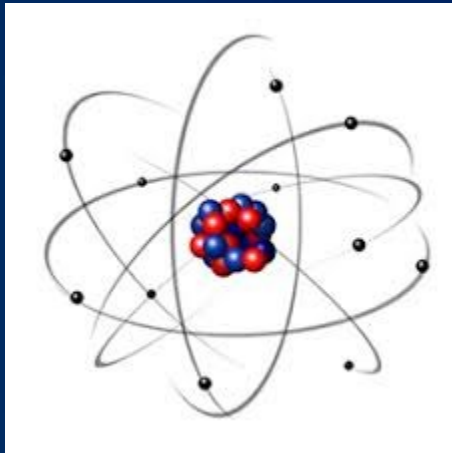


Química Alimentar I

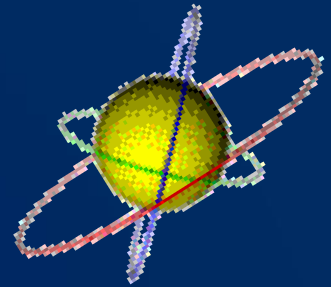


T04 – José Pestana

Sumário:

- a) Teoria atômica;
- b) Constituição de um átomo;
- c) Número atômico, número de massa;
- d) Massa molar.

Teoria Atômica



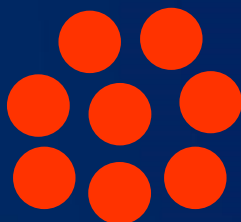
- *DEMÓCRITO* (século V a.C.)
- A matéria é constituída por partículas pequenas e indivisíveis às quais se chamaram átomos.

(átomo significa indivisível)

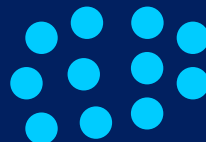


■ **JOHN DALTON (1766-1844)**

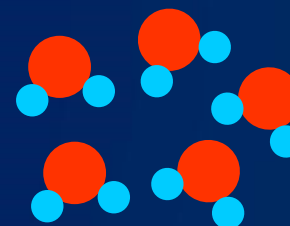
- Os **átomos** de um elemento são todos iguais, mas diferentes dos **átomos** de outros elementos.
- Os **compostos** são constituídos por **átomos** de mais do que um elemento.



