

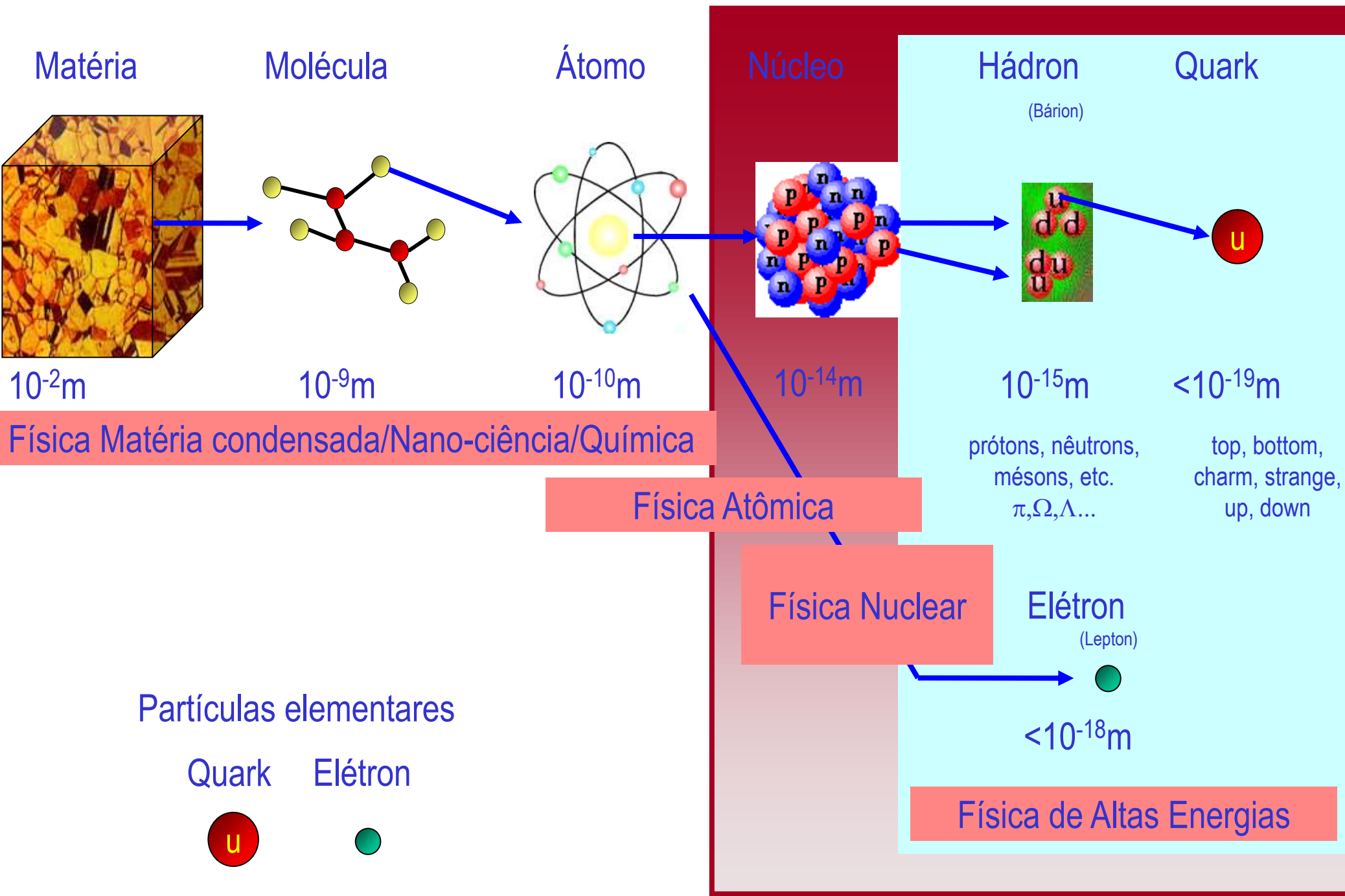
Universidade Federal do ABC

Estrutura da Matéria

Prof. José Antonio Souza

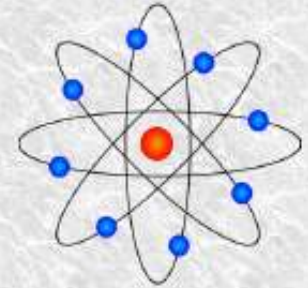
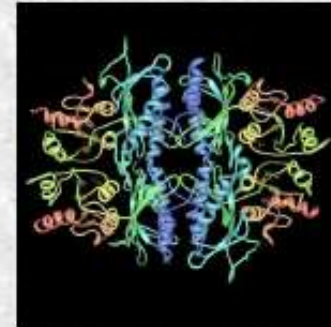
- Interações fundamentais
- Modelo Atômico
- Equação Química

Estrutura da Matéria



Interações fundamentais


Resumo: tudo que existe no universo é feito de átomos, que por sua vez são feitos por partículas menores, indivisíveis, chamadas de **partículas elementares**.




Pergunta: como as partículas elementares conseguem se organizar em **estruturas** de tamanhos tão diferentes, e tão complexas, como observamos na natureza?

Resposta: em última instância, graças às **interações fundamentais** (ou **forças elementares**) que são sentidas por estas partículas elementares.

Interações fundamentais



FORÇA




INTERAÇÃO

interação (s. f.)

- 1. Influência recíproca de dois ou mais elementos.**
- 2. Psicol.** Fenómeno que permite a certo número de indivíduos constituir-se em grupo, e que consiste no facto de que o comportamento de cada indivíduo se torna estímulo para outro.
- 3. Fís.** Ação recíproca que ocorre entre duas partículas.



Interações de contato: exigem um contato direto entre os corpos envolvidos.



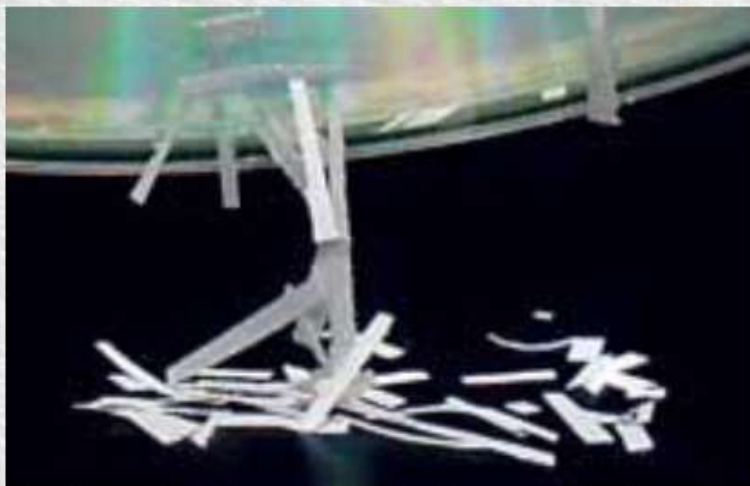
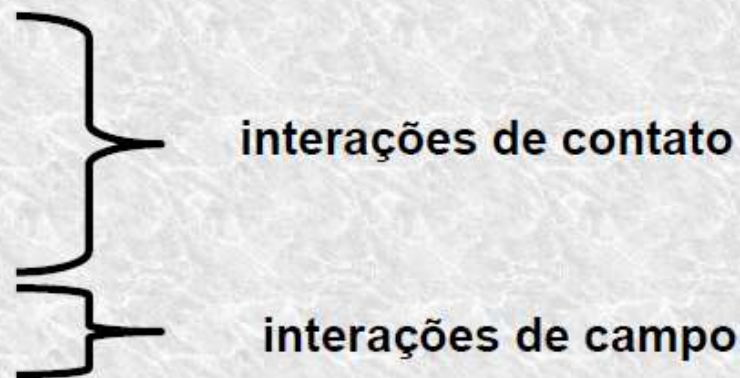
Interações de campo: agem mesmo que não sem contato direto entre os corpos envolvidos.

Exemplo: uma maçã sendo atraída pela Terra.

