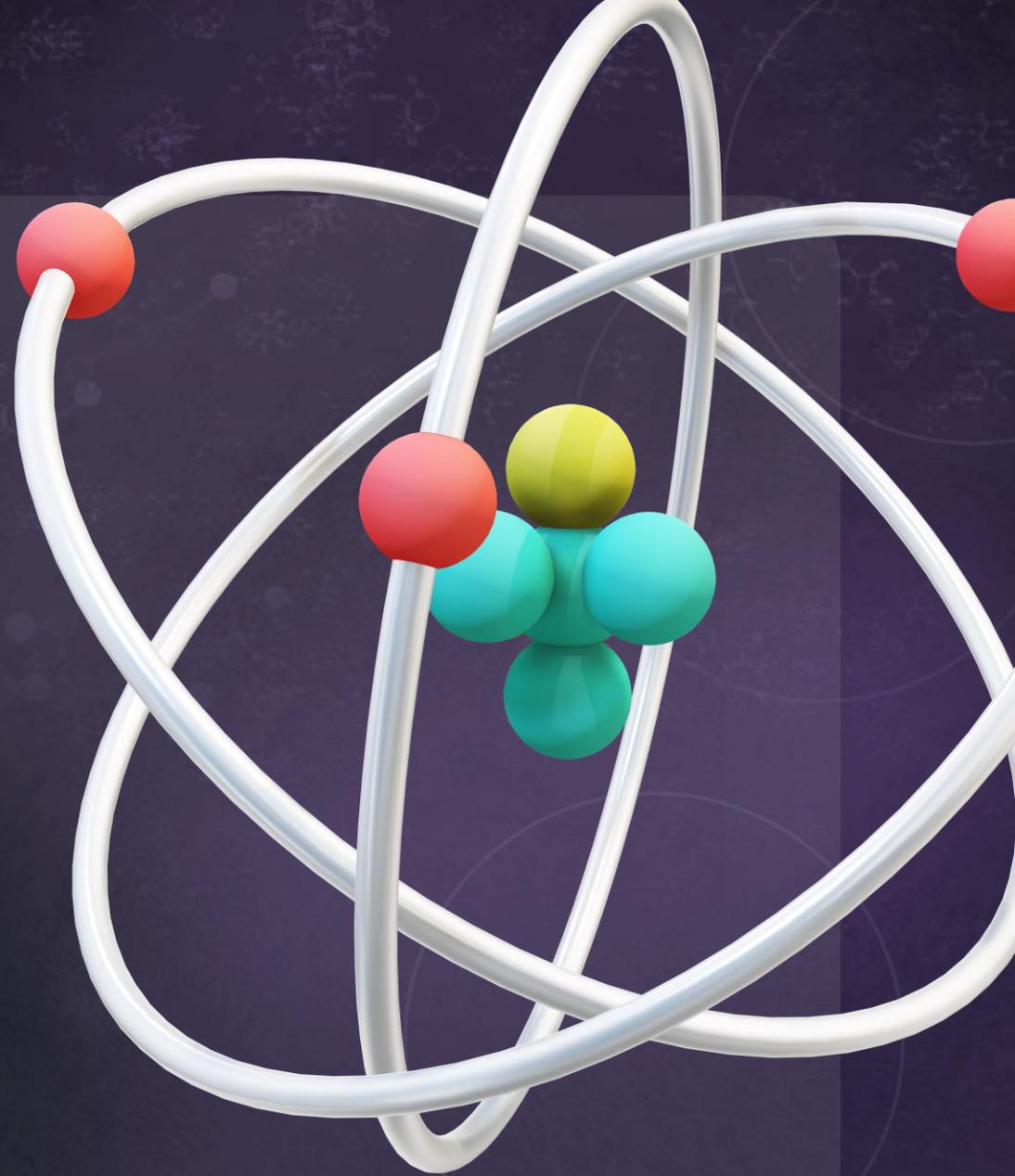


# GRANDEZAS QUÍMICAS

---

Professor: Pablo Vilhena



# As medições de nosso cotidiano

As medições estão presentes em todo momento em nosso cotidiano



Velocidade (Km/h)



Comprimento (m)



Volume (L)



Tempo (s)



Massa (g)



Temperatura (°C)

*... e nossas vidas seriam bem mais complicadas sem elas ...*

# Relações de Massas e Quantidades



Como a gente mede a massa dos nossos produtos utilizados no cotidiano?