Átomos do
elemento X



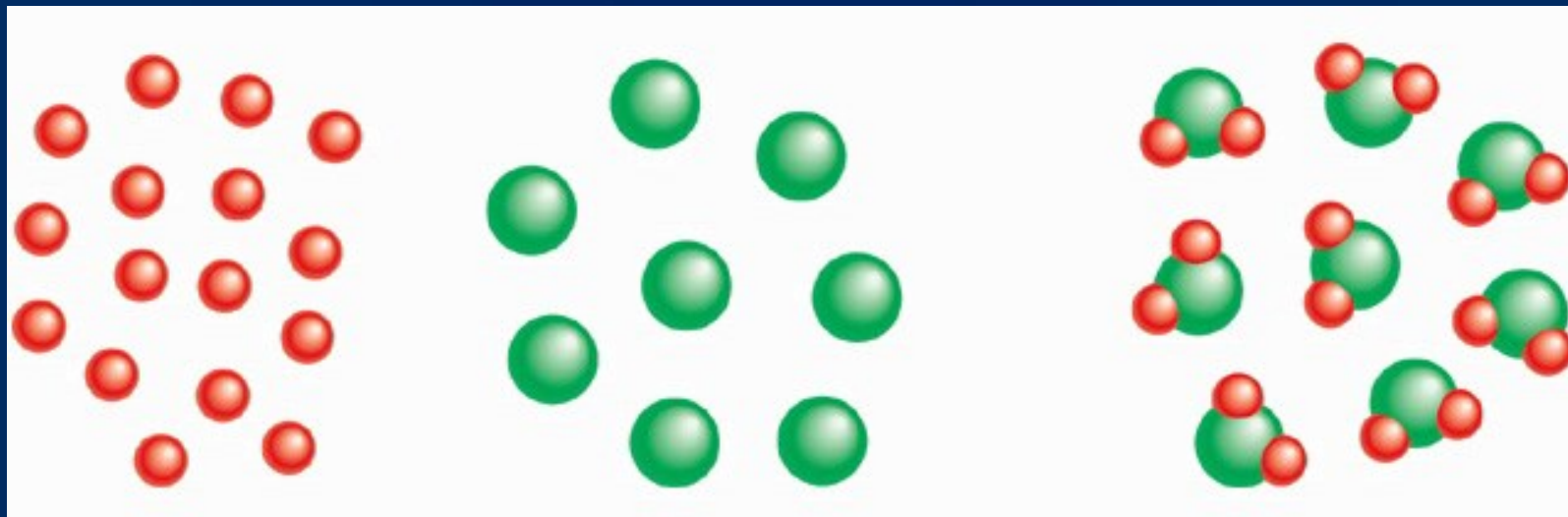
Átomos do
elemento Y



Composto XY₂

- A matéria não pode ser criada nem destruída.

Teoria Atômica de Dalton



Átomos do
elemento X

Átomos do
elemento Y

Átomos do
elemento X e Y

16 X

+

8 Y



8 X₂Y

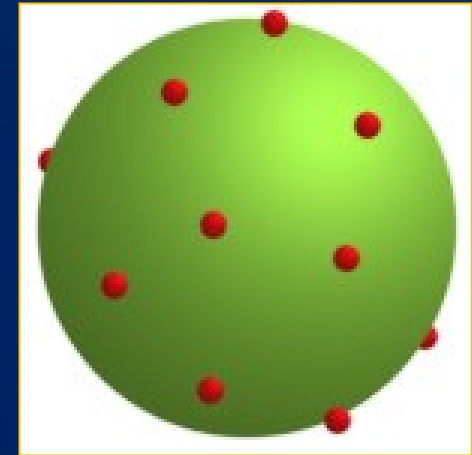
**Lei da Conservação
da Massa**

A massa total dos materiais presentes depois da reação química é igual à massa total antes da reação.

- **THOMPSON (1897)**

- Modelo Atómico:

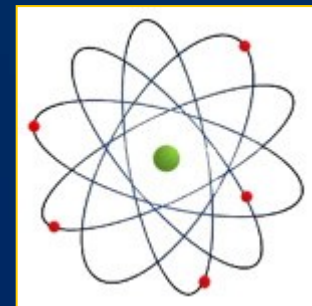
“Pudim de Passas (*Plum Pudding*)”



- O **átomo** é uma esfera constituída por matéria de **carga positiva** distribuída uniformemente e por **electrões** nele dispersos.