Interações fundamentais

GRANDE LISTA UNIVERSAL DAS FORÇAS (INTERAÇÕES)

- PUXÕES
- EMPURRÕES
- ATRITO
-
- INTERAÇÃO GRAVITACIONAL



FORÇAS ELÉTRICAS

FORÇAS MAGNÉTICAS



Interações fundamentais



Ao longo do século XIX descobriu-se profundas relações entre o **campo elétrico** e o **campo magnético**.

Na verdade, não são dois campos separados: são dois aspectos de um único fenômeno, o que se chama **campo eletromagnético**.

James Clerk Maxwell foi o descobridor deste fato, formulando as chamadas **equações de Maxwell**, que você estudará em futuras disciplinas...

GRANDE LISTA UNIVERSAL DAS FORÇAS (INTERAÇÕES)

- PUXÕES
- EMPURRÕES
- ATRITO

•

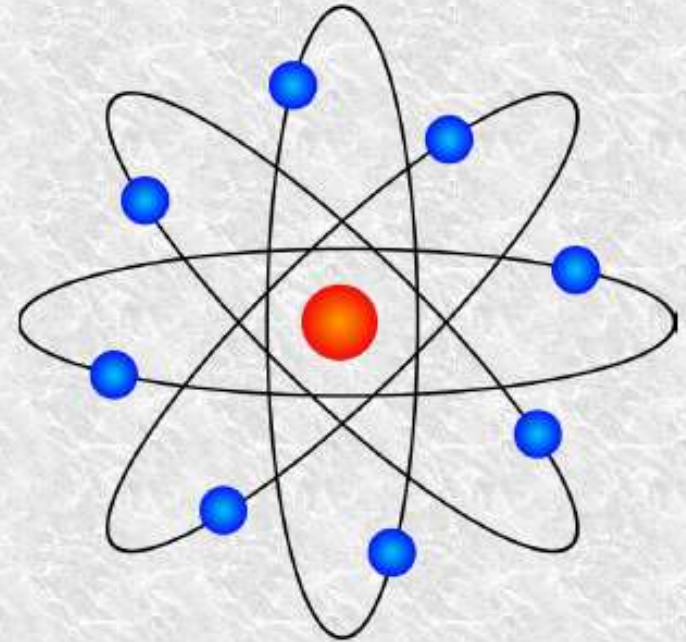
- INTERAÇÃO GRAVITACIONAL
- **INTERAÇÃO ELETROMAGNÉTICA**

interações de contato

interações de campo

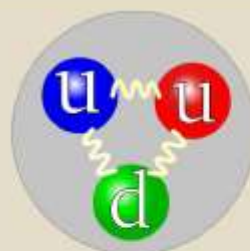
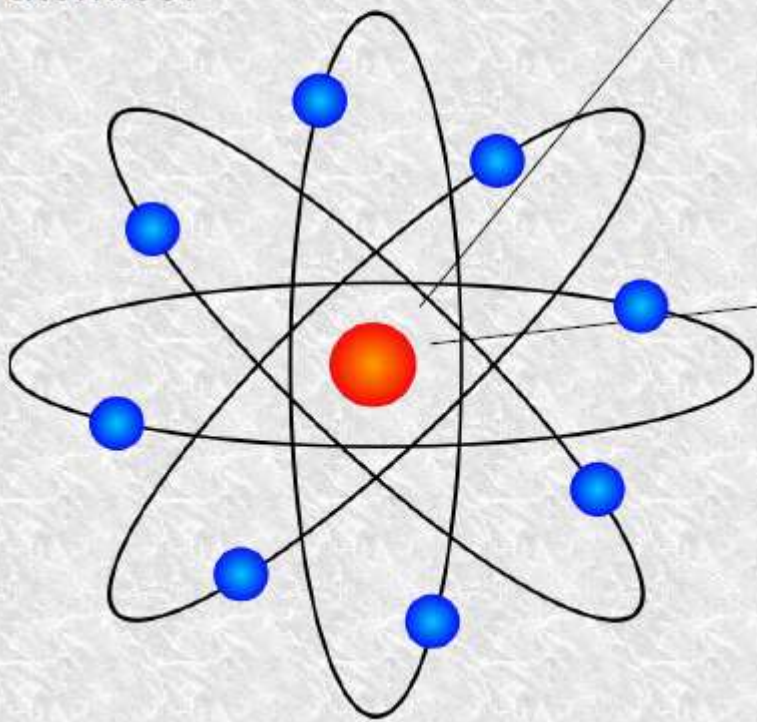
Interações fundamentais

- Portanto, a **força eletromagnética** é responsável, em última instância, por todas as **ligações químicas** entre átomos.
- Ou seja, toda a **química** existe porque existe a interação eletromagnética. **Ela é responsável por todas as propriedades químicas dos diferentes elementos.**
- A **vida** depende necessariamente de um conjunto extremamente complexo de reações químicas. Por isto, a existência da interação eletromagnética é também, em última instância, o que propicia a existência da vida.

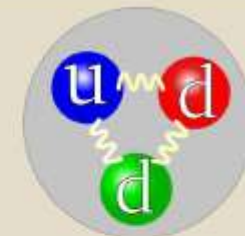


Interações fundamentais

A lista de **interações fundamentais** está quase completa. Existem só mais **duas** interações, que foram descobertas mais recentemente, e que basicamente só “funcionam” dentro do núcleo atômico.

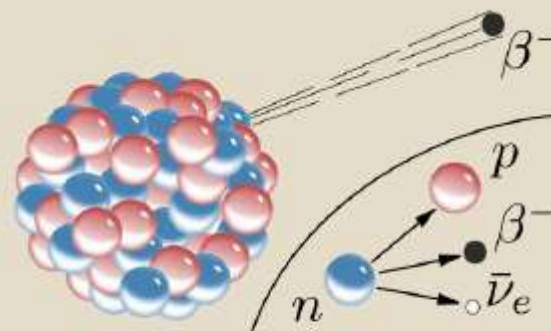


próton



neutron

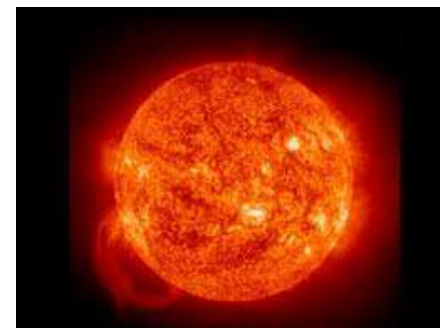
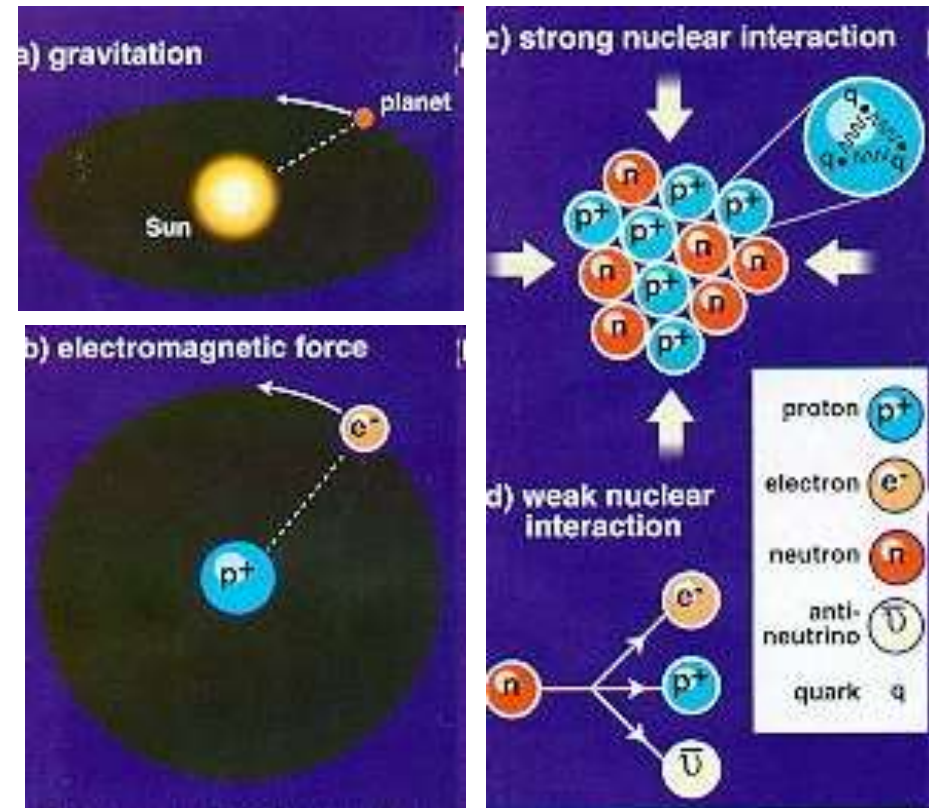
“FORÇA” NUCLEAR FORTE



