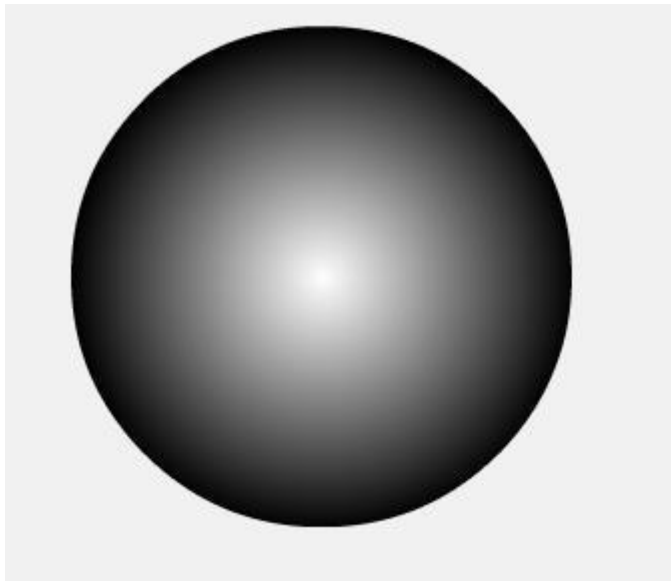


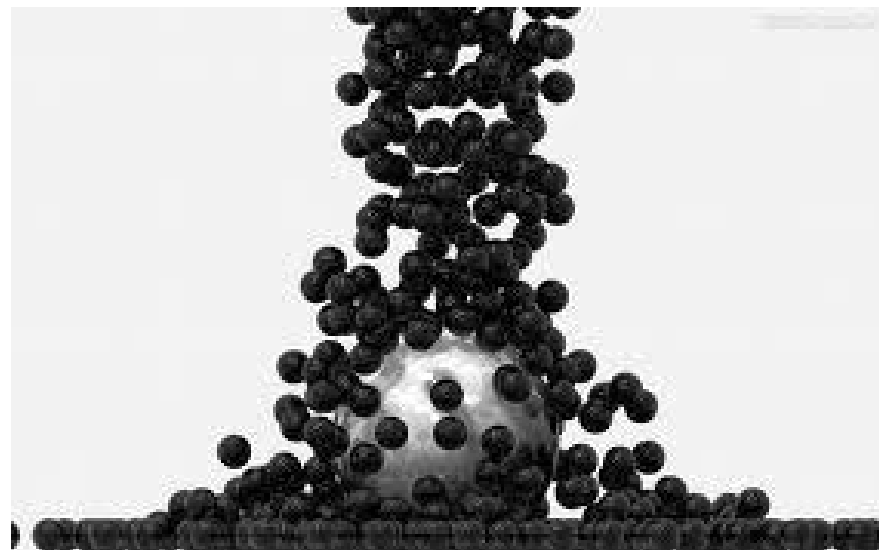


Por volta de 400 a.C.,
os filósofos **Leucipo e Demócrito** formularam
outra ideia, segundo a
qual a matéria seria constituída de pequenas
partículas que sempre
existiram e que seriam indivisíveis: os átomos.



1808 - TEORIA ATÔMICA DE DALTON

1. A matéria é constituída de pequenas partículas esféricas maciças e indivisíveis denominadas átomos.
2. **Um conjunto de átomos com as mesmas massas e tamanhos apresenta as mesmas propriedades e constitui um elemento químico.**
3. Elementos químicos diferentes apresentam átomos com massas, tamanhos e propriedades diferentes.
4. A combinação de átomos de elementos diferentes, numa proporção de números inteiros, origina substâncias diferentes.
5. Os átomos não são criados nem destruídos: são simplesmente rearranjados, originando novas substâncias



1897 - Joseph John Thomson

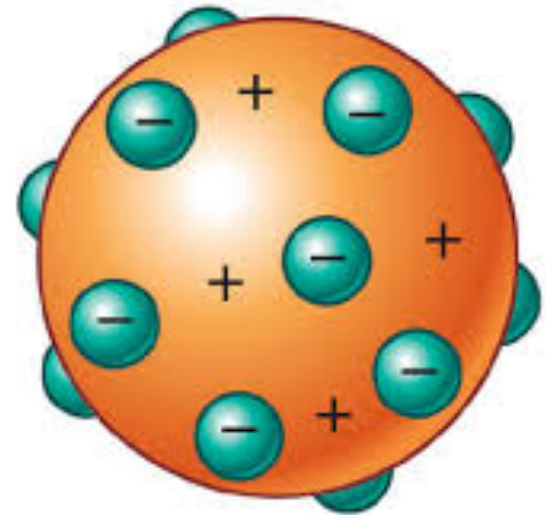
PARTÍCULAS SUBATÔMICAS

Experimento de descargas elétricas em vácuo
carga positiva e negativa – descobridor do elétron

“O átomo é maciço e constituído por um fluido com carga elétrica positiva, no qual estão dispersos os elétrons”.