■ **RUTHERFORD (1910)**

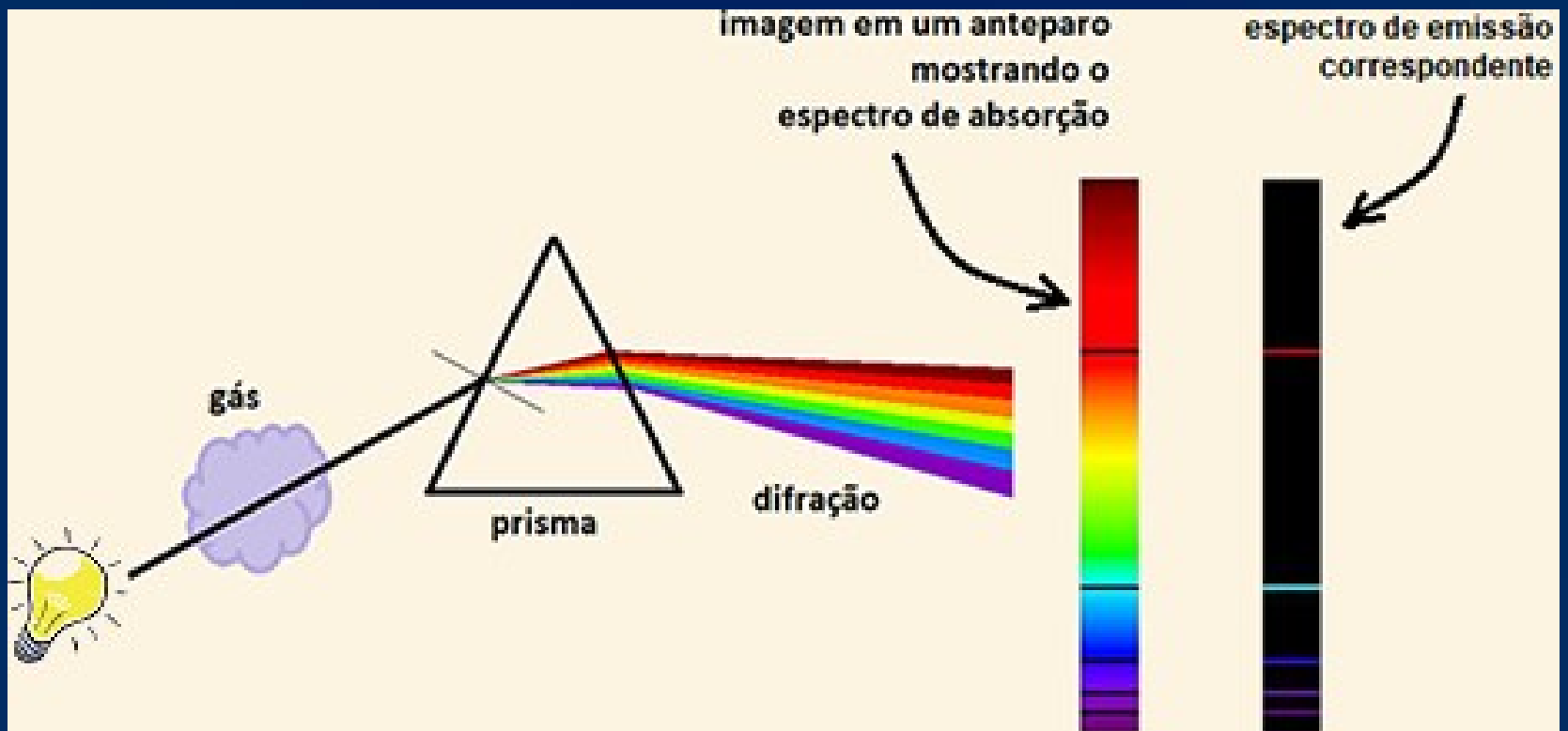
- Bombardeou folhas finas de Pt e Au com partículas α (positivas). A maioria das partículas passaram através das folhas sem desvios mas algumas desviaram-se e outras até voltaram para trás.



- Modelo Atômico:
- O **átomo** é constituído por uma zona densa e central (**núcleo**) – as partículas que o constituem são **protões** (carga positiva)
- Existem **electrões** à volta do núcleo (carga negativa)
- Existe muito espaço vazio.
- *Rutherford* e outros cientistas postularam a existência de outra partícula subatômica: o neutrão → *Chadwick* (1932) provou a sua existência

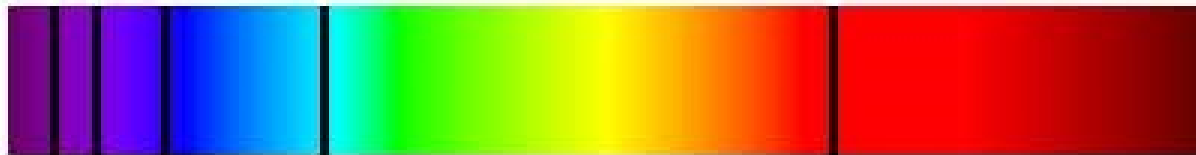
■ **BOHR (1913)**

- Deu a primeira explicação para os espectros do átomo de hidrogénio (H)