# Mas o que medir?

Comparar quantitativamente uma **grandeza** com uma **unidade** pré estabelecida



Dizer que alguma coisa pesa 5 kg equivale a dizer que a sua massa é 5 vezes maior que a unidade escolhida (kg) ou que será preciso 5 pesinhos de 1 kg cada para contrabalançar o seu peso

**Grandeza** – tudo aquilo que pode ser medido

**Unidade** – é uma grandeza escolhida arbitrariamente como padrão



Pressão (mm Hg)



Energia elétrica (kwh)

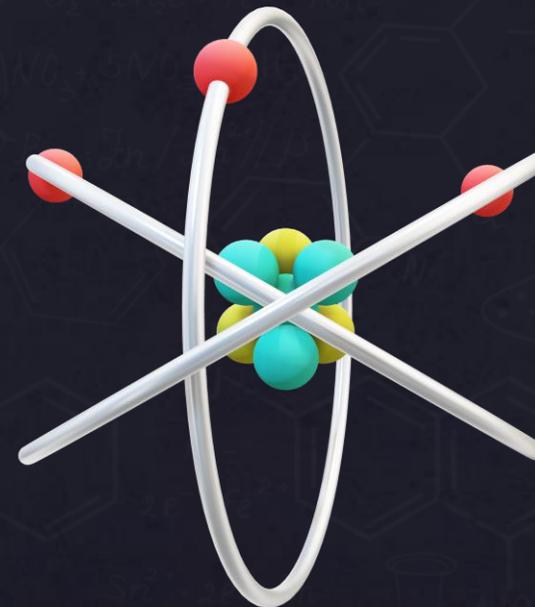


Corrente elétrica (ampere)

# Relações de Massas e Quantidades



E para a massa de um átomo,  
podemos utilizar a mesma  
unidade?