Pudim de passas

Modelo Atômico de Thomson

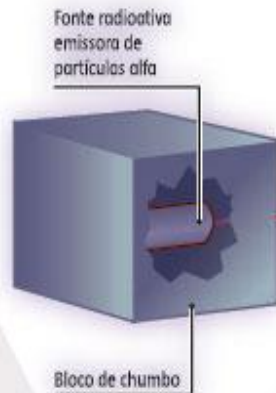


Primeira década do sec XX

A DESCOBERTA DE RUTHERFORD

Entenda como foi o estudo que deu origem ao modelo atômico vigente até hoje

1 A descoberta começou quando o pesquisador posicionou um raio de partículas alfa em frente a uma folha muito fina de ouro

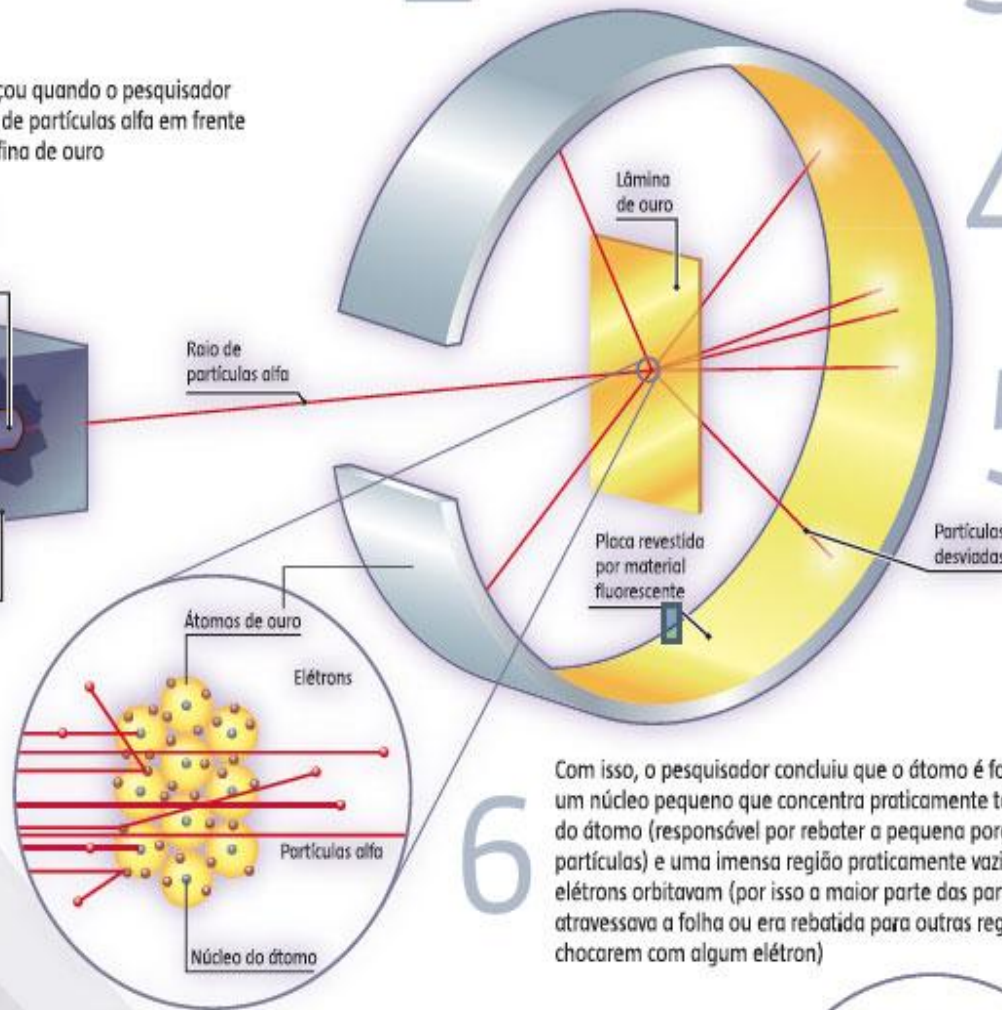


2 Ao redor da folha, ele posicionou uma tela, que, quando entrava em contato com as partículas, produzia luz

3 Ao bombardear a folha de ouro com as partículas alfa, ele percebeu que a grande maioria atravessava a placa de ouro, sendo detectada pela parte da tela atrás dela

