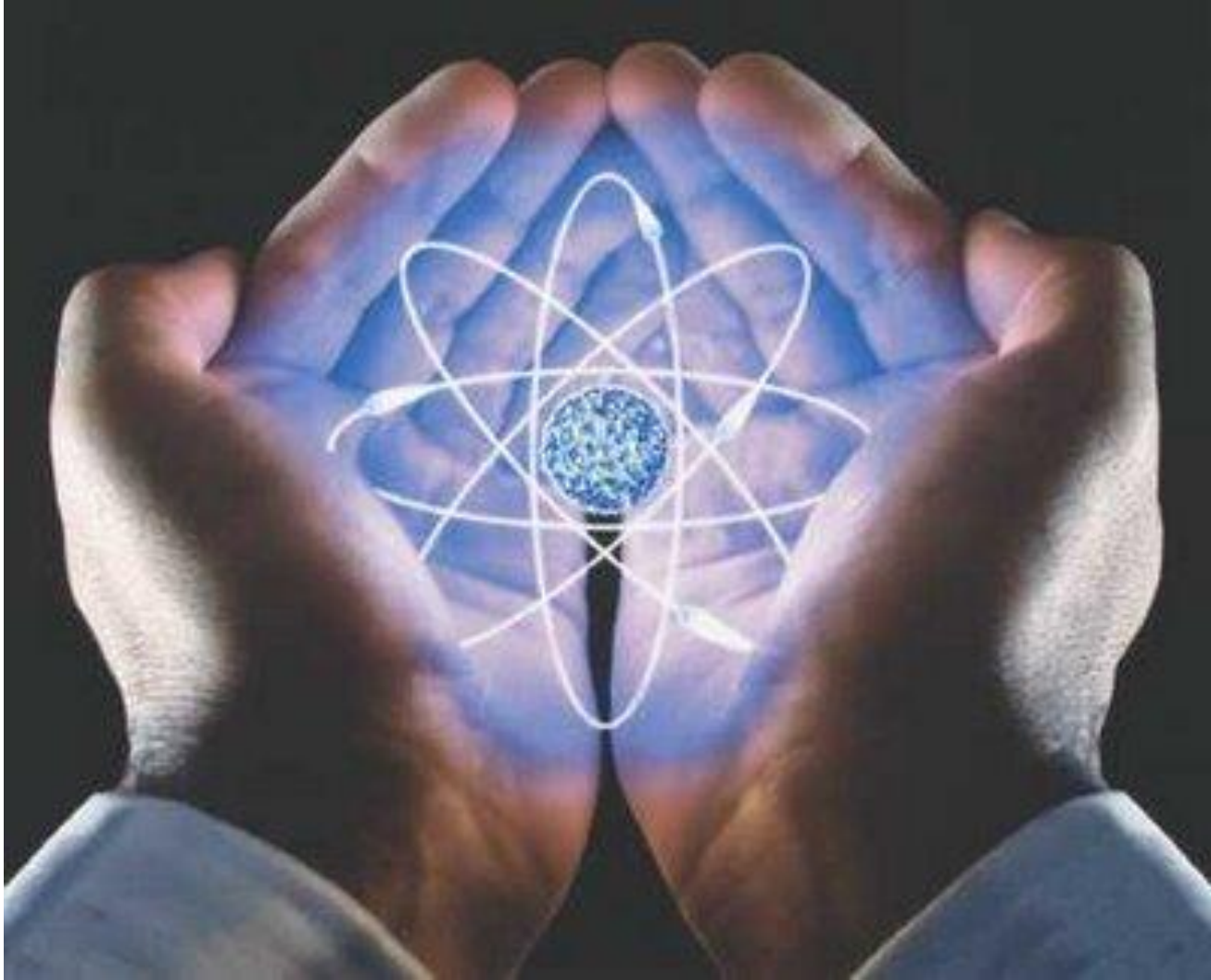


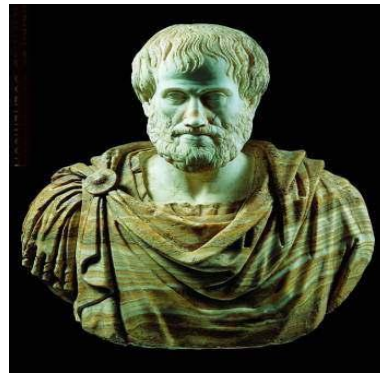
ATOMÍSTICA



PROF. ADRIANO ALVES



Demócrito



Aristóteles



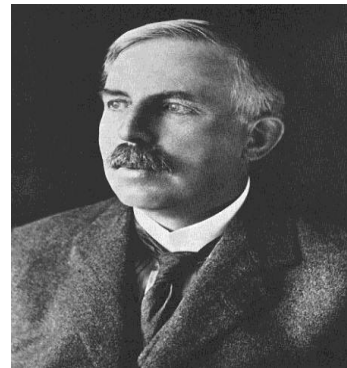
Dalton



Thomson



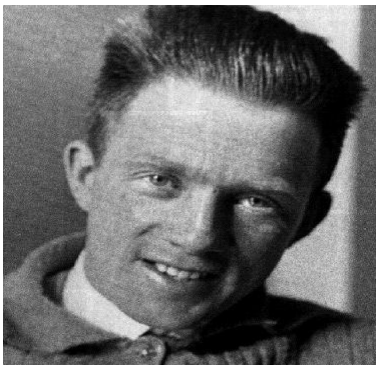
Bohr



Rutherford



Sommerfeld



Heisenberg



Schrödinger



De Broglie

DALTON

1. Toda matéria é formada de partículas fundamentais, os átomos.
