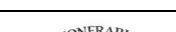
 Fábio Alexandre Professor	Físico - Química				
	Docente	Fábio Alexandre Santos			
	Série: 2º	Turma	Turno	Data	
	Área do Conhecimento		CNT Ciências da Natureza e suas Tecnologias		
	Componente curricular		Química	Nível de Ensino	

### Cálculos Químicos

#### Massa Atômica e Molecular: Fundamentos da Química

#### Massa Atômica e Molecular: Conceitos Essenciais

A massa atômica e a massa molecular são conceitos fundamentais para a compreensão da estequiometria e dos cálculos químicos. Elas permitem quantificar a matéria em nível atômico e molecular, facilitando a previsão das quantidades de reagentes e produtos em uma reação química.

#### Massa Atômica

A massa atômica é a massa de um átomo, geralmente expressa em unidade de massa atômica (u). A unidade de massa atômica é definida como  $\frac{1}{12}$  da massa de um átomo de carbono-12 ( $^{12}\text{C}$ ).

#### Unidade de Massa Atômica (u)

A unidade de massa atômica (u) é uma unidade de medida utilizada para expressar a massa de átomos e moléculas. Por definição:

$$1\text{u} = \frac{1}{12} \text{massa de um átomo de } ^{12}\text{C} \approx 1,66 \times 10^{-27} \text{kg}$$



#### OBSERVAÇÃO

O número de Massa é diferente de Número Atômico, pois o Número de Massa indica a quantidade de partículas, ou seja, a quantidade de prótons e nêutrons existente no núcleo do átomo, enquanto o número atômico é a média ponderada dos isótopos do referido elemento.

#### MASSA ATÔMICA DE UM ELEMENTO QUÍMICO

A maioria dos elementos químicos ocorre na natureza como uma mistura de isótopos. A massa atômica que encontramos na tabela periódica é a média ponderada das massas dos isótopos naturais de um elemento, levando em consideração suas abundâncias relativas.

A massa atômica média ( $M_{\text{média}}$ ) é calculada da seguinte forma:

$$M_{\text{média}} = (M_1 \times \%_1) + (M_2 \times \%_2) + \dots + (M_n \times \%_n)$$

Onde:

- $M_1, M_2, \dots, M_n$  são as massas dos isótopos.
- $\%_1, \%_2, \dots, \%_n$  são as abundâncias percentuais dos isótopos.

#### Exemplo:

O cloro (Cl) possui dois isótopos estáveis:

$^{35}\text{Cl}$  (massa = 34,969 u, abundância = 75,77%) e

$^{37}\text{Cl}$  (massa = 36,966 u, abundância = 24,23%). A

massa atômica média do cloro é:

$$M_{\text{média}} = (34,969\text{u} \times 0,7577) + (36,966\text{u} \times 0,2423) \approx 35,45\text{u}$$

#### Massa Molecular

A massa molecular é a massa de uma molécula, que é a soma das massas atômicas de todos os átomos que a constituem. A massa molecular também é expressa em unidade de massa atômica (u).

#### Cálculo da Massa Molecular

Para calcular a massa molecular de uma substância, basta somar as massas atômicas de todos os átomos presentes na fórmula molecular.

#### Exemplo:

Calcular a massa molecular da água ( $\text{H}_2\text{O}$ ):

- Massa atômica do hidrogênio (H) = 1,008 u
- Massa atômica do oxigênio (O) = 16,00 u

$$\text{Massa molecular da água} = (2 \times 1,008\text{u}) + (1 \times 16,00\text{u}) = 18,016\text{u}$$

#### Mol e Número de Avogadro

O conceito de mol é crucial para relacionar a massa atômica e molecular com as quantidades macroscópicas de substâncias químicas.

#### Mol

O mol (símbolo: mol) é a unidade de quantidade de substância no Sistema Internacional de Unidades (SI). Um mol contém exatamente  $6,02214076 \times 10^{23}$  entidades elementares. Essa quantidade é conhecida como número de Avogadro ( $N_A$ ).

$$1\text{mol} = 6,022 \times 10^{23} \text{ entidades}$$

#### Número de Avogadro ( $N_A$ )

O número de Avogadro ( $N_A$ ) é o número de entidades elementares (átomos, moléculas, íons, etc.) em um mol



de uma substância. Seu valor é aproximadamente  $6,022 \times 10^{23}$  mols<sup>-1</sup>.

### Massa Molar

A massa molar (MM) de uma substância é a massa de um mol dessa substância, expressa em gramas por mol (g/mol). Numericamente, a massa molar é igual à massa atômica (para elementos) ou à massa molecular (para compostos) expressa em unidade de massa atômica (u).

#### Exemplo:

- A massa atômica do sódio (Na) é 22,99 u. Portanto, a massa molar do sódio é 22,99 g/mol.
- A massa molecular da água (H<sub>2</sub>O) é 18,016 u. Portanto, a massa molar da água é 18,016 g/mol.

### Aplicações da Massa Atômica e Molecular

A massa atômica e molecular são utilizadas em diversos cálculos químicos, incluindo:

- **Cálculo da composição percentual:** Determinar a porcentagem em massa de cada elemento em um composto.
- **Conversão entre massa e número de mols:** Calcular a quantidade de substância (em mols) a partir da massa, e vice-versa.
- **Estequiometria:** Determinar as quantidades de reagentes e produtos em uma reação química balanceada.
- **Determinação de fórmulas empíricas e moleculares:** A partir da composição elementar de um composto, determinar sua fórmula empírica e, com a massa molar, sua fórmula molecular.

