

MASSAS
E
MEDIDAS



PROF. AGAMENON ROBERTO

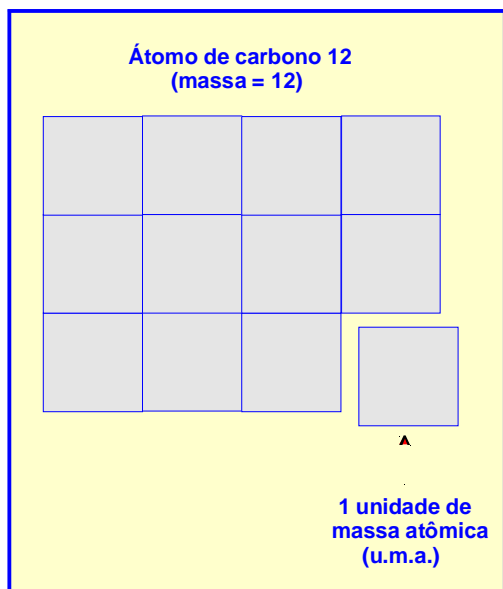
< 2010 >

MASSAS E MEDIDAS

UNIDADE DE MASSA ATÔMICA (u.m.a.)

Para pesar ou medir algo se torna necessário **escolher um padrão**, o que é feito sempre **arbitrariamente** e usá-lo como unidade.

Na química, atualmente, usa-se como átomo padrão o **isótopo de carbono de número de massa 12**. A esse átomo foi atribuída a massa relativa 12 e, em seguida, dividimos o carbono 12 em doze partes iguais, tomando-se **uma dessas partes** como unidade padrão para a medida das massas atômicas e moleculares. Esta fração recebeu o nome de **unidade de massa atômica**.



MASSA ATÔMICA

É um número que **indica quantas vezes um determinado átomo é mais pesado que 1/12 do carbono 12 (ou 1 u.m.a.)**.

Exemplos:

Massa atômica do **“Mg”** é **24 u.m.a.**, isto significa dizer que **o átomo de magnésio é 24 vezes mais pesado que 1 u.m.a.**

Massa atômica do **“Fe”** é **56 u.m.a.**, isto significa dizer que **o átomo de ferro é 56 vezes mais pesado que 1 u.m.a.**

Aplicação:

01)(UFPB) A massa de três átomos do isótopo 12 do carbono é igual à massa de dois átomos de um certo elemento **X**. Pode-se dizer, então, que a massa atômica de **X**, em unidades de massa atômica, é:

Dado: massa atômica do carbono = 12 u.

- 12.
- 36.
- 18.
- 3.
- 24.

MASSA ATÔMICA DO ELEMENTO QUÍMICO

A massa atômica de um elemento químico é dada pela **média ponderada das massas atômicas de seus isótopos, onde a porcentagem com que cada aparece na natureza é o peso**.

Exemplo:

O cloro possui dois isótopos de pesos atômicos 35u e 37u, com porcentagens, respectivamente, iguais a 75% e 25%.

$$m = \frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{100} = \frac{2625 + 925}{100}$$

$$m = \frac{3550}{100} = 35,50 \text{ u.m.a.}$$

Exercícios:

01) Um elemento químico genérico **X**, tem três isótopos com os pesos atômicos 1, 2 e 3 com porcentagens respectivamente, iguais a 50%, 30% e 20%. A massa do elemento **X** é:

- 1,70 u.
- 1,50 u.
- 1,00 u.
- 2,00 u.
- 2,70 u.

02) O elemento lítio, tal como ocorre na natureza, consiste em dois isótopos: ${}^7\text{Li}$ e ${}^6\text{Li}$. 92,6% são do isótopo ${}^7\text{Li}$. A massa atômica média do lítio natural, em unidades de massa atômica é:

- 6,45.
- 6,39.
- 6,57.
- 6,93.
- 6,88.

03) Um elemento X tem massa atômica média igual a 63,5 u. e apresenta os isótopos ^{63}X e ^{65}X . A abundância do isótopo 63 no elemento X é:

- 25%.
- 63%.
- 65%.
- 75%.
- 80%.

04) Na natureza, de cada 5 átomos de boro, 1 tem massa atômica igual a 10 e 4 têm massa atômica igual a 11 u. Com base nesses dados, a massa atômica do boro, expressa em u, é:

- 10.
- 10,5.
- 10,8.
- 11,0.
- 11,5.