2. Os átomos são massas compactas, esféricas, homogêneas, indivisíveis, indestrutíveis e incriáveis em uma reação química.
3. Os elementos são caracterizados por seus átomos. Todos os átomos de um elemento são semelhantes ou idênticos entre si, enquanto átomos de elementos diferentes são diferentes entre si;

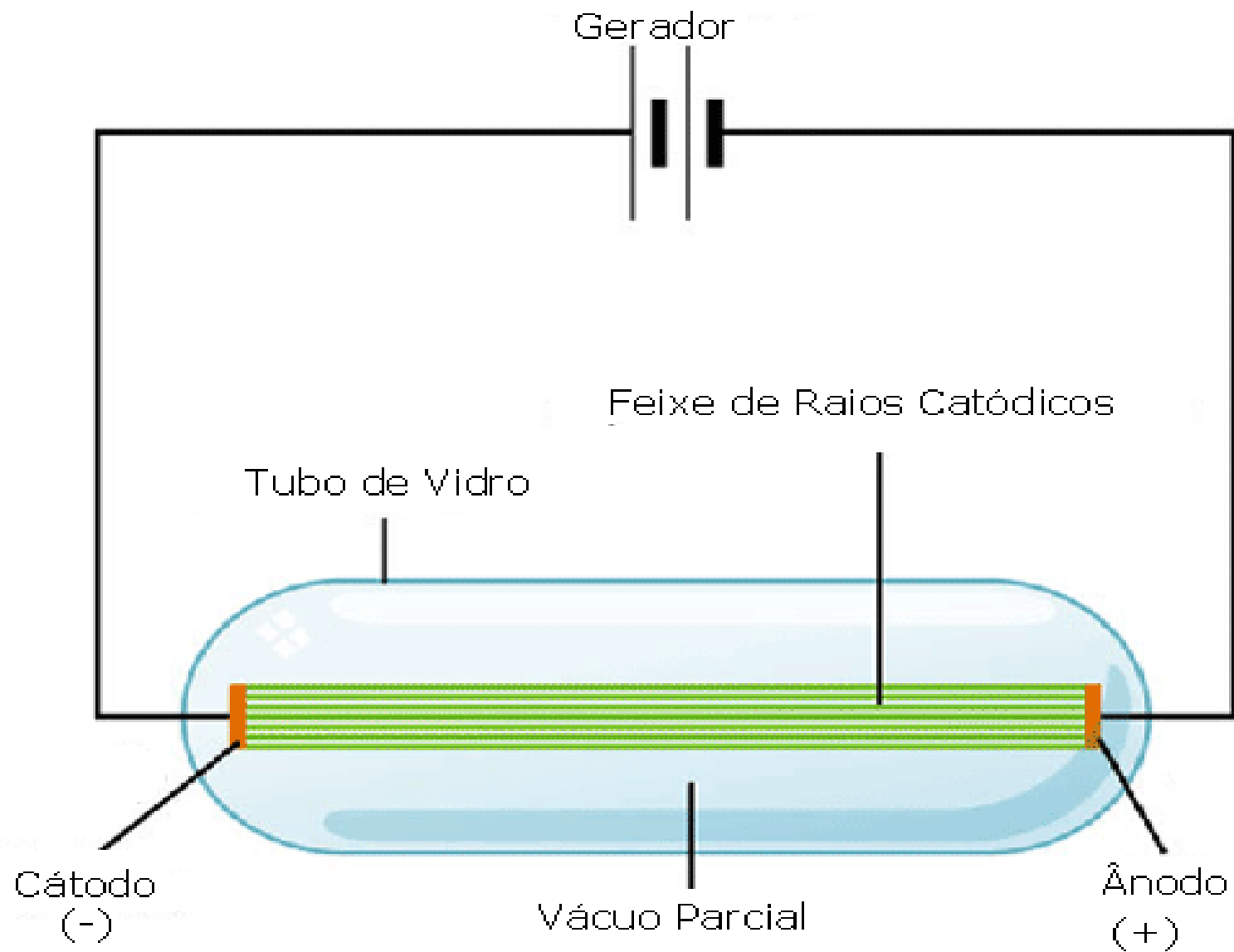
4. Os átomos podem se unir entre si, formando os compostos químicos.
5. Uma reação química é uma combinação de átomos, formando outros compostos por outras combinações.