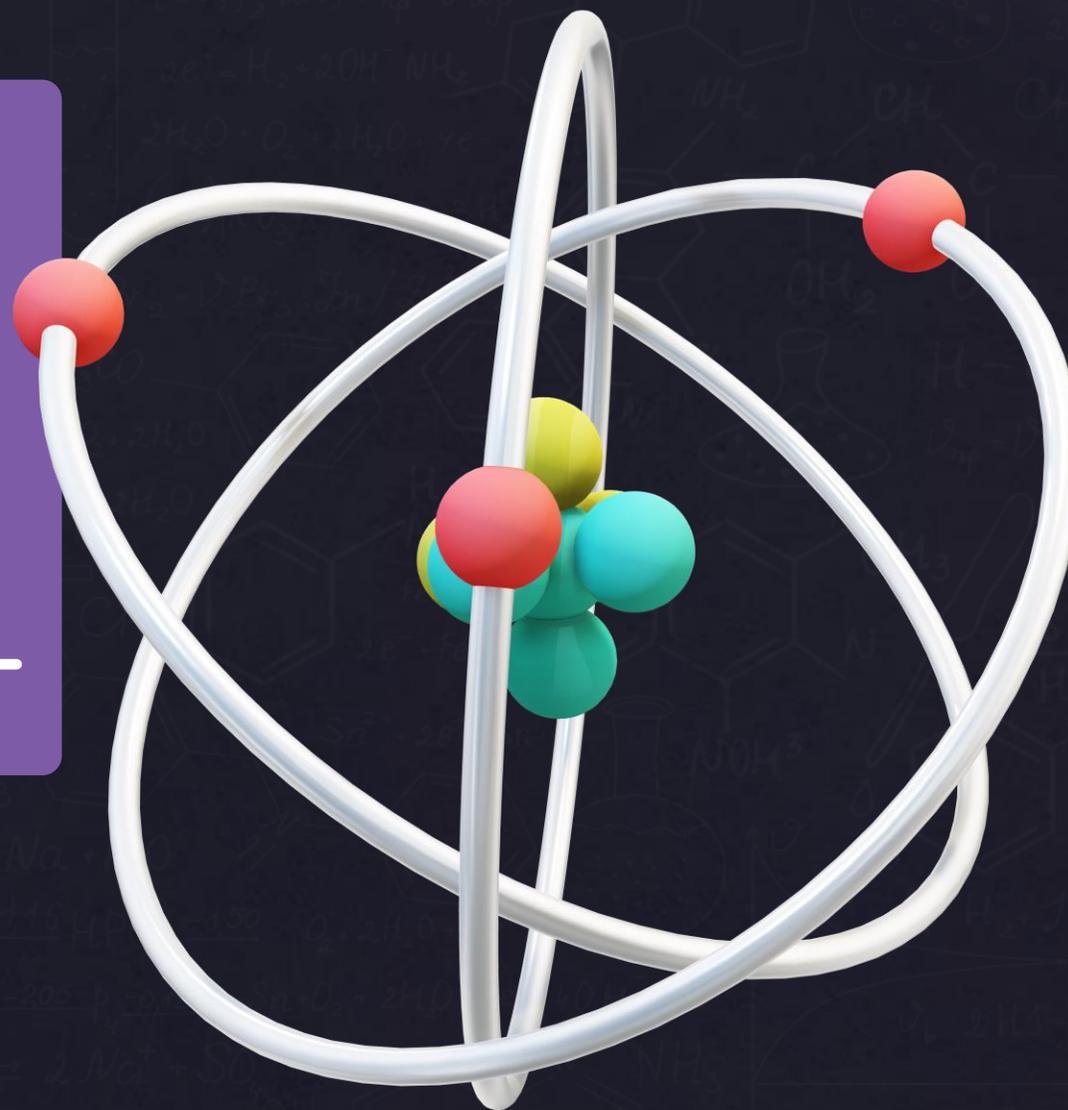
Massa de um átomo de  
hidrogênio

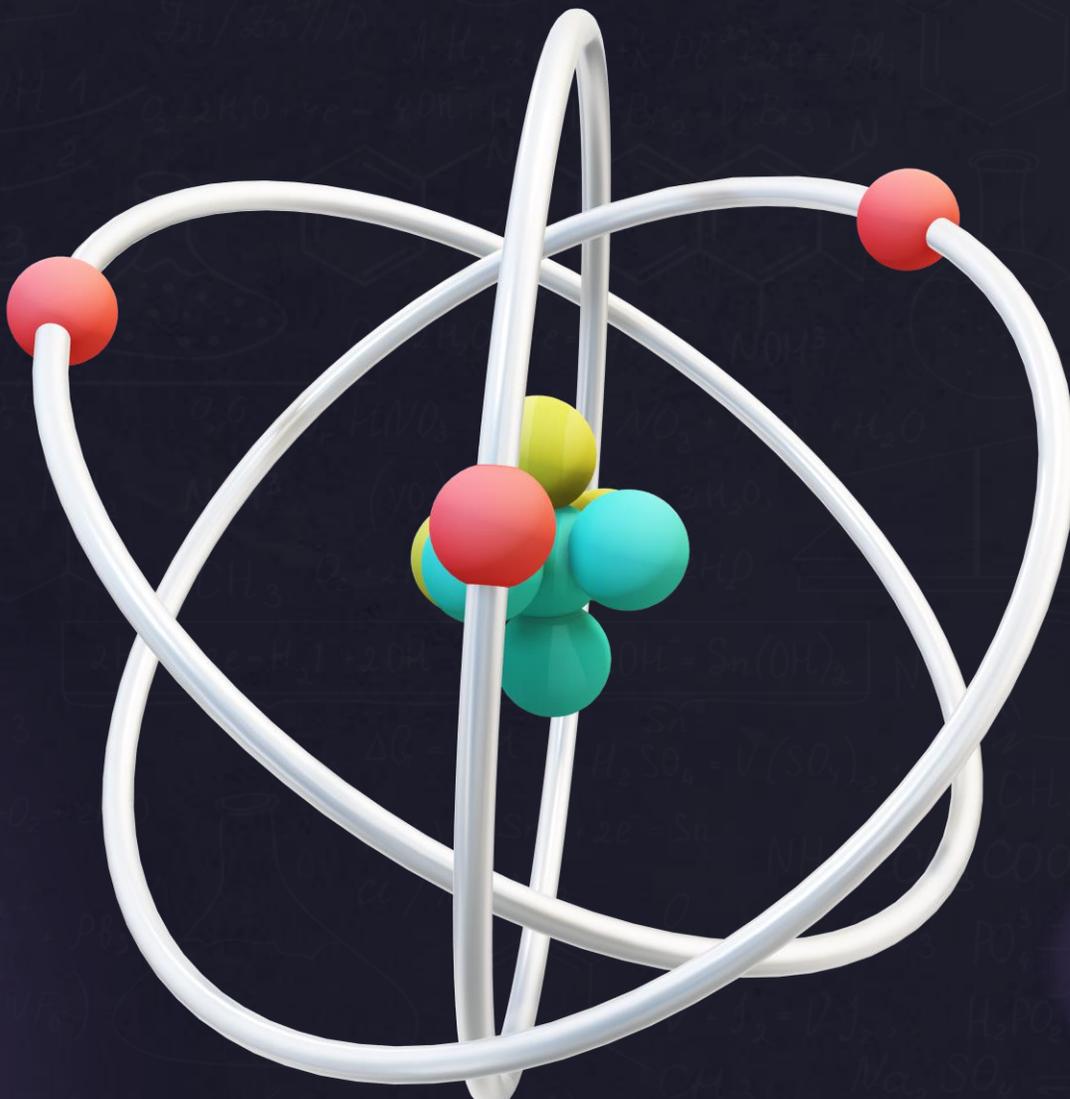
$1,673 \times 10^{-24} \text{ g}$

**Medir a massa de um átomo em gramas não é errado, porém não é COERENTE**

É necessário criarmos uma outra unidade: a unidade utilizada pelos químicos para medir as entidades químicas

---



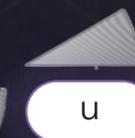
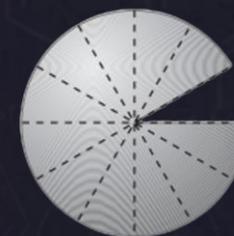


## MASSA ATÔMICA (U)

Padrão:  $1/12$  da massa do  $C^{12}$



Átomo de  $C^{12}$   
Massa = 12 u



u

# Massa atômica

**Massa atômica** é a grandeza que expressa a massa do átomo e indica quantas vezes sua massa é maior que 1u (unidade de massa atômica)