4 Uma parcela pequena dessas partículas era desviada em diferentes direções, sendo detectada em outras partes da tela

5 Outra porção dos raios, bem menor, era rebatida e voltava na direção oposta à que havia sido enviada

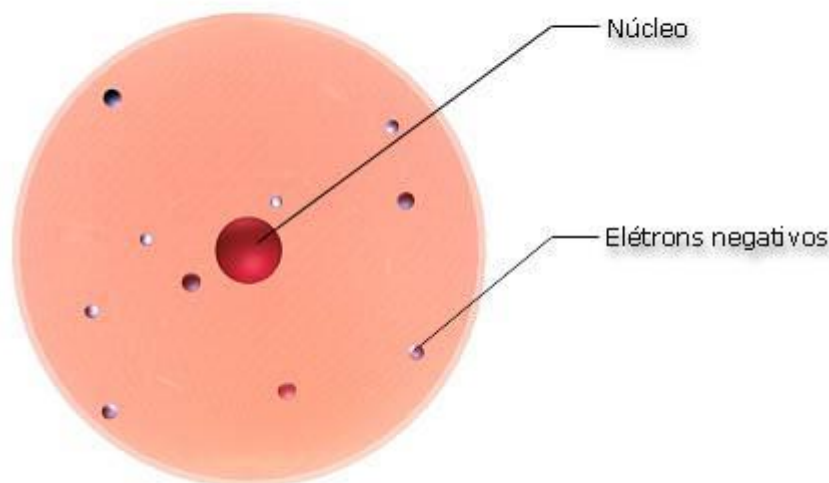


6 Com isso, o pesquisador concluiu que o átomo é formado por um núcleo pequeno que concentra praticamente toda a massa do átomo (responsável por rebater a pequena porção de partículas) e uma imensa região praticamente vazia, onde os elétrons orbitavam (por isso a maior parte das partículas atravessava a folha ou era rebatida para outras regiões, ao se chocarem com algum elétron)



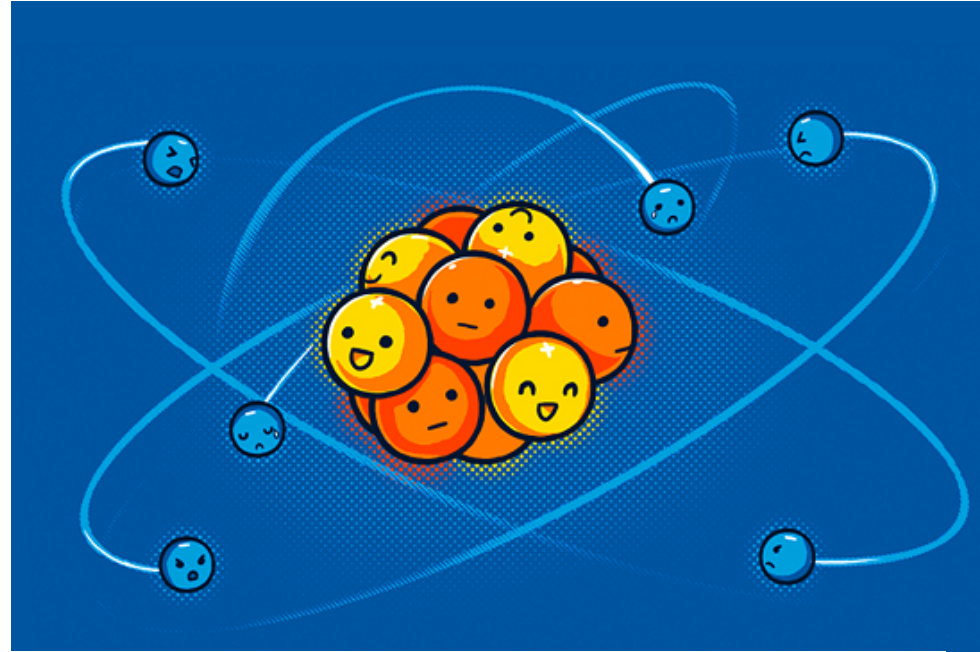
Observação	Conclusão
a) A maior parte das partículas α atravessava a lâmina sem sofrer desvios.	A maior parte do átomo deve ser vazio. Nesse espaço (eletrosfera) devem estar localizados os elétrons.
b) Poucas partículas α (1 em 20 000) não atravessavam a lâmina e voltavam.	Deve existir no átomo uma pequena região onde está concentrada sua massa (o núcleo).
c) Algumas partículas α sofriam desvios de trajetória ao atravessar a lâmina.	O núcleo do átomo deve ser positivo, o que provoca uma repulsão nas partículas α (positivas).

Modelo de Rutherford



1932 – Chadwick: descoberta dos nêutrons

Os nêutrons estão localizados no núcleo e apresentam massa muito próxima à dos prótons, mas não têm carga elétrica.



	Partícula	Massa relativa (u)	Carga relativa (uce)
Núcleo	Nêutrons	1	0
	Prótons	1	+1
Eletrosfera	Elétrons	$\frac{1}{1\,836} \cong 0$	-1



Número atômico (Z): o número que indica a quantidade de prótons existentes no núcleo de um átomo.

$$Z = \text{n}^{\circ} \text{ de prótons}$$

número de prótons é igual ao de elétrons.

7 N 14,007	8 O 15,999	9 F 18,998
-------------------------	-------------------------	-------------------------

cloro (Cl) $Z = 17$ \longrightarrow prótons = 17, elétrons = 17.

sódio (Na) $Z = 11$ \longrightarrow prótons = 11, elétrons = 11.