MASSA MOLECULAR (M)

É um número que **indica quantas vezes uma molécula é mais pesada que 1/12 do carbono 12.**

De uma maneira prática, calculamos a massa molecular **somando-se todos os pesos atômicos dos átomos que formam a molécula.**

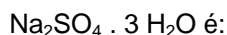
Exemplo:

| | |
|---|---|
| O ácido sulfúrico (H_2SO_4) | |
| Dados: H = 1 u.m.a.; S = 32 u.m.a.; O = 16 u.m.a. | |
| H: 2 . 1 = 2 | |
| S: 1 . 32 = 32 | + |
| O: 4 . 16 = 64 | |
| <hr style="width: 10%; margin: 0 auto;"/> | |
| 98 u.m.a. | |

Isto significa dizer que uma molécula do ácido sulfúrico é 98 vezes mais pesada que 1 u.m.a.

Exercícios:

01) A massa molecular do composto:



Dados: H = 1u.; Na = 23u.; S = 32u.; O = 16u.

- 142 u.
- 196 u.
- 426 u.
- 444 u.
- 668 u.

02) A massa molecular da espécie $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_x$ vale 178 u. Podemos afirmar que o valor de "x" é:
Dados: H = 1 u.; O = 16 u.; P = 31 u.

- 5.
- 6.
- 7.
- 8.
- 16.

03) (U. ANÁPOLIS-GO) Um composto $\text{Al}_2(\text{XO}_4)_3$ apresenta uma "massa molecular" igual a 342 u. Determine a massa atômica do elemento "X".

Dados: O = 16 u.; Al = 27 u.

- 8 u.
- 16 u.
- 32 u.
- 48 u.
- 96 u.

04) A água pesada D_2O , utilizada como moderador em reatores nucleares, apresenta na sua molécula um isótopo do hidrogênio, o deutério (D), que contém no seu núcleo um nêutron. A massa molecular da água pesada é:

- 17,0.
- 18,0.
- 19,0.
- 20,0.
- 21,0.

05) Atualmente tem-se como padrão internacional de escala de massas atômicas:

- A mistura isotópica do oxigênio.
- A mistura isotópica do carbono.
- O isótopo carbono 12.
- O isótopo oxigênio 16.
- O isótopo hidrogênio 1.

06) Na tabela periódica atual, a massa atômica de cada elemento químico aparece como número não inteiro porque:

- Há imprecisão nos métodos experimentais empregados.
- É a média aritmética das massas atômicas dos elementos superiores e inferiores da mesma família.
- É a média aritmética das massas atômicas dos elementos com igual número de prótons.
- É a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais do elemento.
- É sempre múltipla da massa atômica do hidrogênio.

NÚMERO DE AVOGADRO

É o número de entidades (moléculas ou átomos) existentes em uma massa, em gramas, igual à massa molecular ou massa atômica.

Este número é igual a $6,02 \times 10^{23}$.

Exemplos:

Em uma massa de 56 g de átomos de ferro (peso atômico 56 u.) existem $6,02 \times 10^{23}$ átomos de ferro.

Em uma massa igual a 18g de H₂O (massa molecular 18 u) existem $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água.

Exercícios:

01) Num determinado tratamento de água, foi utilizado 0,355 mg de cloro (Cl₂) por litro de água. O número de moléculas de cloro utilizadas por litro foi de:

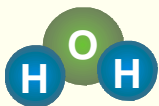
Dado: Peso atômico do cloro = 35,5u


- $3,01 \times 10^{18}$.
- $3,01 \times 10^{19}$.
- $3,01 \times 10^{23}$.
- $6,02 \times 10^{18}$.
- $6,02 \times 10^{23}$.

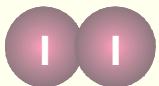
MOL

É igual ao número de Avogadro de entidades de qualquer espécie.

Exemplos:

| | | |
|---|------------------------|---|
| <p>1 mol de água</p>  | <p>pesa 18g</p> | <p>contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas</p> |
|---|------------------------|---|

| | | |
|--|------------------------|---|
| <p>1 mol de gás carbônico</p>  | <p>pesa 44g</p> | <p>contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas</p> |
|--|------------------------|---|

| | | |
|---|-------------------------|---|
| <p>1 mol de iodo</p>  | <p>pesa 254g</p> | <p>contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas</p> |
|---|-------------------------|---|

Exercícios:

01) Em uma amostra de 1,15g de átomos de sódio, o número de átomos é igual a:
Dado: Peso atômico do sódio = 23u

- $6,0 \times 10^{23}$.
- $3,0 \times 10^{23}$.
- $6,0 \times 10^{22}$.
- $3,0 \times 10^{22}$.
- $1,0 \times 10^{22}$.