Ex: Quando dizemos que a massa atômica do  $^{32}\text{S}$  é igual a 32u significa que:

a massa de um átomo de S equivale a 32u, ou seja, é 32 vezes a massa de 1/12 do átomo de  $^{12}\text{C}$

Massa atômica do $^4_2\text{He}$	4,0030 u	4 u
Massa atômica do $^{19}_9\text{F}$	18,9984 u	19 u
Massa atômica do $^{27}_{13}\text{Al}$	26,9815 u	27 u

Dizemos que a massa de um átomo de :

$^4\text{He}$  é **4 vezes** maior que a massa de 1/12 do átomo do átomo de  $^{12}\text{C}$

$^{19}\text{F}$  é **19 vezes** maior que a massa de 1/12 do átomo de  $^{12}\text{C}$

$^{27}\text{Al}$  é **27 vezes** maior que a massa de 1/12 do átomo de  $^{12}\text{C}$

# Massa atômica de um elemento

Devido à existência de isótopos, a massa atômica de um elemento deve ser expressa pela média ponderada das massas atômicas de todos os seus isótopos naturais

$$MA_A = \frac{(A_1 \times \%_1) + (A_2 \times \%_2) + \dots (A_n \times \%_n)}{100}$$

A = massa atômica de cada isótopo

% = abundância de cada isótopo

Exemplo: Vamos calcular qual a massa atômica do elemento neônio

Isótopos	Massa atômica	Constituição
$^{20}\text{Ne}$	20,00 u	90,92%
$^{21}\text{Ne}$	21,00 u	0,26%
$^{22}\text{Ne}$	22,00 u	8,82%

$$MA_{\text{Ne}} = \frac{(20 \times 90,92) + (21 \times 0,26) + (22 \times 8,82)}{100} = \frac{2017,9}{100}$$

$$MA_{\text{Ne}} = 20,179 \text{ u}$$

# Vamos praticar?

1 – Sabendo-se que o cloro ocorre sob a forma dos isótopos  $^{35}\text{Cl}$  (75% de abundância) e  $^{37}\text{Cl}$  (25% de abundância), determine a massa atômica desse elemento

$$MA_{\text{Cl}} = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = \frac{3550}{100} \longrightarrow MA_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ u}$$

2 – Determine a massa atômica do elemento enxofre. Sabendo-se que o mesmo ocorre sob a forma dos isótopos  $^{32}\text{S}$  (95% de abundância);  $^{33}\text{S}$  (0,75% de abundância);  $^{34}\text{S}$  (4,21%) e  $^{36}\text{S}$  (0,02%).

$$MA_{\text{S}} = \frac{(32 \times 95) + (33 \times 0,75) + (34 \times 4,21) + (36 \times 0,02)}{100} = \frac{3208,61}{100}$$


$$MA_{\text{S}} = 32,0861 \text{ u}$$

# Relações de Massas e Quantidades

Elemento	Massa atômica	Massa atômica arredondada
Oxigênio	15,9994	16
Potássio	39,0983	39
Nitrogênio	14,0067	14

Esses valores correspondem à média aritmética das massas de todos os isótopos encontrados na natureza

Utilizamos os valores arredondados para os cálculos

# Relações de Massas e Quantidades

Elemento	Massa atômica	Massa atômica arredondada
Oxigênio	15,9994	16
Potássio	39,0983	39
Nitrogênio	14,0067	14

Estes valores são encontrados na  
**TABELA PERIÓDICA**

The image shows a 3D-style periodic table of elements, tilted and rendered in a light gray color against a dark background. It displays all elements from Hydrogen (H) to Oganesson (Og), including their symbols and atomic numbers.

(UFPE) O cobre consiste em dois isótopos com massa  $62,96\text{u}$  e  $64,96\text{u}$  e abundância isotópica de  $70,5\%$  e  $29,5\%$ , respectivamente. A massa atômica do cobre é:

- a)  $63,96\text{u}$
- b)  $63,00\text{u}$
- c)  $63,80\text{u}$
- d)  $62,55\text{u}$
- e)  $63,55\text{u}$

**RESPOSTA LETRA E**

(FEI-SP) Se um átomo apresentar a massa atômica igual a 60 u, a relação entre a massa desse átomo e a massa do átomo de carbono 12 valerá?

- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.
- d) 4.
- e) 5.