Número de massa (A): a soma do número de prótons (p) com o número de nêutrons (n) presentes no núcleo de um átomo.

$$A = p + n$$

$$\text{Ca} \begin{cases} Z = 20 \Rightarrow p = 20 \\ A = 40 \end{cases}$$

$$A = p + n$$

$$40 = 20 + n$$

$$n = 20$$

https://www.youtube.com/watch?v=AyeGCCMp_Uk

Classificação Periódica dos Elementos Químicos

1	2											13	14	15	16	17	18
1 H 1,0079												5 B 10,811(7)	6 C 12,011	7 N 14,007	8 O 15,999	9 F 18,998	10 Ne 20,180
3 Li 6,941(2)	4 Be 9,0122											13 Al 26,982	14 Si 28,086	15 P 30,974	16 S 32,065(5)	17 Cl 36,453	18 Ar 39,948
11 Na 22,990	12 Mg 24,305											31 Ga 69,723	32 Ge 72,64(1)	33 As 74,922	34 Se 78,96(3)	35 Br 79,904	36 Kr 83,80
19 K 39,098	20 Ca 40,078(4)	21 Sc 44,956	22 Ti 47,867	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,845(2)	27 Co 58,933	28 Ni 58,693	29 Cu 63,546(3)	30 Zn 65,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60(3)	53 I 126,90	54 Xe 131,29
37 Rb 85,468	38 Sr 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,224(2)	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc 98,906*	44 Ru 101,07(2)	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	81 Tl 204,38	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po 209,98*	85 At 209,99*	86 Rn 222,02*
55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57-71 La-Lu	72 Hf 178,49(2)	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23(3)	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08(3)	79 Au 196,97	80 Hg 200,59						
87 Fr 223,02*	88 Ra 226,03*	89-103 Ac-Lr	104 Rf 261*	105 Db 262*	106 Sg 266*	107 Bh 264*	108 Hs 277*	109 Mt 268*	110 Ds 271*	111 Rg 272*	112						

LANTANÍDIOS

57 La 138,91	58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24(3)	61 Pm 146,92*	62 Sm 150,36(3)	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25(3)	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,04(3)	71 Lu 174,97
--------------------	--------------------	--------------------	-----------------------	---------------------	-----------------------	--------------------	-----------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	-----------------------	--------------------

ACTINÍDIOS

89 Ac 227,03*	90 Th 232,04*	91 Pa 231,04*	92 U 238,03*	93 Np 237,05*	94 Pu 239,05*	95 Am 241,06*	96 Cm 244,06*	97 Bk 249,08*	98 Cf 252,08*	99 Es 252,08*	100 Fm 257,10*	101 Md 258,10*	102 No 259,10*	103 Lr 262,11
---------------------	---------------------	---------------------	--------------------	---------------------	---------------------	---------------------	---------------------	---------------------	---------------------	---------------------	----------------------	----------------------	----------------------	---------------------

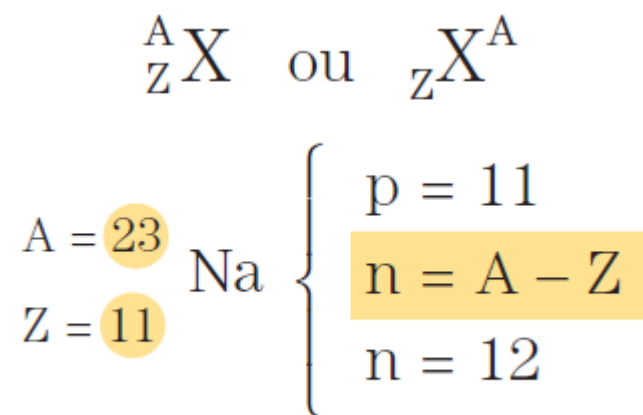
Número atômico

Nome

Símbolo

Massa atômica relativa. A incerteza no último dígito é 1, exceto quando indicado entre parênteses. Os valores com * referem-se ao isótopo mais estável.

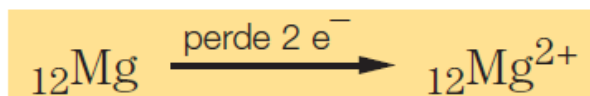
Elemento químico: é o conjunto formado por átomos de mesmo número atômico (Z).



Íon: a espécie química que apresenta o número de prótons diferente do número de elétrons.

- íons positivos = **cátions**;
- íons negativos = **ânions**.