02) $3,0 \times 10^{23}$ moléculas de certa substância "A" têm massa igual à 14g. A massa molar dessa substância é:

- 56 g / mol.
- 28 g / mol.
- 26 g / mol.
- 14 g / mol.
- 7,0 g / mol.

03) Uma amostra de $12,04 \times 10^{23}$ moléculas de H₂O contém:

- 0,5 mol de água.
- 1,0 mol de água.
- 1,5 mols de água.
- 2,0 mols de água.
- 2,5 mols de água.

04) 0,4 mol de uma substância X₂ tem massa 64g. A massa molar do átomo de X é:

- 16g.
- 19g.
- 35,5g.
- 80g.
- 160g.

05) Qual é a massa de 10 mols de glicose (C₆H₁₂O₆) e quantas moléculas apresentam?

06) A sacarose é um açúcar de massa molar 342g/mol, com fórmula C₁₂H₂₂O₁₁. O número de átomos existentes em um grama de sacarose é:

- $6,02 \times 10^{23}$.
- $3,14 \times 10^{20}$.
- $7,92 \times 10^{22}$.
- $5,03 \times 10^{25}$.
- $4,5 \times 10^{27}$.

07) (Covest-91) 18g de água contém:

Dados: H = 1 g/ mol; O = 16 g/ mol

- 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio.
- 2 íons H⁺ e 1 íon O²⁻.
- 1 íon H⁺ e 1 íon OH⁻.
- $12,04 \times 10^{23}$ átomos de hidrogênio e $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio.
- $6,02 \times 10^{23}$ íons H⁺ e $3,01 \times 10^{23}$ íons O²⁻

08) Cinco mols de $H_4P_2O_7$ irão conter:

| | | |
|---|---|---|
| 0 | 0 | 5 mols de átomos de hidrogênio. |
| 1 | 1 | 10 átomos de fósforo. |
| 2 | 2 | 10 mols de átomos de fósforo. |
| 3 | 3 | 35 átomos de oxigênio. |
| 4 | 4 | $6,02 \times 10^{23}$ mols de átomos de hidrogênio. |

09) Quantas vezes a massa da molécula de glicose ($C_6H_{12}O_6$) é maior que a da molécula de água?

Dados: H = 1g/mol; C = 12g/mol;
O = 16g/mol.

- 2.
- 4.
- 6.
- 8.
- 10.

10) Quantos mols de átomos de hidrogênio há em 0,50 mol de $H_4P_2O_7$?

- 0,50 mol.
- 1,0 mol.
- 2,0 mols.
- 2,5 mols.
- 4,0 mols.

11) A massa de 0,002 mol de uma substância SO_x é igual a 0,16g. Qual o valor de "x"?

Dados: O = 16g/mol; S = 32g/mol.

- 1.
- 2.
- 3.
- 4.
- 5.

12) A substância butano, existente nos isqueiros possui fórmula C_4H_{10} . Observe agora os sistemas:

- Molécula O_3 .
- Berílio – 9.
- Hidrogênio – 1.
- Cálcio – 40.
- Hélio – 4.

Uma molécula de butano pesará tanto quanto a soma do sistema:

Dados: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol.

- IV + V.
- I + III + II.
- IV + II + I.
- V + III + I.
- I + II + V.

CONDIÇÕES NORMAIS DE TEMPERATURA E PRESSÃO (CNTP)

Dizemos que um gás se encontra nas CNTP quando:

P = 1 atm ou 760 mmHg
e
T = 0°C ou 273 K

VOLUME MOLAR DE UM GÁS

É o volume ocupado por um mol de um gás.

Nas **CNTP** o volume molar de qualquer gás é de **22,4 L**.

Exercícios:

01) Assinale a alternativa correspondente ao volume ocupado por 0,25 mol de gás carbônico (CO_2) nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP):

- 0,25 L.
- 0,50 L.
- 5,60 L.
- 11,2 L.
- 22,4 L.

02) Nas CNTP, o volume ocupado por 10g de monóxido de carbono é:

Dados: C = 12 u; O = 16 u.

- 6,0 L.
- 8,0 L.
- 9,0 L.
- 10 L.
- 12 L.

03) (FEI-SP) Um frasco completamente vazio tem massa 820g e cheio de oxigênio tem massa 844g. A capacidade do frasco, sabendo-se que o oxigênio se encontra nas condições normais de temperatura e pressão é:

Dados:

massa molar do O_2 = 32g/mol; volume molar dos gases nas CNTP = 22,4 L/mol.

- 16,8 L.
- 18,3 L.
- 33,6 L.
- 36,6 L.
- 54,1 L.