**RESPOSTA LETRA E**

(PUC-RJ) Oxigênio é um elemento químico que se encontra na natureza sob a forma de três isótopos estáveis: oxigênio 16 (ocorrência de 99%); oxigênio 17 (ocorrência de 0,60%) e oxigênio 18 (ocorrência de 0,40%). A massa atômica do elemento oxigênio, levando em conta a ocorrência natural dos seus isótopos, é igual a:

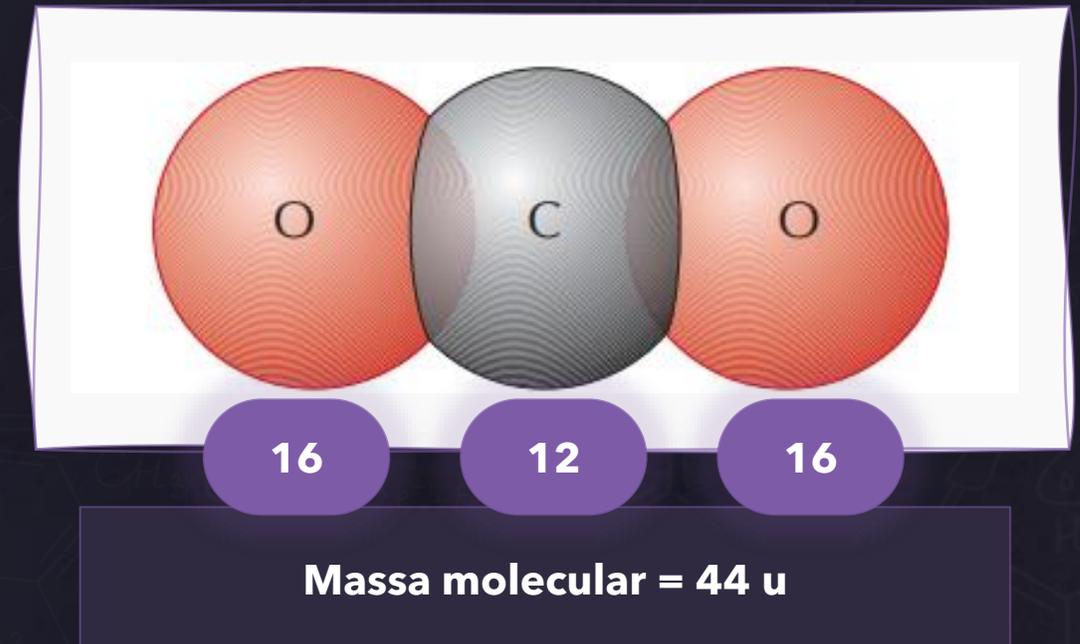
- a) 15,84
- b) 15,942
- c) 16,014
- d) 16,116
- e) 16,188

**RESPOSTA LETRA C**

# Massa Molecular

## Definição

Soma das massas atômicas dos átomos que fazem parte da molécula



# exemplos



1.2

32

16.4

**Ácido Sulfúrico**

Massa molecular = 98u



12.12

1.22

16.11

**Sacarose**

Massa molecular = 342u

# exemplos



23

35,5

**Cloreto de sódio**

Massa molecular = 58,5u



23.4

31.2

16.7

**Pirofosfato de sódio**

Massa molecular = 266u

As massas moleculares do álcool etílico ( $C_2H_5OH$ ) e do ácido acético ( $C_2H_4O_2$ ) são respectivamente:

- a) 60 u e 46 u
- b) 66 u e 40 u
- c) 46 u e 66 u
- d) 40 u e 66 u
- e) 46 u e 60 u

**RESPOSTA LETRA E**

O ácido oxálico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) é utilizado para tirar manchas de ferrugem em tecidos. A massa molecular do ácido oxálico é: Dados: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u

- a) 30 u
- b) 60 u
- c) 90 u
- d) 120 u
- e) 150 u

**RESPOSTA LETRA C**

# Mol

## Definição

No cotidiano, várias mercadorias são vendidas "em conjunto" ou "por atacado".



# Mol

## Definição

Na Química, ocorre algo semelhante. O átomo é tão pequeno que é impossível "trabalhar", "pesar" etc. um único átomo.

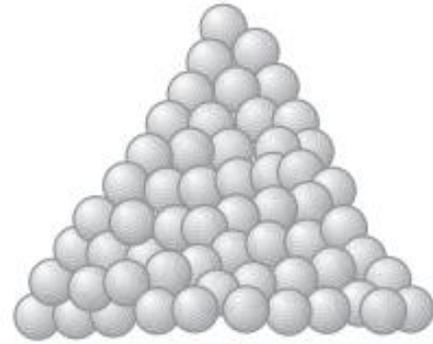
Os químicos procuraram então uma quantidade de átomos que pudesse ser "pesada" em balanças comuns.



# Mol



1 átomo de ferro  
"pesa" 56 u



$N$  átomos de ferro  
"pesam" 56 gramas

**A escolha mais lógica foi considerar uma quantidade de átomos que, "pesada", fornecesse em gramas, o mesmo número já estabelecido como massa atômica**

