo dessa relação, podemos calcular a massa de um único átomo qualquer. Por exemplo, a massa de um átomo de Oxigênio na tabela periódica é 16u. Em gramas, fica:

$$16u \times \frac{1,66 \times 10^{-24} \text{ g}}{1u} = 2,66 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Assim, um único átomo de oxigênio tem $2,66 \times 10^{-23}$ gramas.

Da mesma forma, podemos calcular em gramas a massa de uma única molécula, ou de um conjunto de moléculas.

$$1 \text{ molécula de } \text{H}_2\text{O} = 1u + 1u + 16u = 18u.$$

$$\text{Em gramas} = 18 \times 1,66 \times 10^{-24} = 2,30 \times 10^{-23} \text{ gramas.}$$

Sabemos, então, que uma única molécula de água pesa 18u, ou $2,30 \times 10^{-23}$ gramas.



Mas esse número é muuuuito fora da escala com que costumamos trabalhar! Por isso, é conveniente trabalharmos com 18 gramas, ao invés de 18 u.

Conhecendo a massa em gramas de uma molécula de água, podemos dividir a massa total (18g) pela massa de uma única molécula. Assim, descobrimos quantas moléculas de água estão em 18g de água.

$$\frac{18\text{g de água}}{2,30 \times 10^{-23} \text{ g/molécula}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Percebeu-se que esse número se repetia muito. Como já vimos, o oxigênio pesa 16u. Em 16g de oxigênio, encontramos exatamente:

$$\frac{16\text{g de Oxigênio}}{2,66 \times 10^{-23} \text{ g/átomo}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Essa mesma relação é válida para qualquer átomo, molécula ou substância. Esse número foi chamado de Número de Mol.

Quer testar se é verdade? Pegue a Tabela Periódica do BT e tente chegar no mesmo número para as seguintes entidades químicas:

- a) Hidrogênio (H)
- b) Sódio (Na)
- c) Gás Hidrogênio (H₂)
- d) Gás Carbônico (CO₂)
- e) Sulfato de Cobre (CuSO₄)

Assim, usamos a equivalência

$$6,02 \times 10^{23} \text{ unidades} = 1 \text{ mol}$$

Lembre-se que quando utilizamos a unidade de medida em gramas estamos tratando de 1 mol de entidades elementares. Quando a unidade de medida é o (u), nos referimos a átomos individuais, molécula, fórmula unitária. Veja os exemplos a seguir:

► Fórmula molecular da água: H₂O

Hidrogênio 2 . 1 u

Oxigênio: 1 . 16 u

Massa molecular da água: 2 u + 16 u = 18 u



► Fórmula molecular da ureia: $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

Carbono: $1 \cdot 12 + 12\text{u}$

Oxigênio: $1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u}$

Nitrogênio: $2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u}$

Hidrogênio: $4 \cdot 1 \text{ u} = 4\text{u}$

Massa molecular da ureia: $12 \text{ u} + 16 \text{ u} + 28 + 4 \text{ u} = 60 \text{ u}$

NÚMERO DE MOL

Na química, as espécies químicas (átomos, moléculas, íons) são extremamente pequenas. Por isso, nas reações químicas que presenciamos na vida real, estamos lidando com bilhões, trilhões, quadrilhões de moléculas e átomos – mesmo trabalhando com miligramas ou microgramas.

Assim, é mais cômodo trabalhar com uma grandeza. A grandeza em química que especifica essa quantidade é a quantidade de matéria: **o número de mols (n)**.

Um mol equivale a $6,02 \times 10^{23}$ unidades.

O conceito de mol funciona como o conceito de dúzia, ou centena. **É uma palavra que expressa uma quantidade de alguma coisa.** Por exemplo, 1 dúzia de ovos contém 12 ovos. Uma dúzia de lápis contém 12 lápis. Uma centena de ovos contém 100 ovos; um mol de ovos contém $6,02 \times 10^{23}$ ovos.

Assim, quando se diz que há 1 mol de espécie químicas, dizemos que há $6,02 \times 10^{23}$ unidades – sejam átomos, moléculas, íons... Como uma hora comporta 60 minutos, uma dúzia comporta 12 unidades, um mol comporta $6,02 \times 10^{23}$ unidades.



O valor encontrado para 1 mol é de $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementares. Esse valor é chamado de **constante de Avogadro**, pois quem o determinou primeiro foi Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro.



DETERMINAÇÃO DA MASSA MOLAR (MM)

A massa molar (MM) de uma substância nada mais é do que a massa em gramas que comporta $6,02 \times 10^{23}$ unidades daquela substância (g/mol).

Como já vimos, a massa em gramas de $6,02 \times 10^{23}$ unidades de uma substância é igual ao módulo de sua massa em u.

Assim, a massa molar da água é 18g/mol, porque 18g de água comportam um mol ($6,02 \times 10^{23}$ unidades) daquela substância, como vimos na relação mais acima.

A mesma relação é válida para qualquer substância. Pegando os exemplos acima, a massa molecular da ureia é de 60u; portanto, sua massa molar é 60g/mol.

CONVERSÃO DE MASSA PARA MOL

Até agora trabalhamos com quantidades inteiras: sempre com 1 mol exato de uma substância. Com uma regra de três, conseguimos descobrir o número de mol para qualquer quantidade de massa de uma substância.

Por exemplo, podemos saber quantos mols de água temos em 90g de água? Ora, se cada mol corresponde a 18g, basta uma divisão simples:

$$\text{Número de Mol (n)} = \frac{90 \text{ g}}{18 \text{ g}} = 5 \text{ mol}$$

Assim, descobrimos que em 90g de água, há 5 mols. Em moléculas de água, essa quantidade é $3,00 \times 10^{24}$ unidades.

Portanto, podemos sempre usar a fórmula:

$$\text{Número de Mol (n)} = \frac{\text{massa}}{\text{Massa Molar (MM)}}$$

A seguir, dois exemplos demonstram como é possível resolver de duas maneiras diferentes:

1° Exemplo:

Quantos mols correspondem a 88 g de dióxido de carbono (CO_2)? (Massa atômicas: C=12; O=16)

Resolução:

44 g de CO_2 ————— 1 mol de moléculas de CO_2
88 g de CO_2 ————— n

$$n = \frac{88}{44} \Rightarrow \boxed{n = 2 \text{ mols de moléculas de } \text{CO}_2}$$

**2° Exemplo:**

A conversão de quantidade de matéria (n) para massa (m) é feita pela massa molar (M). Assim, por exemplo, a massa molar da água é 18 g/mol, o que significa:

$$18\text{g de H}_2\text{O} = 1 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Dessa igualdade podemos obter outras duas:

a. dividindo-se os dois termos por 1 mol de H₂O; ou

b. divideremos os seguintes fatores de conversão:

$$\text{a. } \frac{18\text{g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1$$

$$\text{b. } \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18\text{g H}_2\text{O}} = 1$$

O primeiro fator de conversão transforma quantidade de matéria em massa. O segundo transforma massa em quantidade de matéria. Para isso, basta multiplicar a grandeza que se quer converter pelo respectivo fator de conversão. Veja os exemplos a seguir:

1. qual é a massa de 1,5 mol de água?

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1,5 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{18\text{g H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}}} = 27\text{g H}_2\text{O}$$

2. Qual é a quantidade de matéria (n) existente em 63g de água?

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 63 \cancel{\text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \cancel{\text{ g H}_2\text{O}}} = 3,5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

ANOTAÇÕES