“FORÇA” NUCLEAR FRACA

Interações fundamentais

- Interação gravitacional
- Interação eletromagnética
- Interação nuclear forte
- Interação nuclear fraca



Teoria atômico

- “um verdadeiro zoológico de partículas”
Enrico Fermi
- Modelo atual leva em consideração:
 - I) Todas as subpartículas já descobertas
(descobertas após 1950)
 - II) Todas as 4 interações conhecidas

“bolas de bilhar” de Dalton

Dalton:
"Bola de bilhar"



O átomo é uma
esfera maciça,
indivisível, neutra.

1803



J. Dalton (1766-1844)

Evolução da Física – Fundamentos para Novos Modelos Atômicos

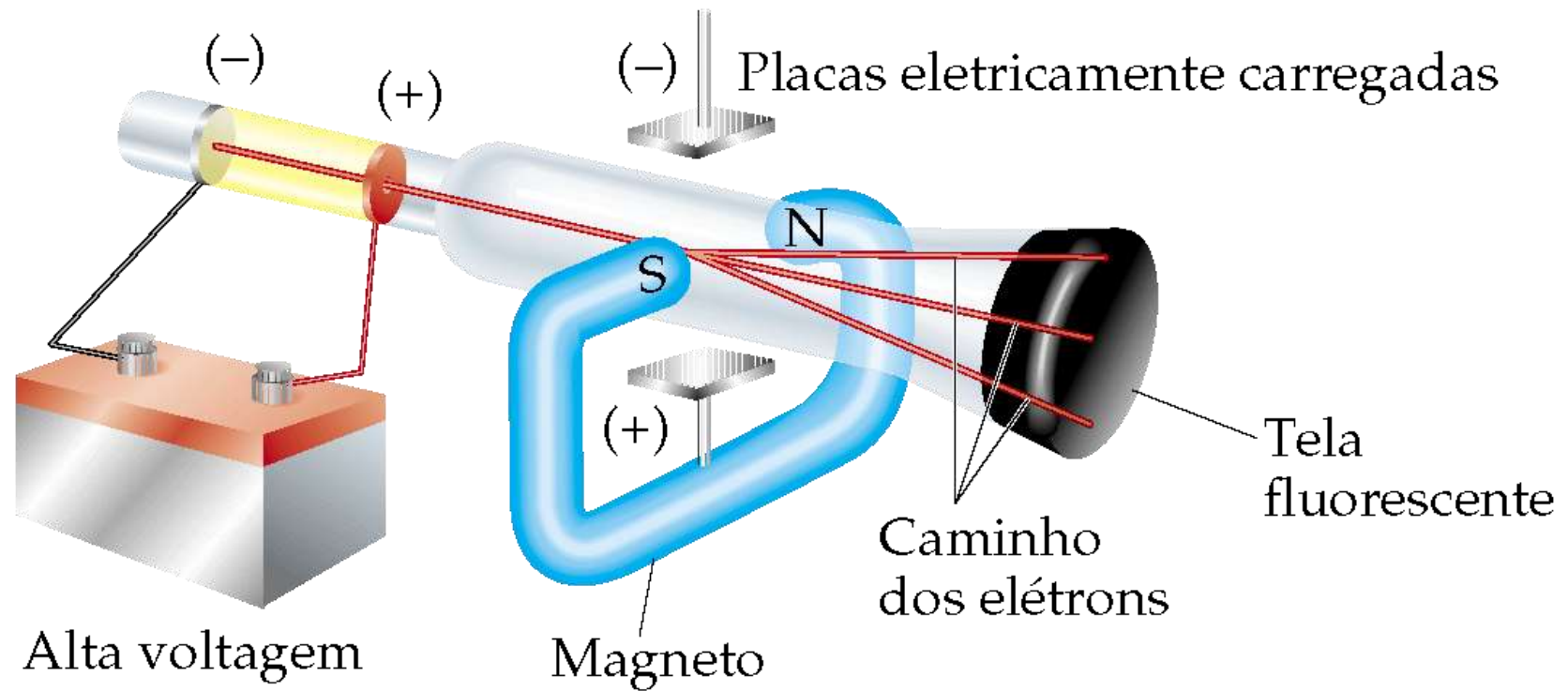
Descoberta do Elétron – J.J. Thomson (1897)

Os raios eram defletidos pelos campos elétricos e magnéticos. Com esse experimento, Thomson conseguiu calcular a razão entre carga e massa do elétron (e/m) e propôs a existência de partículas com carga negativa, os elétrons. Devido a esse trabalho, Thomson ganhou o prêmio Nobel de 1906.

Descoberta do Próton/núcleo – Eugen Goldstein

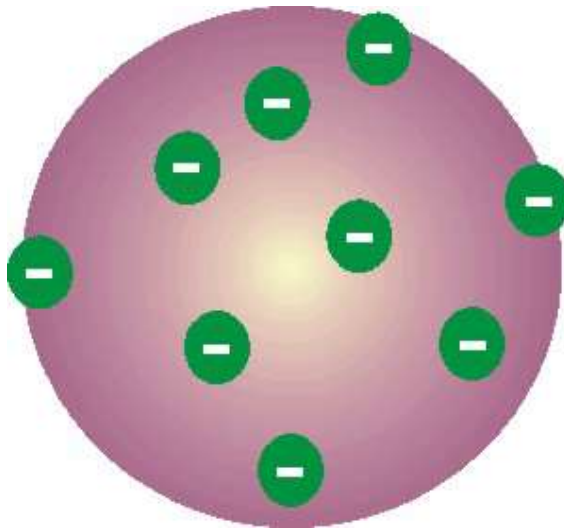
Experimento análogo! Foi observado um foco luminoso atrás do cátodo, vindo da direção do ânodo. Por terem cargas positivas, eram desviados para o eletrodo negativo. A razão entre carga e massa das partículas positivas dependiam do gás utilizado. O hidrogênio era o que produzia raios anódicos de menor massa – essa parte elementar chamou-se de próton.

Raios catódicos e elétrons



Modelo Atômico de Thomson (1904)

- Volume contínuo de carga positiva (prótons) com elétrons de carga negativa incrustados em todo o volume.



“Pudim de passas”

Henri Becquerel (1896) - Descoberta das partículas alfa – a radioatividade
Proposição de experimentos – testar o modelo!

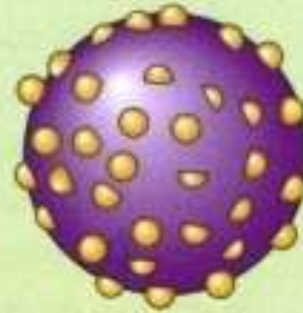
Pudim de passas: Modelo de Thomson

Dalton:
"Bola de bilhar"



O átomo é uma esfera maciça, indivisível, neutra.

Thomson:
"Pudim de passas"



O átomo é uma esfera maciça, positiva com elétrons encravados nela.