# Constante de Avogadro

Seu valor é aproximadamente

**602.000.000.000.000.000.000.000**

(seiscentos e dois sextilhões)



$$6,02 \times 10^{23} = 1 \text{ mol}$$



# Constante de Avogadro



**1 dúzia de ovos possui  
12 ovos**

**1 mol de ovos possui  
 $6,02 \times 10^{23}$  ovos**



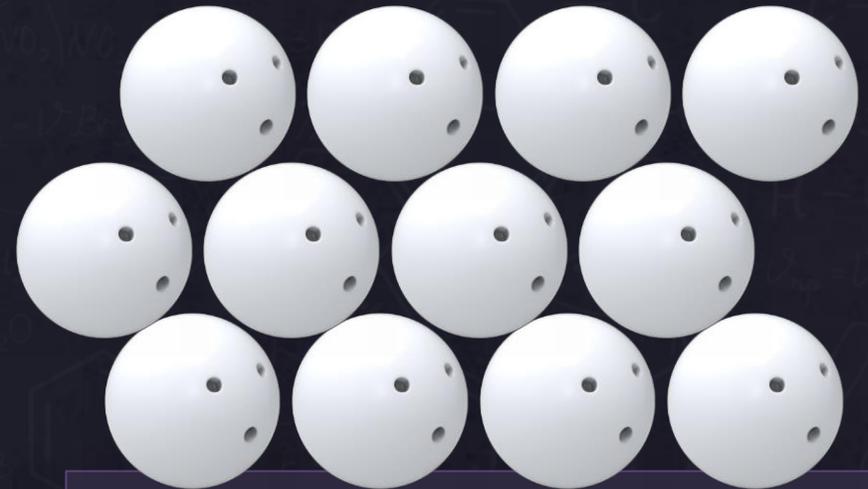
**1 dúzia de moléculas de água possui  
12 moléculas de água**

**1 mol de moléculas de água possui  
 $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de água**

# Constante de Avogadro



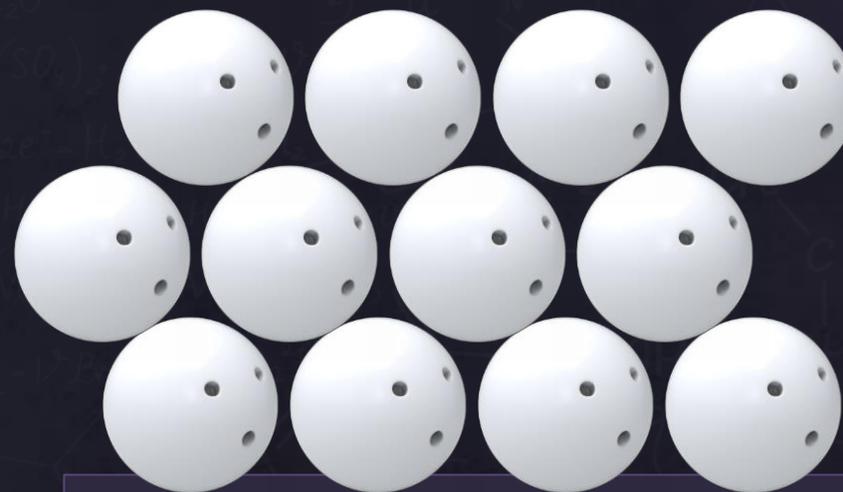
**1 dúzia de ovos possui  
12 ovos**



**1 dúzia de bolas de boliche possui 12  
bolas de boliche**



**1 dúzia de ovos possui  
12 ovos**



**1 dúzia de bolas de boliche possui 12  
bolas de boliche**

**Mas a massa  
é a mesma?**



# Mas a massa é a mesma?

**Por mais que a quantidade seja a mesma, a massa é bem diferente**

A massa de uma bola de boliche é muito maior que a massa de um ovo

**Com as entidades químicas acontece a mesma coisa!**

# Massa molar (M)

## Definição

É a massa, em gramas, de um mol da substância (ou elemento ou íon etc.)

Massa molar do  $\text{CO}_2$  = 44 g/mol

Massa molar do  $\text{Na}^+$  = 23 g/mol

Massa molar do Ca = 40 g/mol



# exemplos



Quantos mols correspondem a 88 g de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>)?

1 mol (CO<sub>2</sub>) ----- 44 g  
x mols ----- 88 g

**X = 2 mols**

Equação do número de mol

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{88g}{44g/mol}$$

$$n = 2 \text{ mols}$$

# exemplos



Quantos gramas estão presentes em 3,5 mols de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ )?