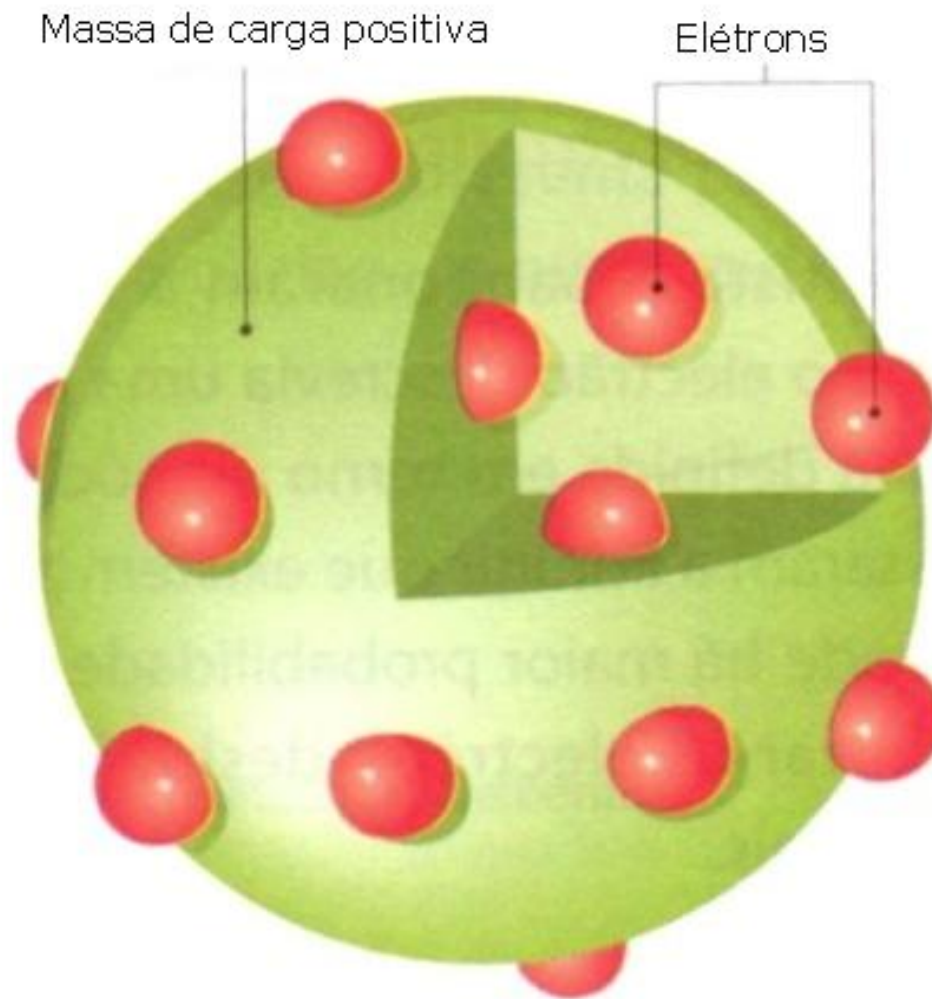


Bola de Bilhar

THOMSON

- Experimento em um tubo de gás rarefeito;
- Estrutura elétrica da matéria:
- Raios catódicos (elétrons);
- Divisibilidade elétrica do átomo;
- Aglomerado de cargas;
- Massa compacta positiva com cargas negativas inseridas em seu interior e superfície.