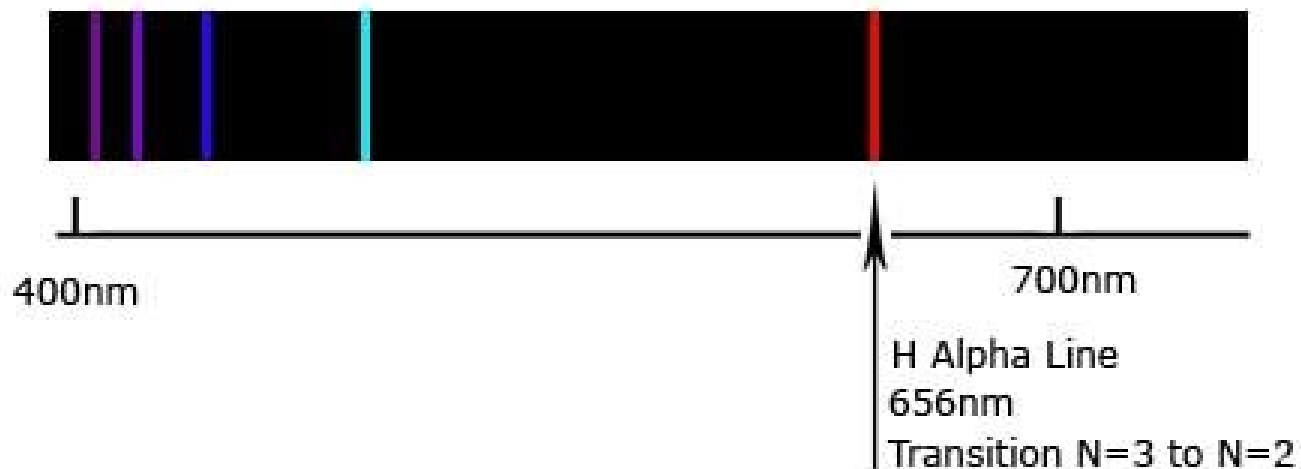


- **BOHR (1913)**
- Explica os espectros de absorção e espectros de emissão.

Hydrogen Absorption Spectrum



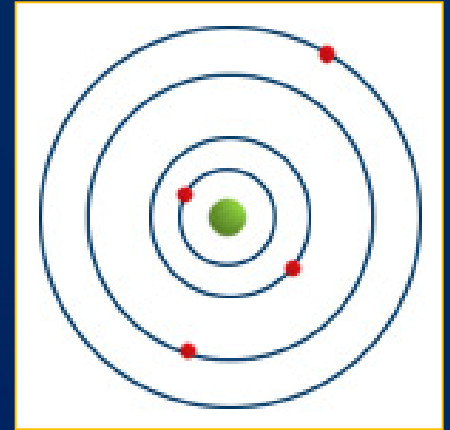
Hydrogen Emission Spectrum



■ **BOHR (1913) (cont.)**

■ Modelo Atómico – Átomo de Hidrogénio:

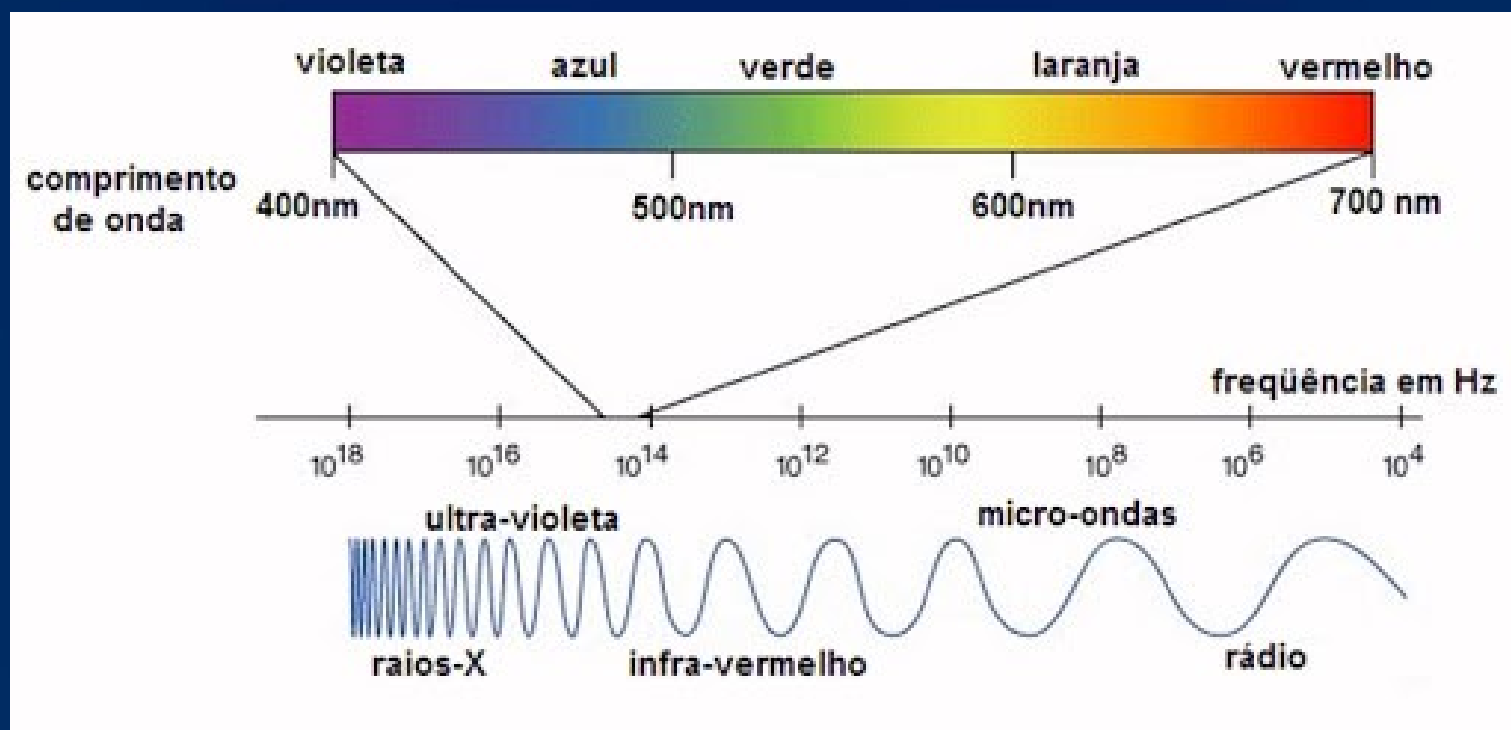
- O **núcleo** é constituído por um protão.
- O **electrão** do H encontra-se à volta do núcleo em orbitas de energia quantizada:
- $E_n = - R_H/n^2$ ($R_H = 2,18 \times 10^{-19}$ J, constante de *Rydberg*)
- Generalizando: os átomos são constituídos por um **núcleo** (protões + neutrões) e os **electrões** circulam à sua volta, em níveis de energia bem definidos.



