



# GRANDEZAS QUÍMICAS

## QUANTIDADE DE MATÉRIA

### MASSAS ATÔMICAS E MOLECULARES

Quando pesamos uma certa quantidade de substância em laboratório, nunca saberemos a massa absoluta dessa substância, pois o que nos é dado a conhecer é apenas a relatividade das massas. Imaginemos que a balança indique como massa da substância 2,5kg. O que isso representa? Esse fato experimental indica que a quantidade de massa avaliada corresponde a 2,5 vezes a massa de 1kg, que é o padrão de referência para a grandeza massa, conforme o SI.

Perceba, portanto, a relatividade da medida e a necessidade consequente de um padrão de referência.

Os químicos, em suas atividades de laboratório, não trabalham com átomos ou moléculas individuais. Qualquer massa de substância utilizada no dia-a-dia é constituída por um grande número de átomos. Todos nós temos consciência que os átomos, além de serem partículas extremamente pequenas, possuem massa muito reduzida. Mesmo assim, praticamente todos os cálculos químicos fundamentam-se no conhecimento da massa individual dos átomos e da quantidade de átomos que participam do processo químico. Um problema fundamental que os químicos tiveram que resolver foi como medir uma massa tão pequena como a de um átomo.

### Unidade unificada de massa atômica

Em 1961, físicos e químicos reunidos escolheram como padrão das massas atômicas o isótopo-12 do carbono, ao qual foi atribuída uma massa correspondente a 12 unidades. Em seguida foi estabelecida a unidade unificada de massa atômica (u), que corresponde a 1/12 da massa do isótopo-12 do carbono.



$$1u = 1/12 \text{ da massa do } {}^{12}_6\text{C}$$

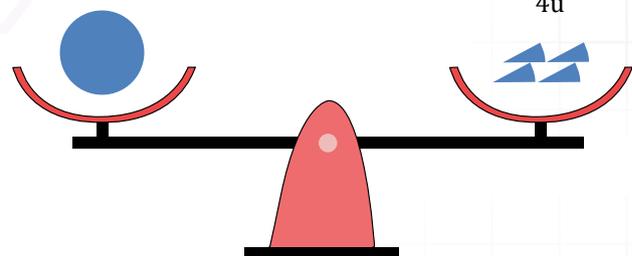
Dispõe-se, portanto, com a introdução do conceito de unidade unificada de massa atômica, de uma unidade muito prática para medir as massas de partículas microscópicas, tais como, átomos, moléculas, prótons, etc.

### Massa atômica de um átomo – $m_a({}^yX)$

É um número que indica quantas vezes a massa do átomo é maior que 1/12 da massa do isótopo-12 do carbono, em outras palavras, quantas vezes pesa mais que 1u (uma unidade unificada de massa atômica).

Exemplo:

1 átomo de He



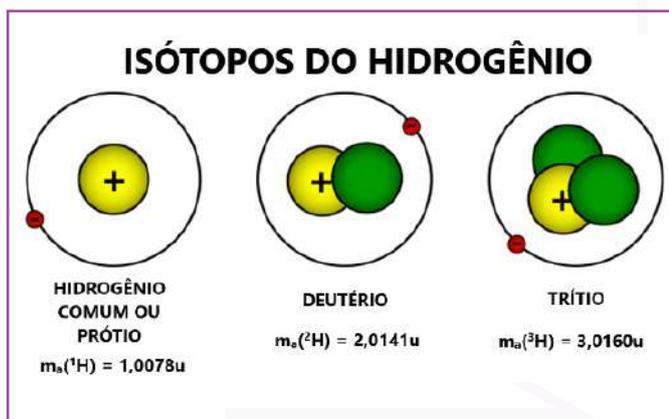
$$m_a({}^4\text{He}) = 4u$$

Isso indica que um único átomo de hélio pesa aproximadamente quase 4 vezes mais que 1u.

## Massa atômica de um elemento químico - $m_a(X)$

Sabemos que elemento químico é um conjunto de átomos de mesmo número atômico, mas, excluindo-se algumas exceções, a maioria dos elementos é constituída por isótopos. Dessa forma, no cálculo da massa atômica de um elemento químico, deve-se levar em conta as massas atômicas dos isótopos constituintes e suas respectivas abundâncias isotópicas. Nesse caso, a massa atômica do elemento será representada por uma média ponderada da massa dos isótopos.