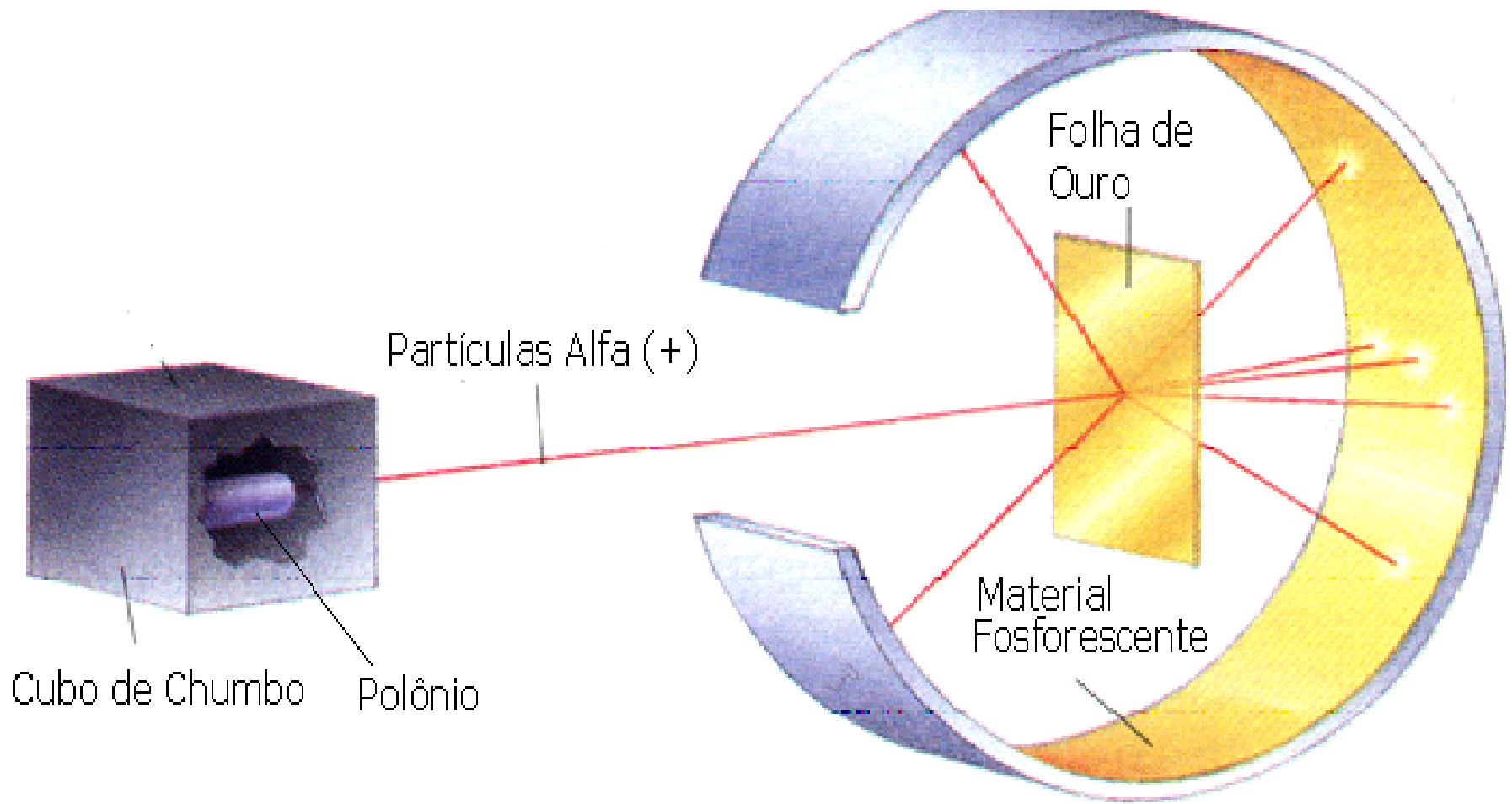




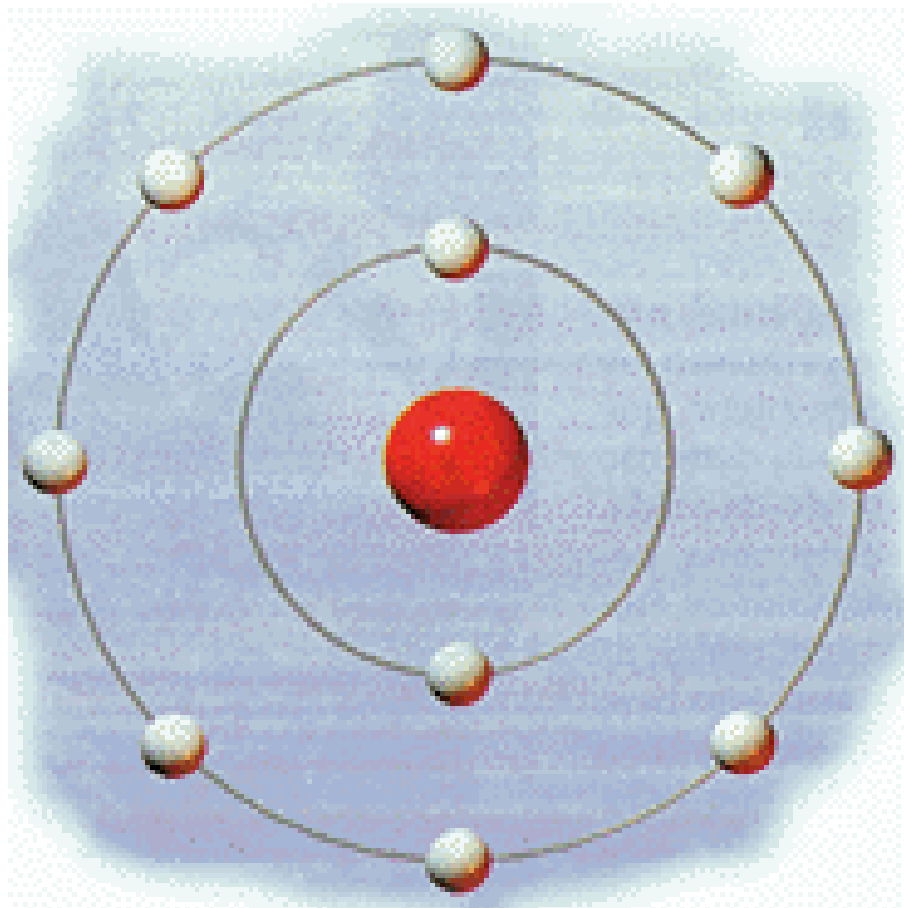
Pudim de passas ou de ameixas
“panetone”

RUTHERFORD

- Dispersão de partículas alfa (+);
- Divisibilidade física do átomo;