1803



J. Dalton (1766-1844)

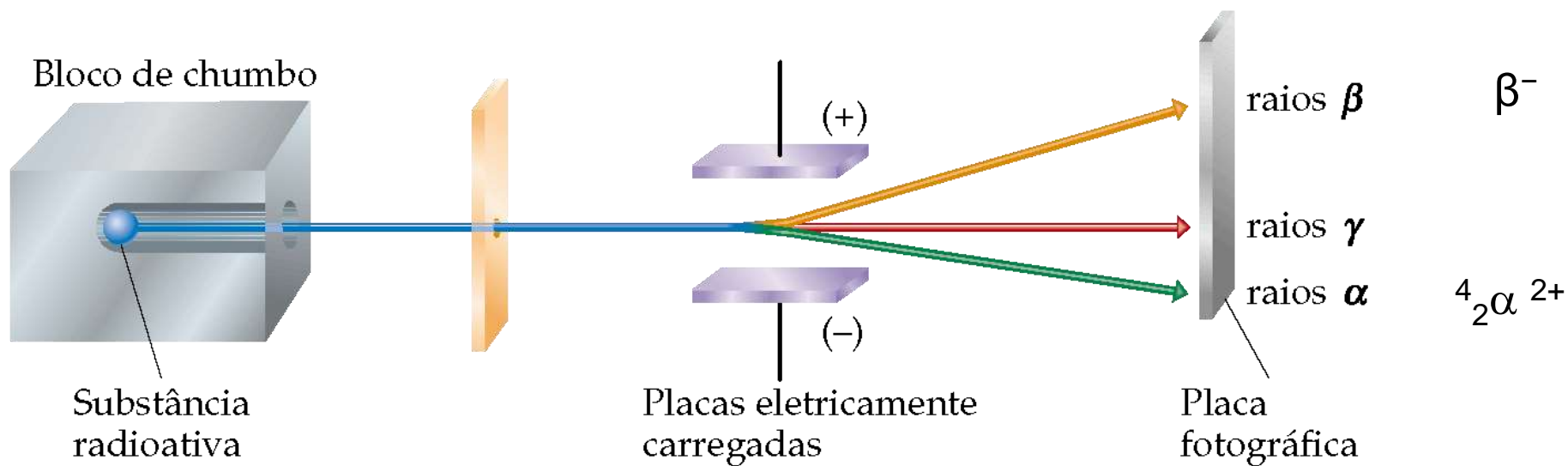
1897



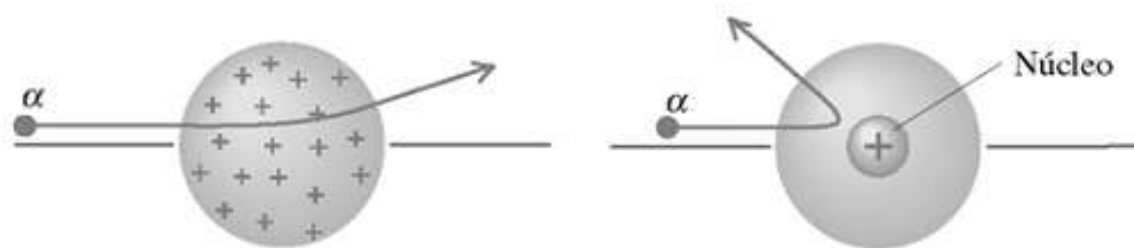
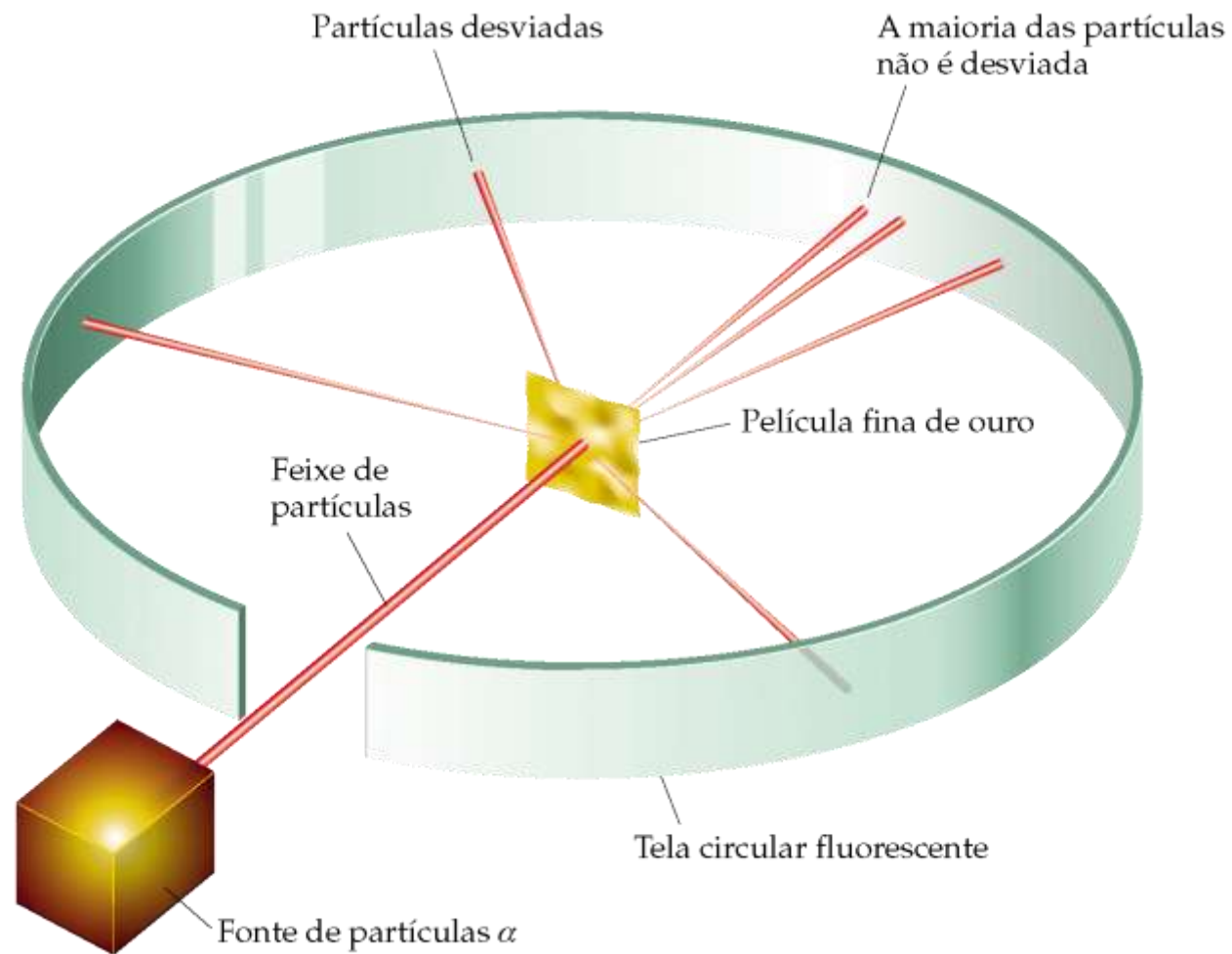
J. J. Thomson (1856-1940)

Radioatividade

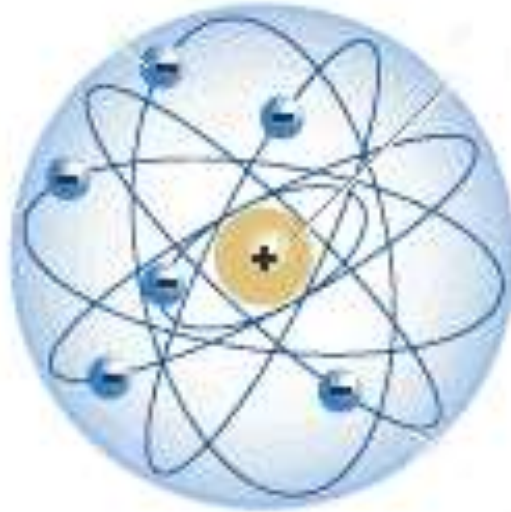
Descoberta de partículas



Experimento de Rutherford (1911): Espalhamento de partículas α



Modelo Atômico de Rutherford (1911)



Modelo Atômico Planetário

O átomo seria esférico com raio de aproximadamente 10^{-8} cm

O núcleo no centro com raio 10^{-12} cm (10.000 vezes menor)

Os elétrons estariam orbitando o núcleo

Das “bolas de bilhar” de Dalton ao modelo nucleado de Rutherford

Dalton:
"Bola de bilhar"



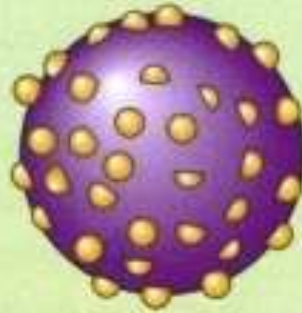
O átomo é uma esfera maciça, indivisível, neutra.