**Exemplo:**



ISÓTOPO	NOME COMUM DO ISÓTOPO	MASSA ATÔMICA (U)	ABUNDÂNCIA NATURAL (%)
H-1	Prótio	1.0078	99.9885
H-2	Deutério	2.0141	0,0115
H-3	Trítio	3.0160	$10^{-7}$

$$m_a(\text{H}) = \frac{(1,0078 \times 99,9885 + 2,0141 \times 0,0115 + 3,0160 \times 10^{-7})}{100}$$

$$= 1,00784\text{u}$$

Este é apenas um valor médio, na verdade uma média ponderada, que corresponde à massa da mistura dos isótopos constituintes do elemento.

## Massa molecular - $m(S)$

A massa molecular de uma substância é o número que exprime a massa média de uma molécula ou de uma fórmula unitária dessa substância quando se adota como unidade de massa a unidade unificada de massa atômica. Dizer que a massa molecular do álcool etílico (etanol) é, aproximadamente, 46u, significa afirmar que uma molécula de álcool etílico tem massa média aproximadamente igual a 46 vezes a massa de 1u.

## Exercícios

a. (PEDRO NUNES) O elemento químico cobre é encontrado na natureza e é conhecido como cobre nativo. Esse elemento é formado pelos isótopos  $^{63}\text{Cu}$  e  $^{65}\text{Cu}$ , com massas isotópicas e percentagens iguais, respectivamente, a 62,957u com 69,09% e 64,955u com 30,91%. Qual a massa atômica aproximada do elemento químico cobre?

- 63,5u
- 64,7u
- 65,5u
- 66,2u
- 67,9u



## CONCEITO DE MOL

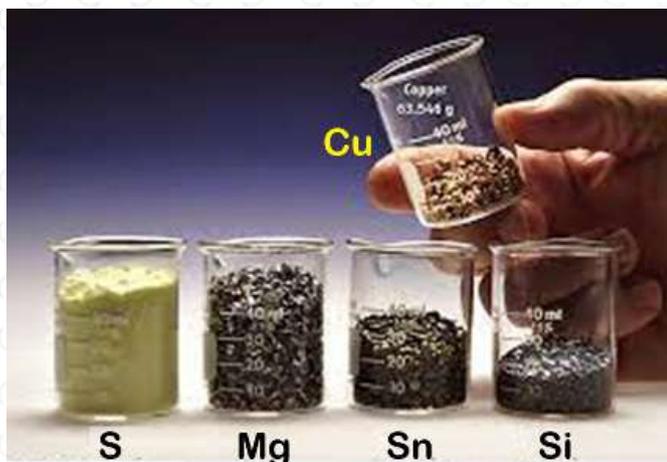
O químico tem interesse de trabalhar com número fixo de entidades, pois isso facilita bastante a realização de cálculos e a obtenção de resultados. Uma das grandezas de base do SI muito utilizada na química é a quantidade de matéria, cuja unidade é o mol.

O mol é definido como a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos de carbono contidos em 0,012kg do isótopo-12 do carbono. Em resumo, mol é a quantidade de matéria correspondente ao número de átomos encontrados em 12g de carbono-12.

Determinações experimentais rigorosas sinalizam que o número de átomos em 0,012 Kg de  $^{12}\text{C}$  é  $6,02214 \times 10^{23}$ . Assim sendo, toda amostra de uma substância que contiver este número de entidades terá uma quantidade de matéria igual a um mol. Esse número,  $6,02214 \times 10^{23}$ , é conhecido como **constante de Avogadro**, e a utilizamos em nossos cálculos com a seguinte aproximação,  $6,02 \times 10^{23}$ .

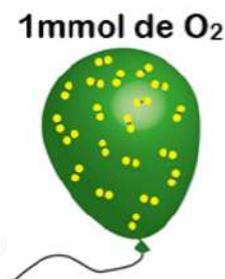
1mol de vários materiais representados a seguir:

 Exercícios



b. (PEDRO NUNES) No balão a seguir encontramos em seu interior oxigênio gasoso ( $O_2$ ). Quantas moléculas aproximadamente deste gás tão precioso temos no interior do balão?

$$N = 6 \times 10^{23} / \text{mol}$$



## Massa molar – M

A massa molar refere-se a massa de uma porção de substância cuja quantidade de matéria é um mol, isto é, a massa por unidade de quantidade de matéria de determinada substância.

