

*MASSAS*  
*E*  
*MEDIDAS*



*PROF. AGAMENON ROBERTO*

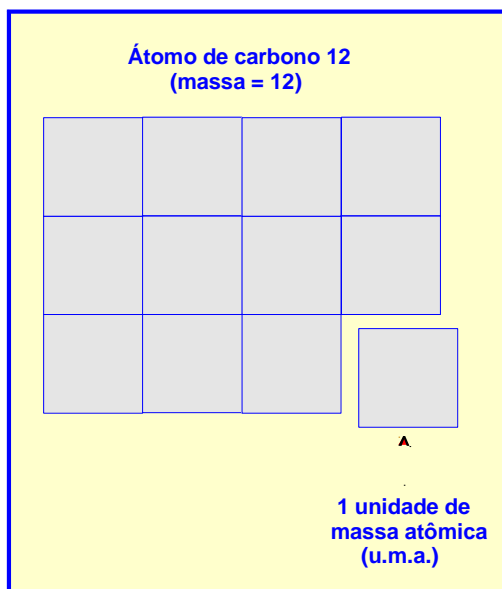
< >

## 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  $^{63}\text{X}$  e  $^{65}\text{X}$ . A abundância do isótopo 63 no elemento X é:

- a) 25%.
- b) 63%.
- c) 65%.
- d) 75%.
- e) 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:

- a) 10.
- b) 10,5.
- c) 10,8.
- d) 11,0.
- e) 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.**

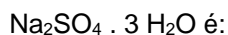
Exemplo:

<b>O ácido sulfúrico (<math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>)</b>	
<b>Dados: H = 1 u.m.a.; S = 32 u.m.a.; O = 16 u.m.a.</b>	
H: 2 . 1 = 2	
S: 1 . 32 = 32	+
O: 4 . 16 = 64	
<hr style="width: 10%; margin: 0 auto;"/>	
<b>98 u.m.a.</b>	

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.

- a) 142 u.
- b) 196 u.
- c) 426 u.
- d) 444 u.
- e) 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.

- a) 5.
- b) 6.
- c) 7.
- d) 8.
- e) 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.

- a) 8 u.
- b) 16 u.
- c) 32 u.
- d) 48 u.
- e) 96 u.

04) A água pesada  $\text{D}_2\text{O}$ , 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:

- a) 17,0.
- b) 18,0.
- c) 19,0.
- d) 20,0.
- e) 21,0.

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

- a) A mistura isotópica do oxigênio.
- b) A mistura isotópica do carbono.
- c) O isótopo carbono 12.
- d) O isótopo oxigênio 16.
- e) O isótopo hidrogênio 1.

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

- a) Há imprecisão nos métodos experimentais empregados.
- b) É a média aritmética das massas atômicas dos elementos superiores e inferiores da mesma família.
- c) É a média aritmética das massas atômicas dos elementos com igual número de prótons.
- d) É a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais do elemento.
- e) 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  $H_2O$  (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 ( $Cl_2$ ) por litro de água. O número de moléculas de cloro utilizadas por litro foi de:


Dado: Peso atômico do cloro = 35,5u


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

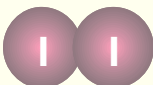
**MOL**

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

Exemplos:

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

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

<p><b>1 mol de iodo</b></p> 	<p><b>pesa 254g</b></p>	<p><b>contém <math>6,02 \times 10^{23}</math> moléculas</b></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  $H_2O$  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  $X_2$  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 ( $C_6H_{12}O_6$ ) e quantas moléculas apresentam?

06) A sacarose é um açúcar de massa molar 342g/mol, com fórmula  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . 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  $O^{2-}$ .
- 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  $O^{2-}$ .

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.