Íons positivos ou cátions



$$p = 12 \Rightarrow 12 \text{ cargas positivas} = +12$$

$$e = 12 \Rightarrow 12 \text{ cargas negativas} = -12$$

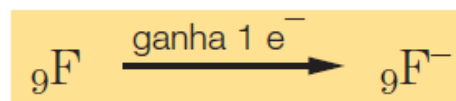
$$\underline{\text{carga elétrica total} = 0}$$

$$p = 12 \Rightarrow 12 \text{ cargas positivas} = +12$$

$$e = 10 \Rightarrow 10 \text{ cargas negativas} = -10$$

$$\underline{\text{carga elétrica total} = +2}$$

Íons negativos ou ânions



$$p = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas positivas} = +9$$

$$e = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas negativas} = -9$$

$$\underline{\text{carga elétrica total} = 0}$$

$$p = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas positivas} = +9$$

$$e = 10 \Rightarrow 10 \text{ cargas negativas} = -10$$

$$\underline{\text{carga elétrica total} = -1}$$

SEMELHANÇAS ATÔMICAS

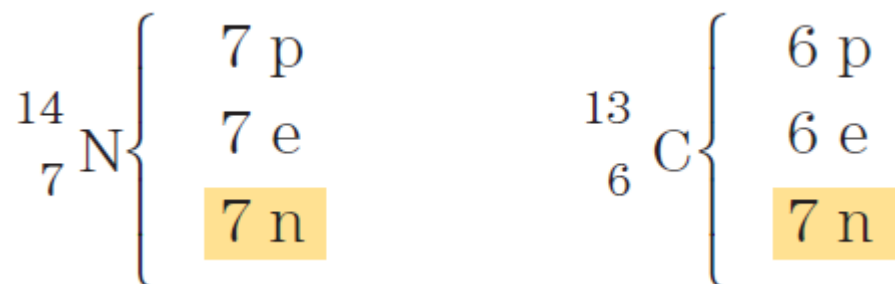
Isótopos: são átomos que apresentam o mesmo número atômico (**Z**), por pertencerem ao mesmo elemento químico, mas diferentes números de massa (**A**).

Elementos	Carbono			Oxigênio			Potássio		
Representação	$^{12}_{6}\text{C}$	$^{13}_{6}\text{C}$	$^{14}_{6}\text{C}^*$	$^{16}_{8}\text{O}$	$^{17}_{8}\text{O}$	$^{18}_{8}\text{O}$	$^{39}_{19}\text{K}$	$^{40}_{19}\text{K}^*$	$^{41}_{19}\text{K}$
Abundância (%)	98,89	1,11	traços**	99,7	0,04	0,2	93,30	0,01	6,70

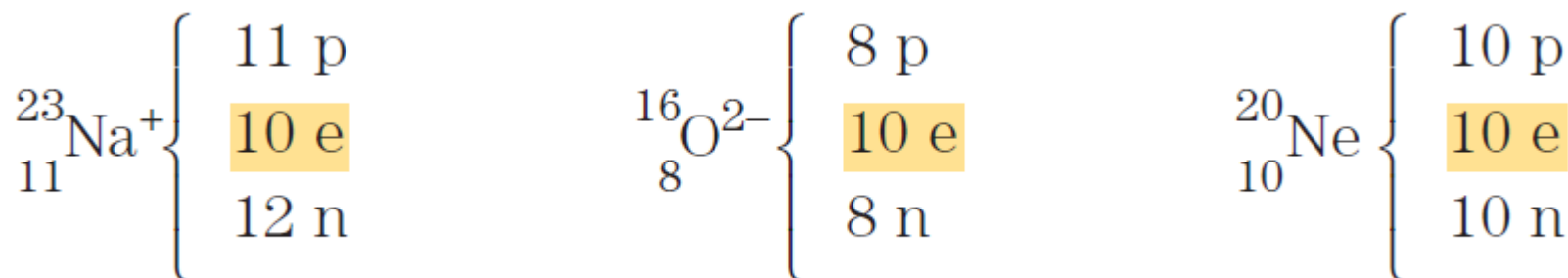
Isóbaros: são átomos que apresentam diferentes números atômicos (**Z**), mas mesmo número de massa (**A**).



Isótonos: são átomos que apresentam o mesmo número de nêutrons (**n**), mas diferentes números atômicos (**Z**) e de massa (**A**).



Isoeletrônicos: átomos e íons que apresentam a mesma quantidade de elétrons.



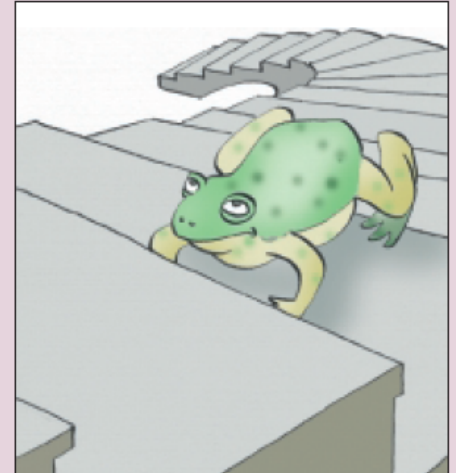
O MODELO ATÔMICO DE BÖHR

Esse modelo baseia-se nos seguintes postulados:

1. Os elétrons descrevem órbitas circulares ao redor do núcleo.
2. Cada uma dessas órbitas tem energia constante (órbita estacionária). Os elétrons que estão situados em órbitas mais afastadas do núcleo apresentarão maior quantidade de energia.
3. Quando um elétron absorve certa quantidade de energia, salta para uma órbita mais energética. Quando ele retorna à sua órbita original, libera a mesma quantidade de energia, na forma de onda eletromagnética (luz).