1803



J. Dalton (1766-1844)

Thomson:
"Pudim de passas"



O átomo é uma esfera maciça, positiva com elétrons encravados nela.

1897



J. J. Thomson (1856-1940)

Rutherford:
"Modelo planetário"



O átomo tem um núcleo positivo e muito pequeno ao redor do qual giram os elétrons.

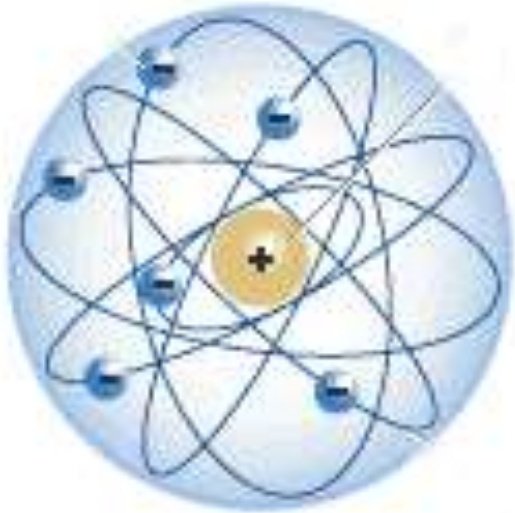
1911



E. Rutherford (1871-1937)

Linha do tempo

Falha do modelo de Rutherford



Modelo Atômico Planetário

O átomo seria esférico com raio de aproximadamente 10^{-8} cm

O núcleo no centro com raio 10^{-12} cm (10.000 vezes menor)

Os elétrons estariam orbitando o núcleo

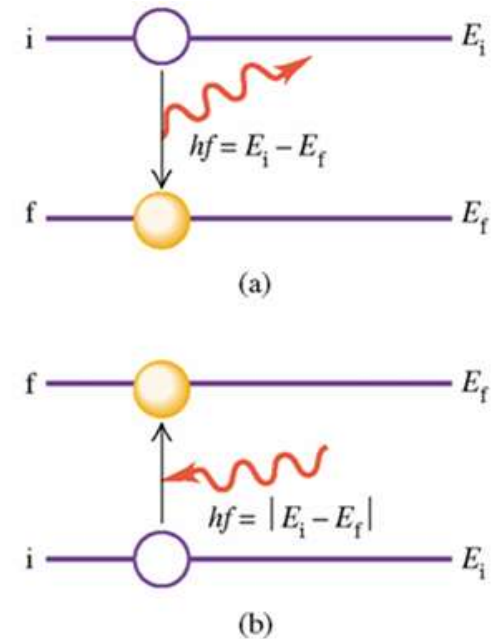
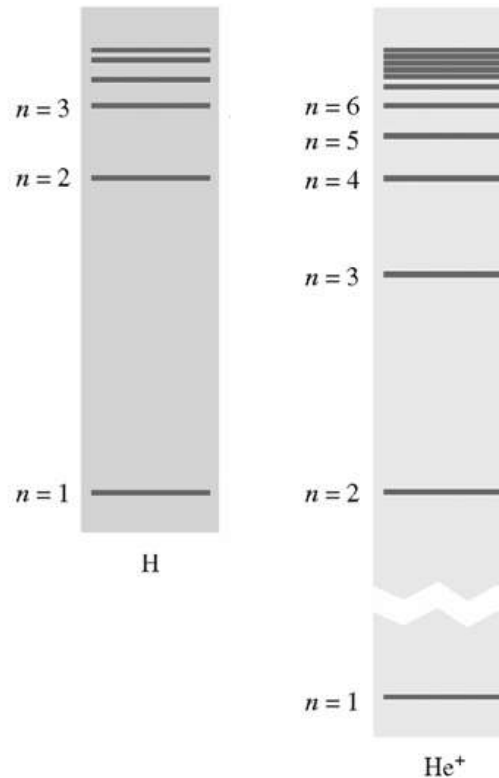
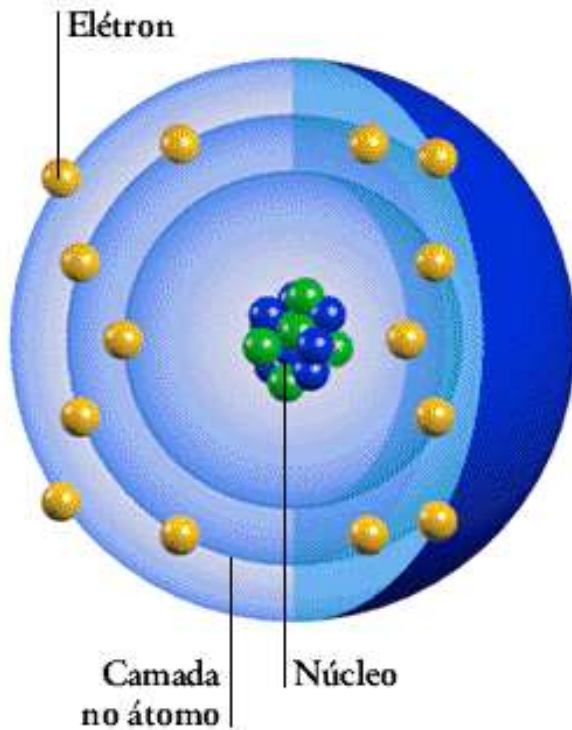


Eletromagnetismo: toda carga acelerada irradia liberando energia!

Modelo Atômico de Bohr

Postulados de Bohr

- A teoria clássica da radiação não vale para sistemas de dimensões atômicas.
- Os elétrons estariam confinados em órbitas estáveis, não radiantes, chamadas estados estacionários.
- Quando um elétron se transfere de um estado estacionário para outro ele emite ou absorve uma quantidade de energia (fóton).