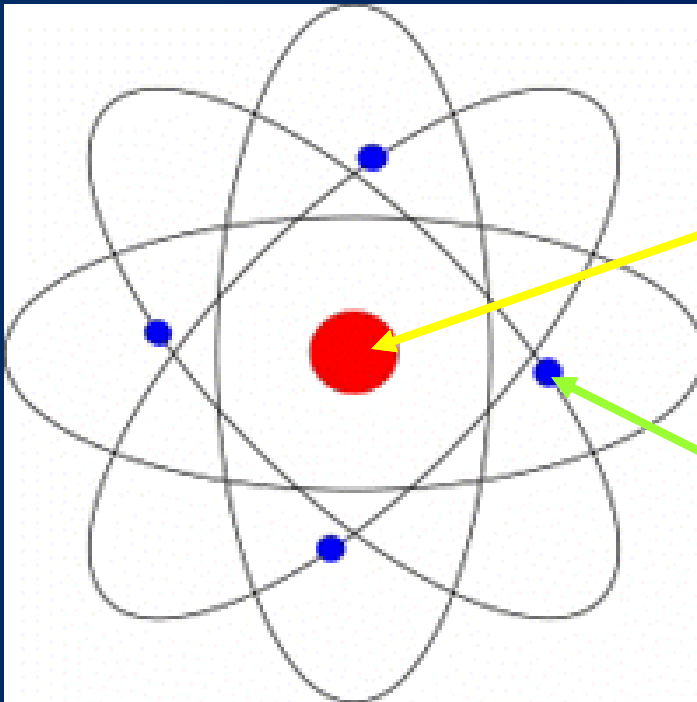
(Seguem-se o Princípio da Incerteza de *Heisenberg*, a Equação de *Schrödinger*....)

■ Espectros

Por exemplo, cada elemento possui um espectro descontínuo porque os níveis de energia são quantizados, ou seja, possuem quantidades de energia definidas. Cada energia corresponde a um comprimento de onda.