Exemplo:  $M(H) = 1,00784\text{g/mol}$

$M(Ag) = 107,87\text{g/mol}$

$M(NH_3) = 17,0307\text{g/mol}$

- $6,0 \times 10^{20}$  moléculas de  $O_2$
- $6,0 \times 10^{23}$  moléculas de  $O_2$
- $6,0 \times 10^{26}$  moléculas de  $O_2$
- $1,2 \times 10^{19}$  moléculas de  $O_2$
- $1,2 \times 10^{20}$  moléculas de  $O_2$

c. (PEDRO NUNES) Em geral, uma alimentação saudável e equilibrada já é suficiente para obter as recomendações diárias de magnésio, na verdade o íon  $Mg^{+2}$ . Uma jovem entre 14 e 18 anos, deve consumir por dia 360mg desse cátion. Quantos cátions terão que ser ingeridos para se atingir a recomendação diária?

$$M(Mg) = 24\text{g/mol} \text{ e } N = 6 \times 10^{23} / \text{mol}$$

- $3 \times 10^{19}$  íons
- $5 \times 10^{19}$  íons
- $6 \times 10^{20}$  íons
- $7 \times 10^{21}$  íons
- $9 \times 10^{21}$  íons

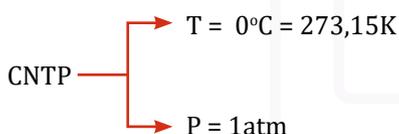
d. (PEDRO NUNES) 44,8L de hélio gasoso (He) estão nas CNTP (condições normais de temperatura e pressão) dentro de um cilindro de aço inox. Quantos átomos desse gás temos encontramos no interior do recipiente?

- $6,0 \times 10^{23}$  átomos de hélio
- $6,0 \times 10^{24}$  átomos de hélio
- $1,2 \times 10^{23}$  átomos de hélio
- $1,2 \times 10^{24}$  átomos de hélio
- $1,8 \times 10^{24}$  átomos de hélio

e. (PEDRO NUNES) O diamante é um sólido covalente

## Volume molar – $V_m$

A comparação da quantidade de gases diretamente através dos seus volumes é feita utilizando-se determinados valores de pressão e temperatura. Define-se CNTP, (Condições Normais de Temperatura e Pressão), como sendo as seguintes condições:



Nestas condições, o volume molar, volume ocupado por um mol da substância gasosa, é igual a  $22,4\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ . O volume molar de um gás depende das condições de temperatura e pressão.

## Relações fundamentais

$1 \text{ mol} \rightarrow M(\text{g}) \rightarrow 22,4 \text{ L (CNTP)} \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos, moléculas ou íons}$

de elevadíssima dureza, sendo naturalmente o material mais duro que se tem conhecimento. Hoje já existem os diamantes sintéticos, que também são feitos de carbono. Uma indústria de ponta produz diamantes sintéticos com massa média de 120mg. Qual a quantidade de matéria de cada diamante?

$$M(C) = 12\text{g/mol}$$

- a) 0,01mol
- b) 0,02mol
- c) 0,03mol
- d) 0,04mol
- e) 0,05mol

f. (PEDRO NUNES) O ozônio ( $O_3$ ) é um gás que hoje está sendo muito empregado na área estética, como redução de gordura do abdômen. Foi aplicado num tratamento 2,4g desse gás. Que volume esse montante ocuparia se estivesse nas CNTP?

$$M(O_3) = 48\text{g/mol}$$

- a) 1,12L
- b) 2,24L
- c) 3,36L
- d) 4,48L
- e) 5,60L

g. (PEDRO NUNES) Num biodigestor de uma fazenda de gado leiteiro, foram produzidos nas CNTP, 224L de metano ( $CH_4$ ) num único dia. Qual a massa desse combustível produzida?

$$M(CH_4) = 16\text{g/mol}$$

- a) 140g de  $CH_4$
- b) 160g de  $CH_4$
- c) 180g de  $CH_4$
- d) 200g de  $CH_4$
- e) 220g de  $CH_4$

h. (PEDRO NUNES) Um traço de 10cm feito com grafite consumiu  $6 \times 10^{20}$  átomos de carbono. Qual a massa de carbono necessária para desenhar no papel um triângulo equilátero de lado igual a 10cm?  $M(C) = 12\text{g/mol}$

- a) 12mg
- b) 24mg
- c) 36mg
- d) 48mg
- e) 60mg

i. (PEDRO NUNES) Algumas instituições de pesquisa já conseguem fazer estruturas em dimensão atômica. Uma dessas instituições confeccionou a logomarca com apenas vinte átomos de carbono. Qual a massa em gramas dessa logomarca?

$$M(C) = 12\text{g/mol}$$

- a)  $2 \times 10^{-20}\text{g}$
- b)  $3 \times 10^{-21}\text{g}$
- c)  $4 \times 10^{-22}\text{g}$
- d)  $5 \times 10^{-23}\text{g}$
- e)  $6 \times 10^{-24}\text{g}$

## Anotações