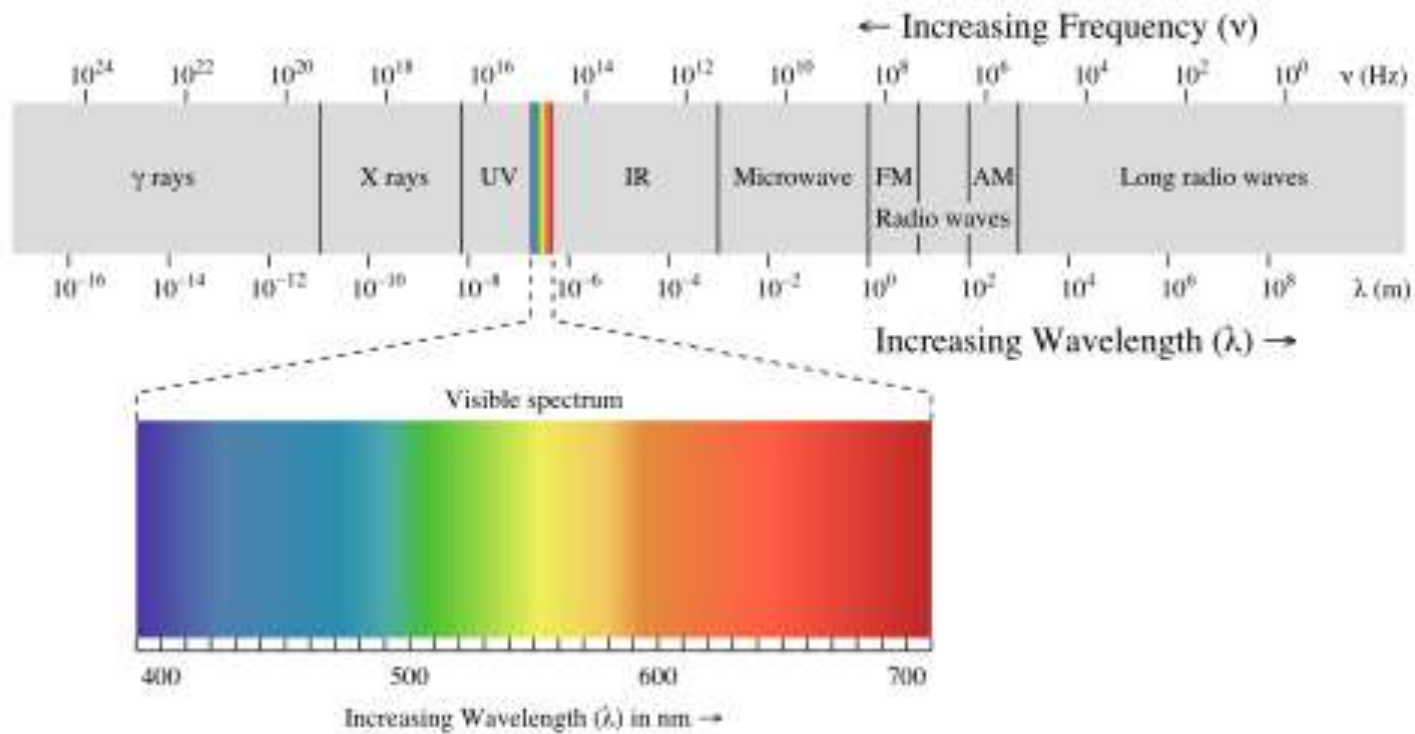


(a) A energia do átomo cai de um nível inicial i até um nível final f emitindo um fóton com energia igual a $E_i - E_f$. (b) A energia do átomo se eleva de um nível inicial i até um nível final f , absorvendo um fóton com energia igual a $E_f - E_i$.

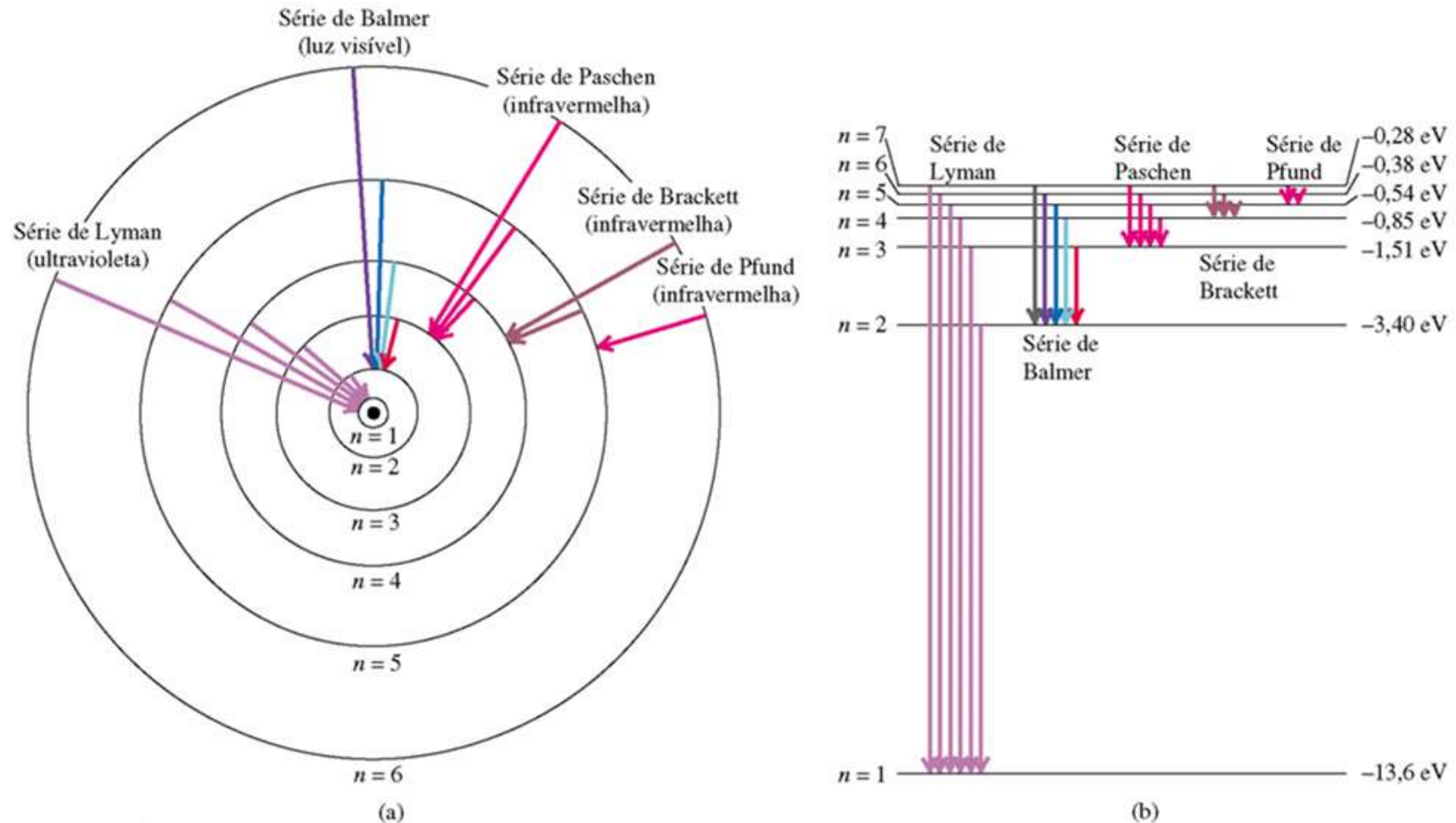
Como provar a existência de camadas eletrônicas ? Espectroscopia...

Qual é a origem da “luz” ?

Espectro eletromagnético



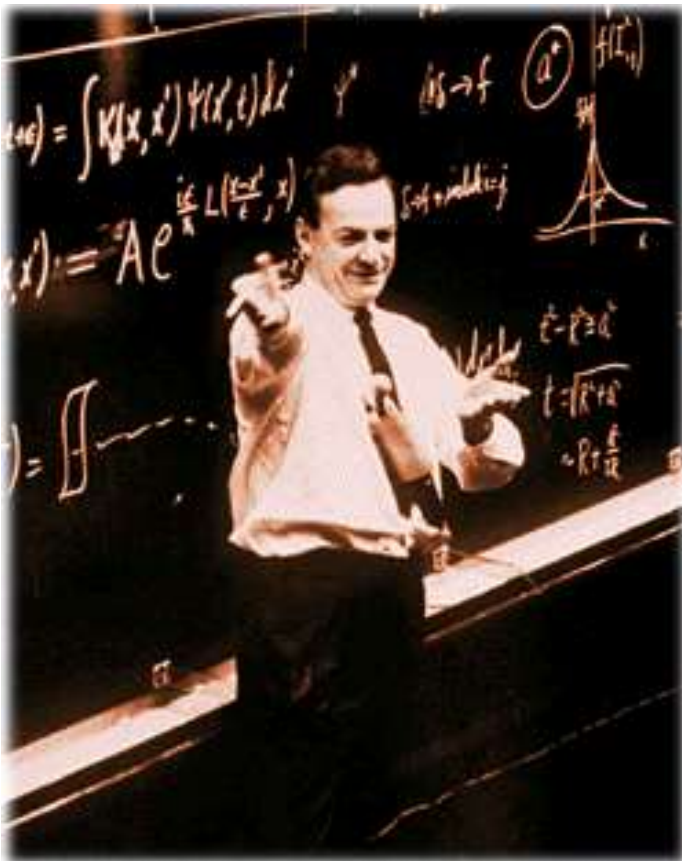
Experiência de Frank-Hertz: Linhas espectrais, evidências a favor da existência de “subníveis”



(a) Órbitas “permitidas” para um elétron no modelo de Bohr do átomo de hidrogênio (não em escala). As transições responsáveis por algumas das linhas das diversas séries são indicadas por setas. (b) Diagrama dos níveis de energia, mostrando algumas transições correspondentes a essas diferentes séries.