Constituição do átomo



Núcleo

carga positiva

Prótons

carga positiva (+1)

Neutrões

carga neutra (0)

Elétrões

carga negativa (-1)

Os átomos são corpúsculos eletricamente neutros.

número prótons = número electrões

"O núcleo do átomo é muito pequeno. É como uma pulga num campo de futebol"

Constituição do átomo

- **Átomo:** constituído por partículas subatómicas
 - **Electrões:** carga negativa em movimento
carga: -1 ($-1,6022 \times 10^{-19}$ C), massa = $0,00055$ u.m.a.
 - **Protões:** constituem o núcleo; carga positiva
Carga: $+1$ ($+1,6022 \times 10^{-19}$ C), massa = $1,00757$ u.m.a.
 - **Neutrões:** constituem o núcleo; carga zero
Carga: 0 , massa = $1,00893$ u.m.a.
(partículas neutras com massa ligeiramente superior à dos protões)
- u.m.a. = unidade de massa atómica | C é o coulomb, é a unidade de carga eléctrica.

Constituição do átomo

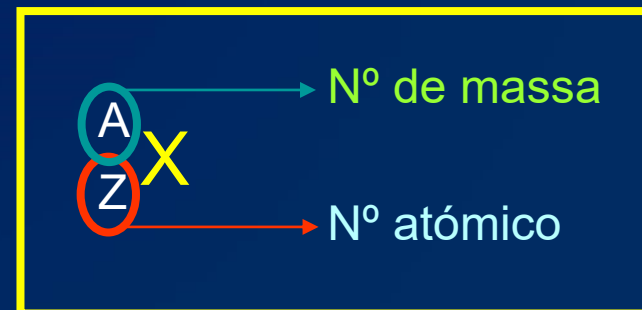
■ Convenção Internacional:

1 u.m.a. = 1/12 da massa de 1 átomo de C (12)

logo a massa de 1 átomo de C (12) = 12 u.m.a.

Relações Mássicas

- **Número Atómico (Z)** = N° de **protões** do **átomo** de um elemento
 - **Ex:** ${}_7\text{N}$ – cada átomo de azoto contém 7 protões (e, portanto 7 electrões)
- **Número de Massa (A)** = N° **protões** + N° **neutrões** existentes no núcleo do átomo de um elemento
 - Ou **número de massa** = **n° atómico** + **n° neutrões**
 - **Ex.:** ${}^{19}_9\text{F}$ – cada átomo de flúor contém:
 - 9 protões
 - 9 electrões
 - $19 - 9 = 10$ neutrões



Relações Mássicas

- **Massa atómica:** massa do átomo em unidades de massa atómica (u.m.a.); função do nº de prótons, electrões e neutrões.

Exemplo:

- Massa atómica de $^{19}_9\text{F}$:

$$\begin{aligned} &9 \times 1,00757 + 9 \times 0,00055 + 10 \times 1,00893 = \\ &= 19,16238 \text{ u.m.a.} \end{aligned}$$

Isótopos

- São átomos diferentes do mesmo elemento químico, logo possuem o mesmo nº atômico, mas têm diferentes nºs de massa (nº de neutrões diferente)

- Ex.: Isótopos do hidrogénio:



Prótio



Deutério



Trítio

Isótopos do cloro:



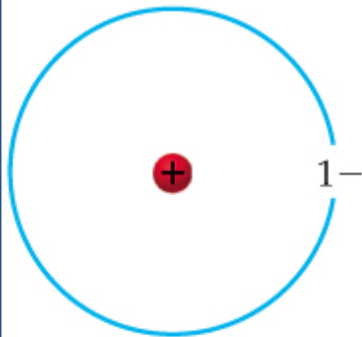
Cloro - 35



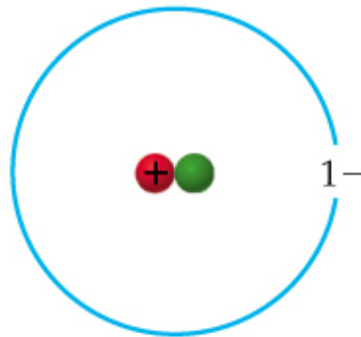
Cloro -37

Isótopos

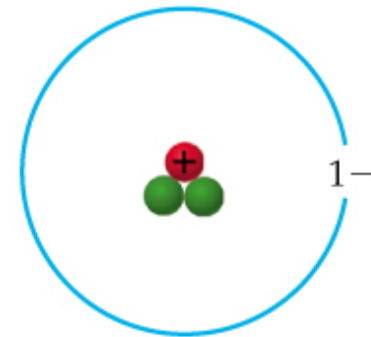
■ Isótopos do hidrogénio



Protium—one proton (●) and no neutrons; mass number = 1



Deuterium—one proton (●) and one neutron (●); mass number = 2



Tritium—one proton (●) and two neutrons (●); mass number = 3

Isóbaros

- São átomos de diferentes elementos químicos e, portanto, de diferentes números atômicos (z), mas com o mesmo número de massa (A).