Massas molares: C = 12; O = 16

1 mol ( $\text{CO}_2$ ) ----- 44 g

3,5 mols ----- x g

**X = 154 g**

Equação do número  
de massa

$$m = n \cdot MM$$

$$m = 3,5 \text{ mols} \cdot 44 \text{ g/mols}$$

$$m = 154 \text{ g}$$



## Relação estequiométrica

---

**1 mol**

tem

**$6,02 \cdot 10^{23}$   
unidades**

Tem massa igual a

**Massa molar (M)**

# Volume Molar

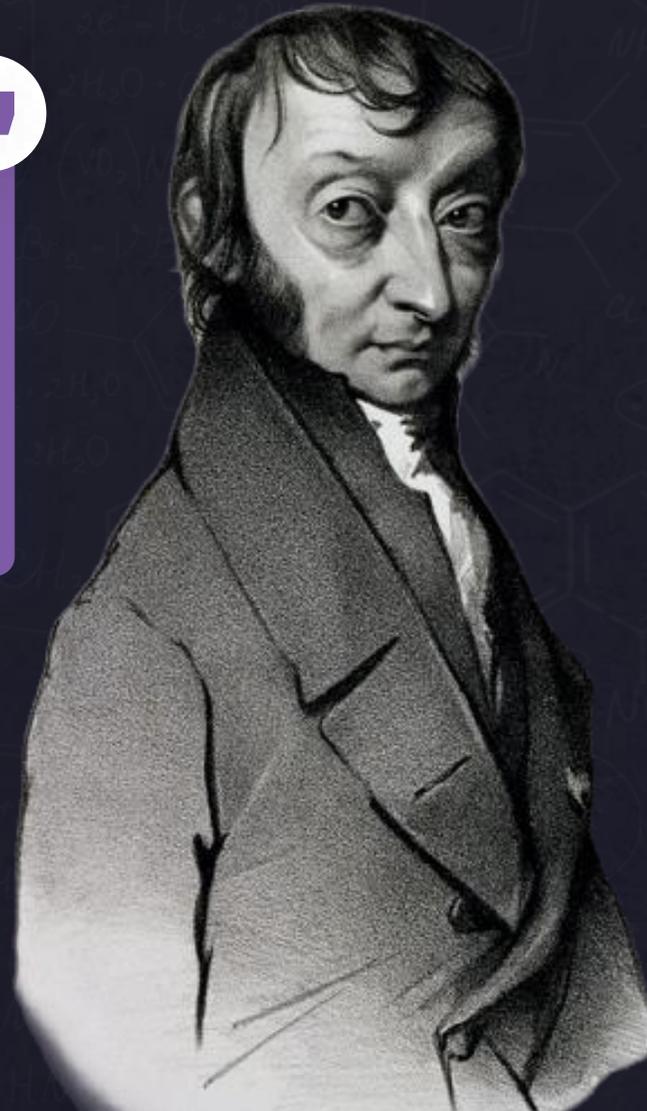
## HIPÓTESE DE AVOGADRO

Volumes iguais de gases quaisquer, quando medidos à mesma pressão e temperatura, encerram o mesmo número de moléculas.