Estudaremos com mais detalhes as “séries”!

If, in some cataclysm, all of scientific knowledge were to be destroyed, and only one sentence passed on to the next generations of creatures, what statement would contain the most information in the fewest words? I believe it is the atomic hypothesis (or the atomic fact, or whatever you wish to call it) that all things are made of atoms—little particles that move around in perpetual motion, attracting each other when they are a little distance apart, but repelling upon being squeezed into one another. In that one sentence, you will see, there is an enormous amount of information about the world, if just a little imagination and thinking are applied.



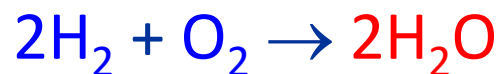
**Feynman Lectures on Physics,
Vol.1, Chap.1**

Exercício pra casa
Revisar conceitos de número atômico,
Número de massa, isótopos.

Conservação da Massa

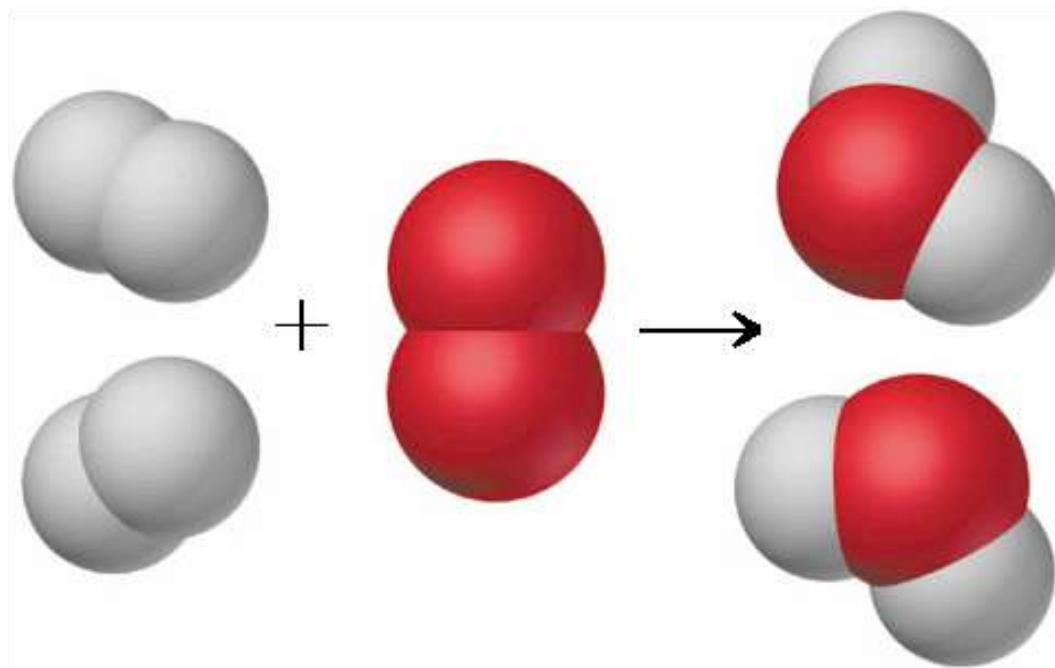
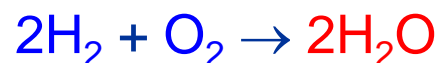
Equações químicas

- Lavoisier: a massa é conservada em uma reação química.
- Equações químicas: descrições de reações químicas.
- Duas partes de uma equação: reagentes e **produtos**:



Equações químicas

- A equação química para a formação da água pode ser visualizada como duas moléculas de hidrogênio reagindo com uma molécula de oxigênio para formar duas moléculas de água:



Coeficientes estequiométricos: são os números na frente das fórmulas químicas; fornecem a proporção de reagentes e produtos

Equações químicas

Símbolo
químico

Significado

Composição

H_2O

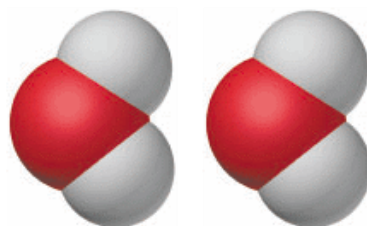
Uma molécula
de água:



Dois átomos de H
e um átomo de O

$2H_2O$

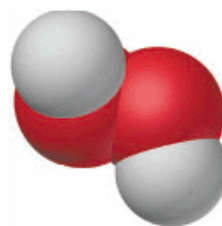
Duas moléculas
de água:



Quatro átomos de H
e dois átomos de O

H_2O_2

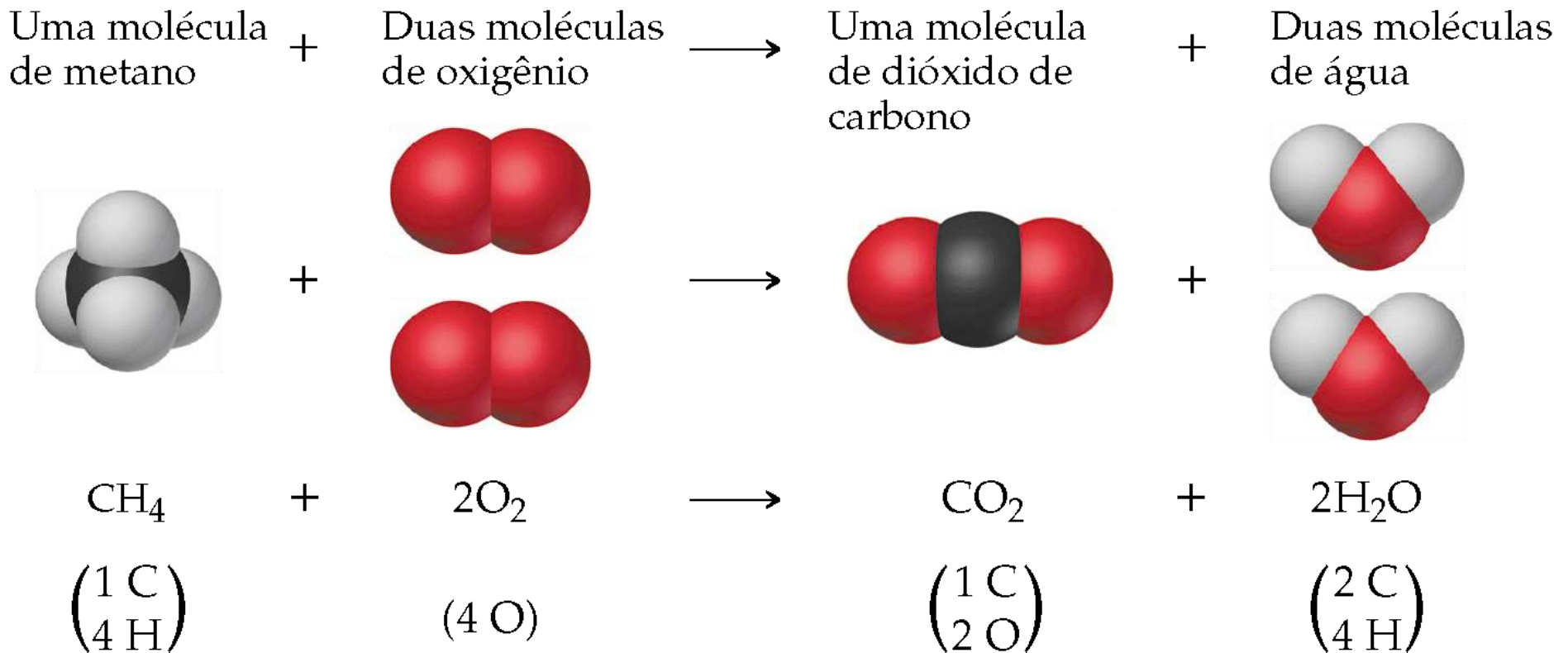
Uma molécula
de peróxido de
hidrogênio:



Dois átomos de H
e dois átomos de O

Equações químicas

- Lei da conservação da massa: a matéria não pode ser perdida em nenhuma reação química.