Essas órbitas foram denominadas **níveis de energia**. Hoje são conhecidos sete níveis de energia ou **camadas**, denominadas K, L, M, N, O, P e Q.

Assim como um sapo não pode saltar meio degrau, ou seja, números fracionários de degraus, um elétron, ao receber energia, só pode "saltar" um número inteiro de níveis.



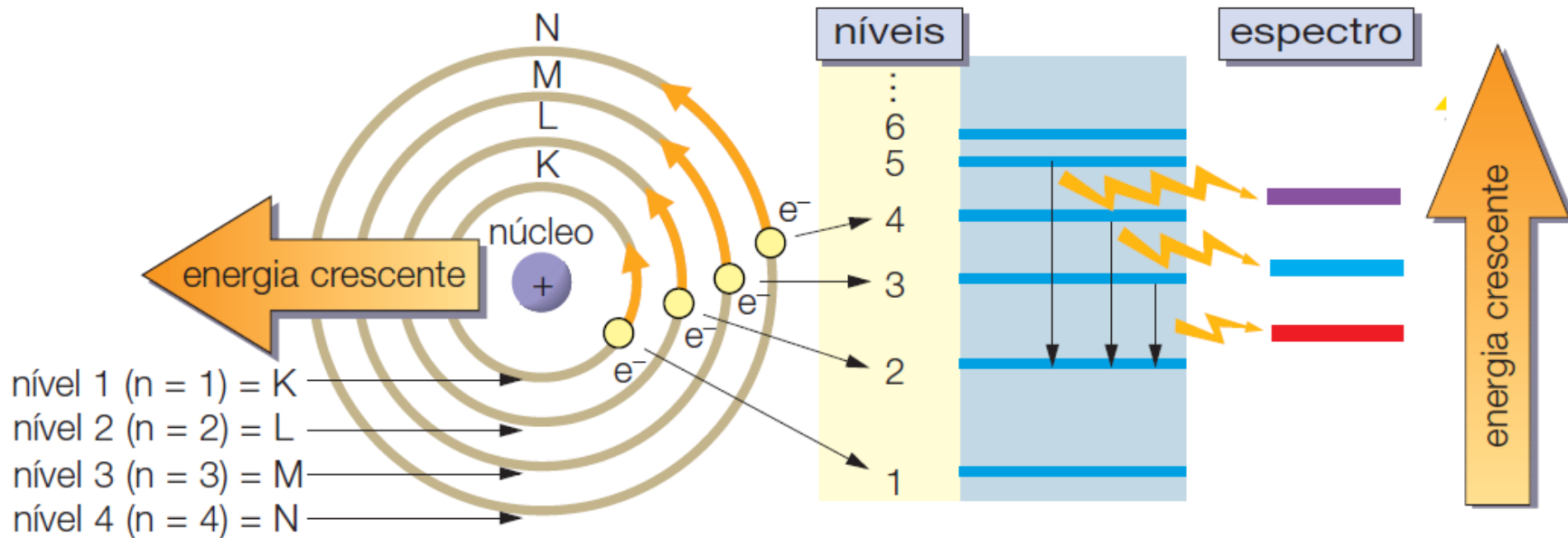


diagrama de Linus Pauling

K $n = 1$

L $n = 2$

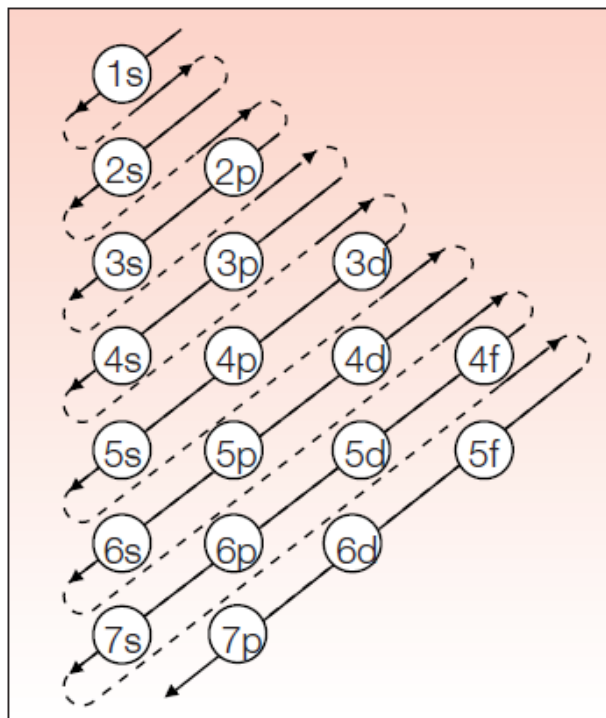
M $n = 3$

N $n = 4$

O $n = 5$

P $n = 6$

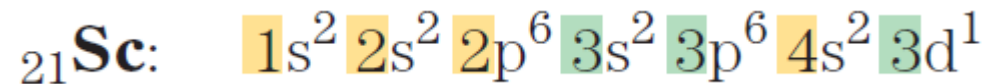
Q $n = 7$



Subnível	s	p	d	f
Nº máximo de e ⁻	2	6	10	14

DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA POR SUBNÍVEL

número de prótons (Z) é igual ao número de elétrons



Último subnível = camada de valência

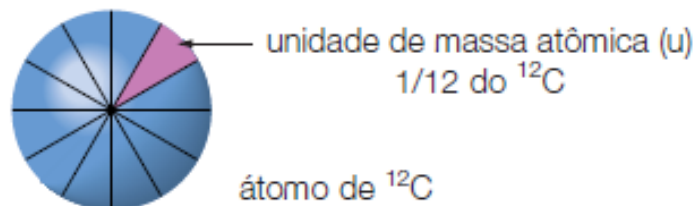
Família ou grupo	Nº de elétrons na camada de valência	Distribuição eletrônica da camada de valência	Nome
(1) IA	1	ns^1	metais alcalinos
(2) IIA	2	ns^2	metais alcalino-terrosos
(13) IIIA	3	$ns^2 np^1$	família do boro
(14) IVA	4	$ns^2 np^2$	família do carbono
(15) VA	5	$ns^2 np^3$	família do nitrogênio
(16) VIA	6	$ns^2 np^4$	calcogênios
(17) VIIA	7	$ns^2 np^5$	halogênios
(18) VIIIA ou 0	8	$ns^2 np^6$	gases nobres

Observação: Nessa configuração, **n** é igual ao número do nível de valência.

UNIDADE DE MASSA ATÔMICA (U)