A massa atômica e a massa molecular são conceitos essenciais para a compreensão da química, permitindo a quantificação da matéria em nível atômico e molecular e possibilitando a realização de cálculos estequiométricos precisos. O conceito de mol e o número de Avogadro são ferramentas indispensáveis para relacionar as quantidades microscópicas com as quantidades macroscópicas de substâncias químicas

### Exercícios

01. Calcule as massas moleculares das seguintes substâncias:

- |                                  |   |
|----------------------------------|---|
| a) C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> | e) CH <sub>3</sub> COONa                                |
| b) SO <sub>2</sub>               | f) (NH <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>      |
| c) CaCO <sub>3</sub>             | g) Fe <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>3</sub>  |
| d) NaHSO <sub>4</sub>            | h) Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> · 10H <sub>2</sub> O |

02. Calcule as massas moleculares das seguintes substâncias:

- |                         |                             |
|-------------------------|-----------------------------|
| a) clorato de potássio; | d) nitrato de ouro III;     |
| b) sulfato férrico;     | e) pirofosfato de alumínio; |
| c) cianeto de zinco;    | f) tetróxido de triferro.   |

03. Um composto Al<sub>2</sub>(XO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> apresenta uma massa-fórmula igual a 342. Determine a massa atômica do elemento X. (Massas atômicas: Al = 27; O = 16)

04. Determine o número de átomos existentes em:

- 1,5 mols de átomos de Ca (MA = 40);
- 6,0 mols de átomos de S (MA = 32);
- 10 g de cálcio;
- 128 g de enxofre.

05. Determine a massa em gramas de:

- 0,16 mols de átomos de Na (MA = 23);
- $1,2 \cdot 10^{23}$  átomos de sódio;
- 8,0 mols de átomos de mercúrio (MA = 200);
- $1,2 \cdot 10^{24}$  átomos de mercúrio;
- 1 átomo de titânio (MA = 48).

06. Determine o número de moléculas existentes em:

- 7,8 g de benzeno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) (MM = 78);
- 460 g de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) (MM = 46);
- 6 000 g de ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH) (MM = 60);
- $1,8 \cdot 10^{-1}$  g de água (H<sub>2</sub>O) (MM = 18);
- 3,4 g de amônia (NH<sub>3</sub>) (MM = 17).

07. Uma pessoa normal elimina por dia cerca de 30 g de uréia, pela urina. Quantos átomos de nitrogênio são eliminados diariamente através da urina? (Massa molar da uréia [CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>] = 60 g mol<sup>-1</sup>)

08. Considerando que a taxa de glicose no sangue de um indivíduo é de 90mg em 100 mL de sangue, e que o volume sanguíneo deste indivíduo é 4L, determine:

- Número de mols de glicose existente nos 4 L de sangue;
- Número de moléculas de glicose existente nos 4 L de sangue;
- Número total de átomos na glicose existente nos 4 L de sangue.

(Massa mola da glicose [C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>] = 180 g mol<sup>-1</sup>)

09. Se a sua assinatura, escrita com a grafite do lápis, pesa 1,2 mg, podemos afirmar que sua assinatura é formada por: (Massa atômica: C = 12)

- |                                    |                                    |
|------------------------------------|------------------------------------|
| a) 12 átomos de C                  | d) $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos de C |
| b) $6,0 \cdot 10^{19}$ átomos de C | e) $7,2 \cdot 10^{24}$ átomos de C |
| c) $1,2 \cdot 10^{22}$ átomos de C |                                    |

10. (MACK-SP) O peso de um diamante é expresso em quilates. Um quilate, que é dividido em 100 pontos, equivale a 200 miligramas. O número de átomos de carbono existente em um diamante de 25 pontos é de: (**dados:** <sup>12</sup>C; n° de Avogadro =  $6,0 \cdot 10^{23}$ )

- a)  $25 \cdot 10^{20}$  átomos de C      d)  $1,2 \cdot 10^{22}$  átomos de C  
b)  $25 \cdot 10^{21}$  átomos de C      e)  $6,0 \cdot 10^{23}$  átomos de C  
c)  $6,0 \cdot 10^{19}$  átomos de C

11. (UERJ-RJ) *O perigo oculto das embalagens Alumínio, chumbo e materiais plásticos como o polipropileno são substâncias que estão sob suspeita de provocar intoxicações no organismo humano.*

(O Globo, 13/07/97)

Considerando uma embalagem de creme dental que contenha 0,207 g de chumbo, o número de mols de átomos desse elemento químico corresponde a: (Dado: Massa molar do Pb = 207 g/mol)

- a)  $1,00 \cdot 10^{-3}$  b)  $2,07 \cdot 10^{-3}$  c)  $1,20 \cdot 10^{23}$  d)  $6,02 \cdot 10^{23}$

12. (Unicamp-SP) Quantas moléculas de butano ( $C_4H_{10}$ ) existem num isqueiro contendo 5,8 g desta substância? (Número de Avogadro:  $6,0 \cdot 10^{23}$  moléculas em um mol)

13. (Unicamp-SP) Em uma pessoa adulta com massa de 70,0 kg., há 1,6 kg de cálcio. Qual seria a massa dessa pessoa, em kg, se a Natureza houvesse, ao longo do processo evolutivo, escolhido o bário em lugar do cálcio?

Dados: massas atômicas relativas: Ca = 40, Ba = 137

14. Calcule a massa de carbonato de amônio  $(NH_4)_2CO_3$ , em gramas, que contém  $1,5 \cdot 10^{20}$  átomos de hidrogênio. (Dados: N = 14; H = 1; C = 12; O = 16)