Massa molecular

- A massa molecular (MM): é a soma de MA para os átomos na fórmula.

$$\begin{aligned} \text{MM (H}_2\text{SO}_4) &= 2(\text{MA do H}) + (\text{MA do S}) + 4(\text{MA do O}) \\ &= 2(1,0 \text{ u}) + (32,1 \text{ u}) + 4(16,0 \text{ u}) \\ &= 98,1 \text{ u} \end{aligned}$$

- A massa molecular (MM) é a massa da fórmula molecular.

$$\text{MM de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6(12,0 \text{ u}) + 12(1,0 \text{ u}) + 6(16,0 \text{ u}) = 180,0 \text{ u}$$

Quantidade de Matéria e o Conceito de mol

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



constante de Avogadro (número de átomos presentes em 12 g de ^{12}C)

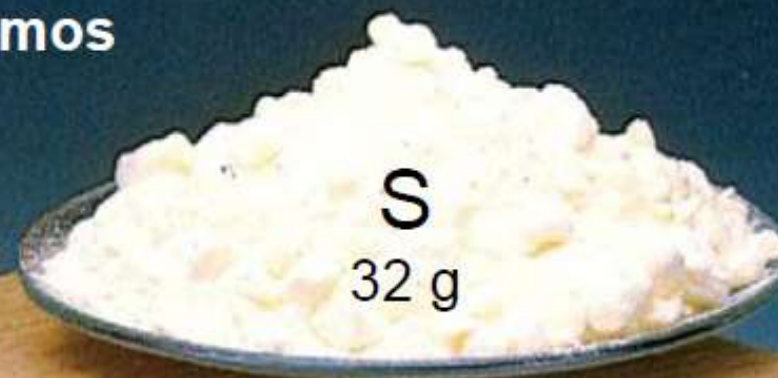
Unidades Básicas do Sistema Internacional

Grandeza	Unidade	Símbolo
Comprimento	metro	m
Massa	quilograma	kg
Tempo	segundo	s
Corrente elétrica	ampère	A
Temperatura termodinâmica	kelvin	K
Quantidade de matéria	mol	mol
Intensidade luminosa	candela	cd



1 mol de Átomos de Diversos Elementos

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



Número de grãos de areia numa quadra de vôlei de praia: $\sim 5 \times 10^{11}$

Conceito de Mol

É conveniente adotar como unidade de **quantidade de substância** o mol, como uma massa em gramas de uma substância pura igual a sua massa molecular:

$$1\text{mol}(\text{H}_2) = 2\text{g}$$

$$1\text{mol}(\text{O}_2) = 32\text{g}$$

$$1\text{mol}(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{g}$$

Mol

Dessa forma, 1mol de qualquer substância tem sempre o mesmo número de moléculas, chamado de número de Avogadro

$$N_A = 6,02204531 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Assim,

. n° de moléculas = n° de mols X n° de Avogadro

$$N = nN_A \longrightarrow n = \frac{N}{N_A}$$

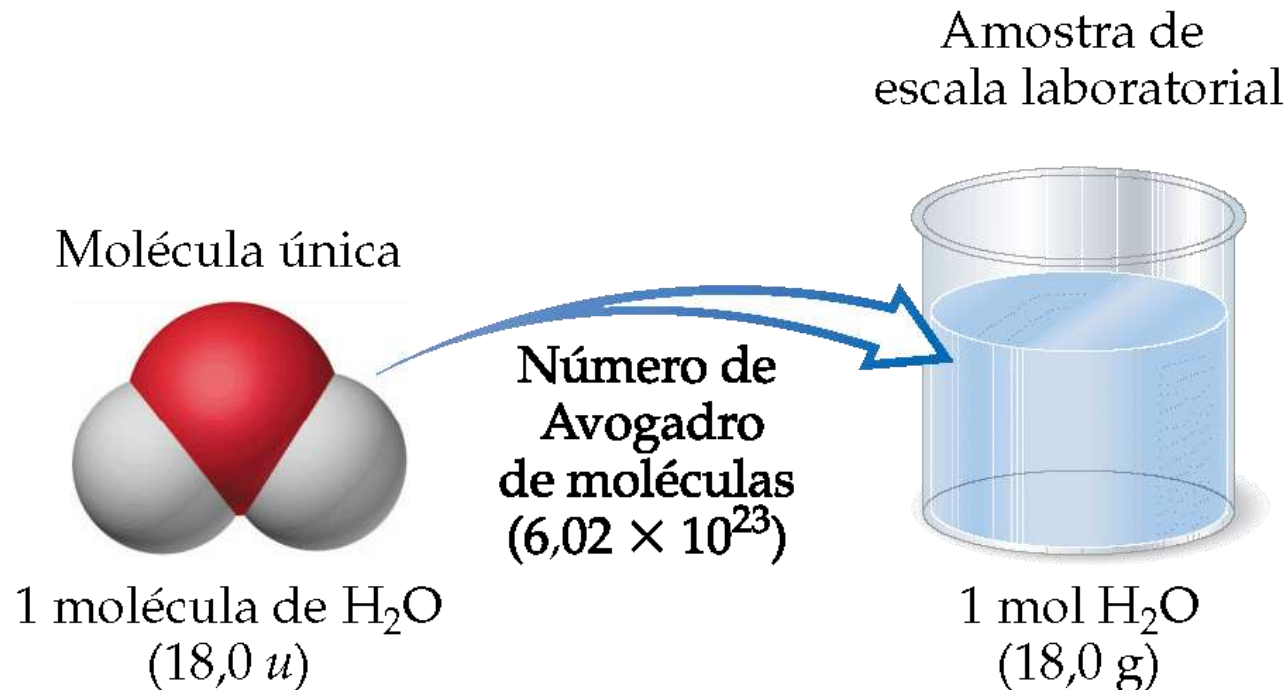
O mol

Mol: medida conveniente de quantidades químicas.

- 1 mol de algo = $6,0221421 \times 10^{23}$ daquele algo.
- Experimentalmente, 1 mol de ^{12}C tem uma massa de 12 g.

Massa molar

- Massa molar: é a massa em gramas de 1 mol de substância (unidades g/mol, g.mol⁻¹).
- A massa de 1 mol de ^{12}C = 12 g.



O mol

TABELA 3.2 Relações molares

Nome	Fórmula	Massa molecular (<i>u</i>)	Massa molar (g/mol)	Número e tipo de partículas em um mol
Nitrogênio atômico	N	14,0	14,0	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de N
Nitrogênio molecular	N ₂	28,0	28,0	{ $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de N ₂ $2(6,022 \times 10^{23})$ átomos de N
Prata	Ag	107,9	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de Ag
Íons prata	Ag ⁺	107,9 ^a	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ íons Ag ⁺
Cloreto de bário	BaCl ₂	208,2	208,2	{ $6,022 \times 10^{23}$ unidades de BaCl ₂ $6,022 \times 10^{23}$ íons Ba ²⁺ $2(6,022 \times 10^{23})$ íons Cl ⁻

Exercício pra casa
Revisar exercícios de conversão
Entre massas, mols e número de partículas.

Ex. Suponha que uma amostra de vitamina C contenha $1,24 \times 10^{24}$ átomos de hidrogênio. Qual a quantidade química (em mols) de átomos de hidrogênio na amostra?

$$n = \frac{N}{N_A}, n = \frac{1,29 \times 10^{24} H}{6,0221 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 2,14 \text{ mol H}$$

Massa molar

A massa molar de um elemento é a massa por mol de seus átomos.

A massa molar de um composto molecular é a massa por mol de suas moléculas.

Massa = quantidade X massa molar

$$m = nM$$