Atualmente, nossa escala de massas atômicas está baseada no isótopo mais comum do carbono, com número de massa igual a 12 (^{12}C), ao qual foi atribuída exatamente a massa de 12 unidades de massa atômica (u).

Unidade de massa atômica (u) é a massa de 1/12 do átomo de carbono com número de massa igual a 12 (^{12}C).



- O ^{12}C foi escolhido em 1962 e é usado atualmente em todos os países do mundo.
- $1\text{ u} = 1,66054 \cdot 10^{-24}\text{ g}$.

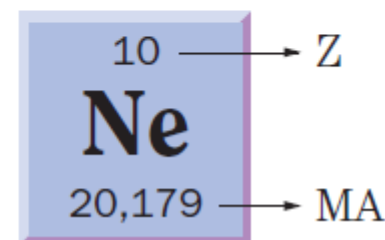
Usando a massa do carbono como base, foram calculadas as massas atômicas de outros elementos.

Massa atômica do ^4_2He	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

Cálculo da massa atômica do elemento:

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

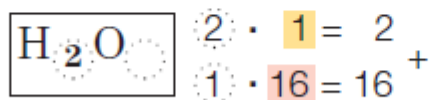
$$\left. \begin{array}{l} 20,00 \cdot 90,92 = 1818,4 \\ 21,00 \cdot 0,26 = 5,46 \\ 22,00 \cdot 8,82 = 194,04 \end{array} \right\} \frac{2017,9}{100} = 20,179 \text{ u}$$



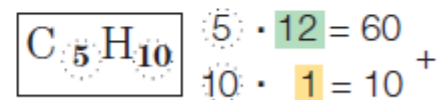
Massa molecular

É a soma das massas atômicas dos átomos que constituem as moléculas.

(massas atômicas: H = 1 u O = 16 u C = 12 u)



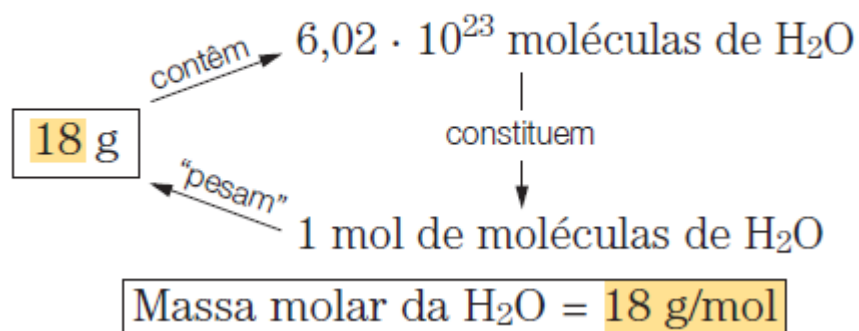
massa molecular do H_2O — MM = 18 u



massa molecular do C_5H_{10} — MM = 70 u

Massa molar é a massa que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades.
Sua unidade é grama mol^{-1} (g/mol).

