

<b>Físico - Química</b>				
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	Médio	



## 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 estequiométria 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 ( $M_{média}$ ) é calculada da seguinte forma:

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

[www.fabioalexandre.com](http://www.fabioalexandre.com)



@prof.fabioalexandre

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

### 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

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

### 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 ( $N_A$ ).  
 $1\text{mol} = 6,022 \times 10^{23}$  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

email: fabioalexandre71@yahoo.com.br

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 ( $\text{Na}$ ) é 22,99 u. Portanto, a massa molar do sódio é 22,99 g/mol.
  - A massa molecular da água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) 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  $\text{Al}_2(\text{XO}_4)_3$  apresenta uma massa-fórmula igual a 342. Determine a massa atómica do elemento X. (Massas atómicas: Al = 27; O = 16)

04. Determine o número de átomos existentes em:

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

05. Determine a massa em gramas de:

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

06. Determine o número de moléculas existentes em:

  - a) 7,8 g de benzeno ( $C_6H_6$ ) (MM = 78);
  - b) 460 g de etanol ( $C_2H_5OH$ ) (MM = 46);
  - c) 6 000 g de ácido acético ( $CH_3COOH$ ) (MM = 60)
  - d)  $1,8 \cdot 10^{-1}$  g de água ( $H_2O$ ) (MM = 18);
  - e) 3,4 g de amônia ( $NH_3$ ) (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  $[CO(NH_2)_2] = 60 \text{ g mol}^{-1}$ )

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:

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

9. 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

0. (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:**  $^{12}\text{C}$ ; 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: (Dados: 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 = 10, 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)