Exemplos:



Isótonos

- São átomos de diferentes elementos químicos, com diferente Z e A , mas com igual n^o de neutrões ($A-Z$).

Exemplos:



$_{18}\text{Ar}^{38}$ e $_{20}\text{Ca}^{40}$ são isótonos

MASSA ATÔMICA DE UM ELEMENTO

Média ponderada das massas atômicas dos isótopos, tendo em conta as suas abundâncias relativas

Exemplo:

O cloro (Cl) tem 2 isótopos: o 35 e o 37. As massas atômicas e as abundâncias relativas do Cl(35) e do Cl(37) são, respetivamente 34,968 u.m.a. e 36,956 u.m.a. e 75,53 % e 24,47 %. Calcule a massa atômica do elemento cloro:

$$\text{Massa atômica do cloro} = 0,7553 \times 34,968 + 0,2447 \times 36,956 = 35,454 \text{ u.m.a.}$$

Massa Molar

- **Massa Molar (MM):** massa de uma mole de átomos (ou de moléculas, ou de iões,...)
- **Mole** = quantidade de matéria que contém tantas unidades elementares (átomos, moléculas ou iões) quanto os átomos de carbono existentes em, exatamente, 12 gramas de C(12)
- **Nº de Avogadro:** 1 mole de partículas = $6,022045 \times 10^{23}$ partículas
- **Massa molar:** (g/mol) de um átomo é numericamente igual à massa atômica (u.m.a.) do mesmo.

Exemplo:

- Um átomo de C(12) tem uma massa de 12,000 u.m.a
- Uma mole de átomos de C(12) tem uma massa de 12,000 g

■ Relação entre u.m.a. e grama:

1 u.m.a. = $1/12$ x massa de um átomo C(12)

1 u.m.a. = $1/12 \times (12,000 \text{ g} / 6,022045 \times 10^{23}) = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$

■ Relação entre a MM e o nº de moles:

The diagram shows the formula $n = \frac{m}{MM}$ inside an orange box. Three red arrows point from labels to the variables in the formula: one from 'nº de moles (mol)' to 'n', one from 'Massa (g)' to 'm', and one from 'Massa Molar (g/mol)' to 'MM'.

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

nº de moles (mol)

Massa (g)

Massa Molar (g/mol)

Mundo Micro → **Mundo Macro**
(átomos e moléculas) (gramas)

Massa atômica é a massa de um átomo em unidades de massa atômica (u.m.a).

Por definição:

1 átomo ^{12}C «pesa» 12 u.m.a

Nesta escala:

$^1\text{H} = 1,008 \text{ u.m.a}$

$^{16}\text{O} = 16,00 \text{ u.m.a}$

Lítio é:

7,42% ${}^6\text{Li}$ (6,015 u)

92,58% ${}^7\text{Li}$ (7,016 u)



Massa atômica média do lítio:

$$\frac{7,42 \times 6,015 + 92,58 \times 7,016}{100} = 6,941 \text{ u.m.a}$$

1 1A 1 H 1.008	2 2A	24 Cr 52.00 Número atômico Massa atômica										13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A 2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012	Massa atômica média (6,941)										5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 138.9	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.9	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (257)	105 Ha (260)	106 Sg (263)	107 Ns (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110	111	112						



Metais

Metalóides

Não-metais

58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (147)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0
90 Th 232.0	91 Pa (231)	92 U 238.0	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (249)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (254)	103 Lr (257)

O mol

- Um único átomo é tão pequeno que, para que uma amostra de matéria possa ser vista e manipulada, esta precisa consistir em um enorme número de átomos.
- *Por exemplo:* uma colher de chá de água (5 mL) contém 2×10^{23} moléculas de água, um número tão grande que praticamente dificulta a compreensão.
- Por isso os químicos inventaram uma unidade de contagem para descrever números grandes de átomos e moléculas. Em química para lidar com o número de átomos, iões ou moléculas em uma amostra de tamanho normal é o **mol**.
- Uma **mole (mol)** é a quantidade de substância que contém tantas entidades elementares (átomos, moléculas ou outras partículas) quantas existem em, exactamente, 12 g (ou 0,012 kg) de ^{12}C .