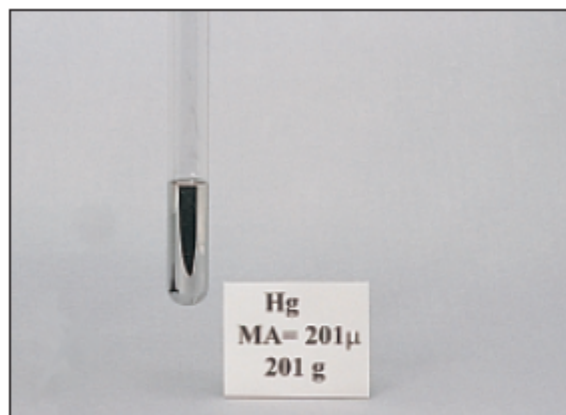
água (H_2O) MM = 18 u



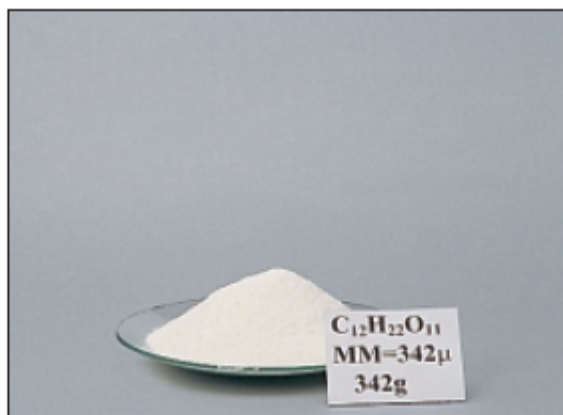
Massa atômica e molecular x número de mols

Em uma massa em gramas numericamente igual à **massa atômica**, para qualquer elemento, existem $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.

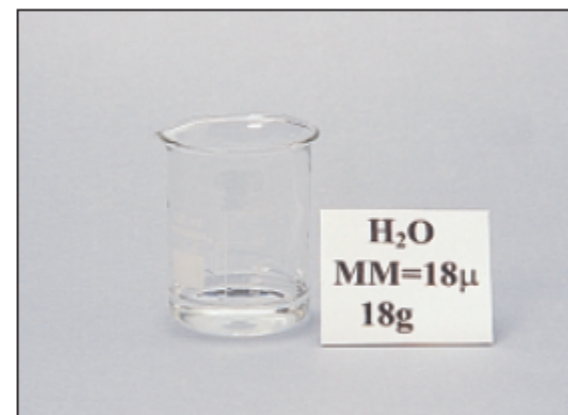
Em uma massa em gramas numericamente igual à **massa molecular (MM)**, para qualquer substância molecular, existem $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.



Em 201 g de mercúrio existem



Em 342 g de sacarose há

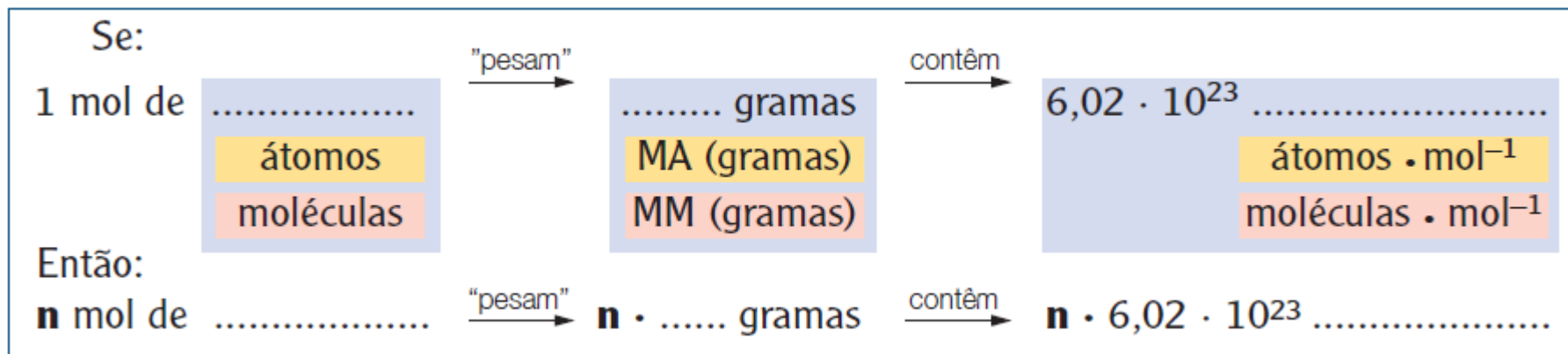


Em 18 g de água encontramos

Quantidade de substância (n)

Sabendo a massa molar, podemos calcular a quantidade de mol que existe em uma quantidade de gramas.

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} \Rightarrow n = \frac{m}{M} \text{ mol}$$



Considere um copo contendo 90 mL de água. Determine:

- a) n° de mol de moléculas de água;
- b) n° de moléculas de água;
- c) n° de átomos de oxigênio;
- d) n° de átomos de hidrogênio;
- e) n° total de átomos.

(Massas atômicas: $H = 1,0$; $O = 16$; $N = 6,0 \cdot 10^{23}$; $d_{H_2O} = 1,0 \text{ g/mL}$)