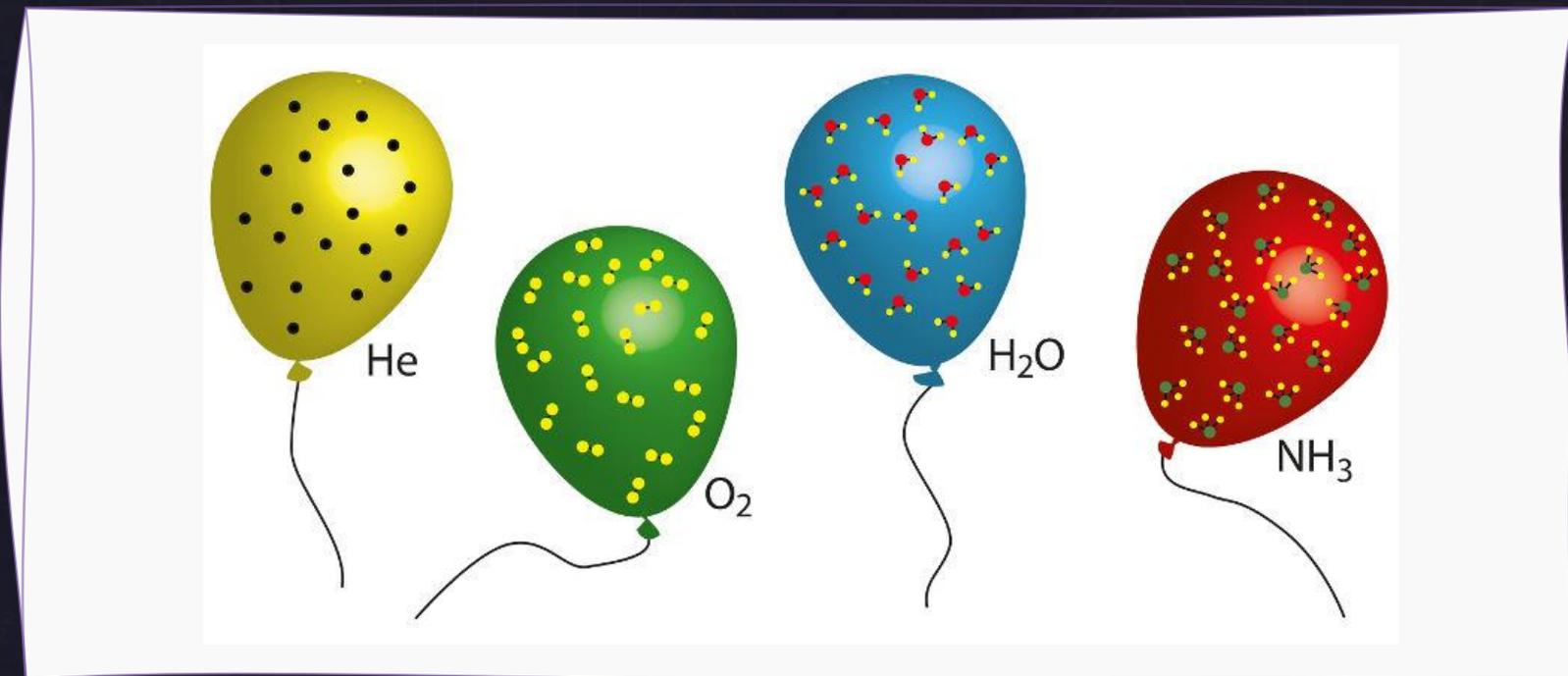
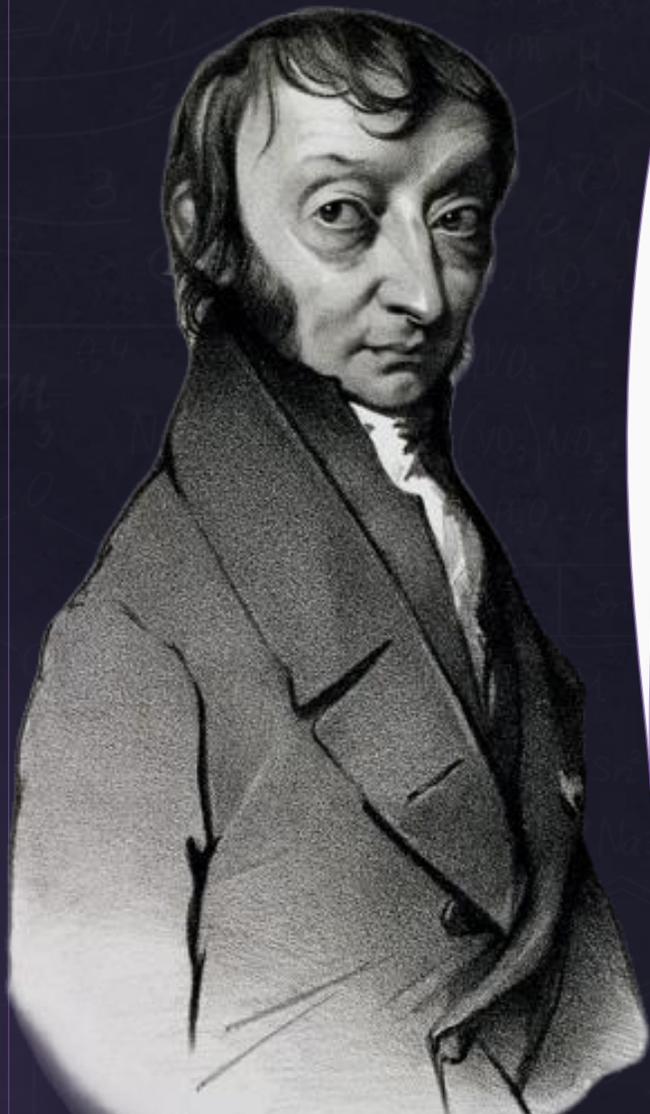
“

Um mol de diferentes gases ocupa sempre o volume molar de 22,4 L

”



# Volume Molar



(PUC-MG) Sob condições apropriadas, gás acetileno ( $C_2H_2(g)$ ) e ácido clorídrico reagem para formar cloreto de vinila,  $C_2H_3Cl(g)$ . Essa substância é usada para produzir policloreto de vinila (P.V.C.) – plástico – e foi considerada recentemente carcinogênica. A reação na formação do  $C_2H_3Cl$  pode ser representada pela equação:



Quando se obtêm 2 mol de cloreto de vinila, o volume de gás acetileno consumido, nas CNTP ( $0^\circ C$  e 1 atm), é igual a:

- a) 11,2 L
- b) 22,4 L
- c) 33,6 L
- d) 44,8 L
- e) 89,2 L

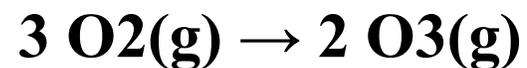
**RESPOSTA LETRA D**

(FEI-SP) Nas condições normais de pressão e temperatura (CNTP), o volume ocupado por 10 g de monóxido de carbono (CO) é de: (Dados: C = 12 u, O = 16 u, volume molar = 22,4 L).

- a) 6,0 L
- b) 8,0 L
- c) 9,0 L
- d) 10 L
- e) 20 L

**RESPOSTA LETRA B**

O gás oxigênio (O<sub>2</sub>), quando submetido a faíscas elétricas, é transformado em gás ozônio (O<sub>3</sub>), de acordo com a equação:



Se submetermos 60 L de O<sub>2</sub> a esse processo, obteremos qual volume de O<sub>3</sub> nas CNTP?

- a) 60 L.
- b) 40 L.
- c) 30 L.
- d) 20 L.
- e) 10 L.

**RESPOSTA LETRA B**