Número de Avogadro (N_A)

$$1 \text{ mol} = N_A = 6,0221367 \times 10^{23}$$

Massa molar é a massa de 1 mole de **ovos sapatos berlindes átomos** em gramas

$$1 \text{ mole } ^{12}\text{C} \text{ átomos} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos} = 12,00 \text{ g}$$

$$1 \text{ } ^{12}\text{C} \text{ átomos} = 12,00 \text{ u.m.a}$$

$$1 \text{ mole } ^{12}\text{C} \text{ átomos} = 12,00 \text{ g } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ mole átomos de lítio} = 6,941 \text{ g de Li}$$

**Para qualquer elemento
unidade de massa atômica (u.m.a)
= massa molar (gramas)**

Uma mole de...

Revisão

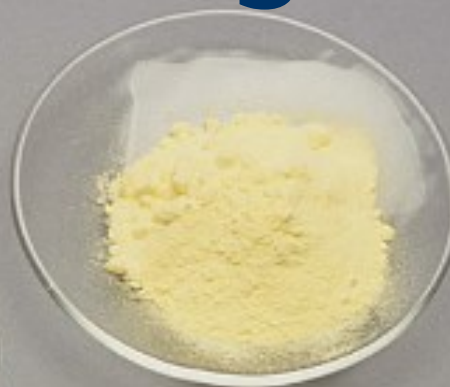
Carvão

C



S

Pó de enxofre



Hg



Fio

Cu



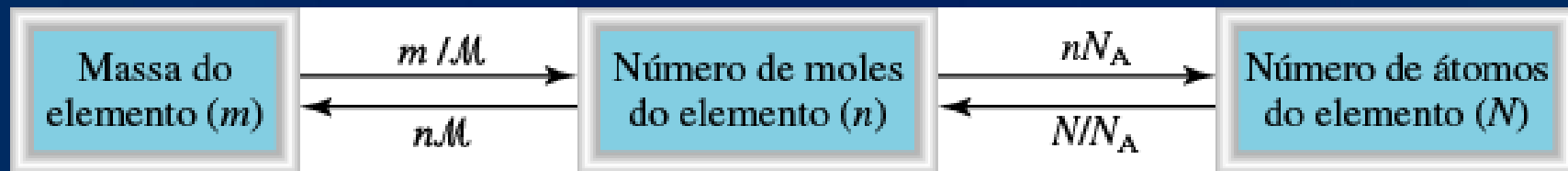
Pregos

Fe



$$\frac{1 \text{ átomo } ^{12}\text{C}}{12,00 \text{ u.m.a}} \times \frac{12,00 \text{ g}}{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos } ^{12}\text{C}} = \frac{1,66 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u.m.a}}$$

$$1 \text{ u.m.a} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{ou} \quad 1 \text{ g} = 6,022 \times 10^{23} \text{ u.m.a}$$



$\mathcal{M}$ = massa molar em g/mol (MM)

N_A = Número de Avogadro

Exemplo

- O Hélio (He) é um gás utilizado na indústria na investigação a baixas temperaturas, no mergulho de profundidade e no enchimento de balões. Quantos mols de hélio há em 6.46 g de He?
- **Estratégia:** É dado o número de gramas de hélio e pede-se essa quantidade em mols. Qual é o fator de conversão adequado à transformação de gramas em mols?
- **Resolução:** O fator de conversão entre gramas e mols é massa molar. Na tabela periódica poderemos encontrar a massa molar do He que é 4.003 g. Então:
- $1 \text{ mol de He} = 4.003 \text{ g de He.}$



Exemplo

- 1 mol de He ----- 4.003 g He
X ----- 6.46 g He
- $X = 1.61$ mol de He em 6.46 g de He.
- **Verificação:** Como a massa dada (6.46 g) é superior ao valor da massa molar do He, esperava-se como resultado um valor superior a 1mol de He, logo o resultado é aceitável.