- O átomo apresenta duas regiões: o núcleo (+) e a eletrosfera(-);
- Os elétrons giram em órbitas circulares ao redor do núcleo;



Dispersão de partículas alfa

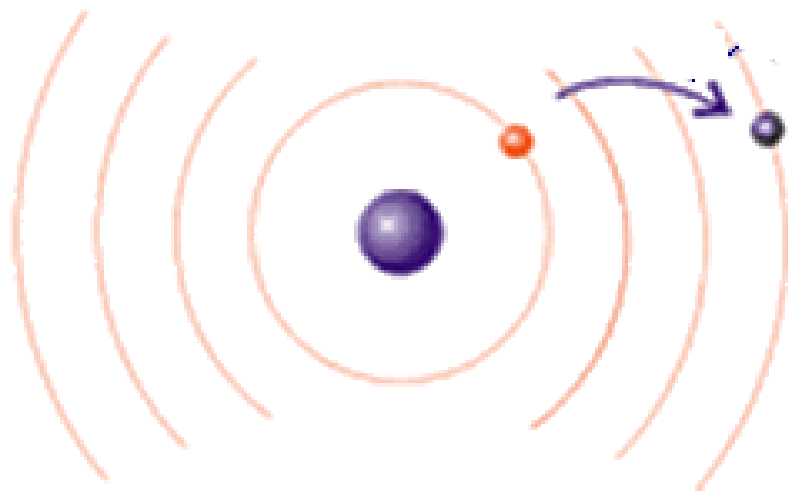
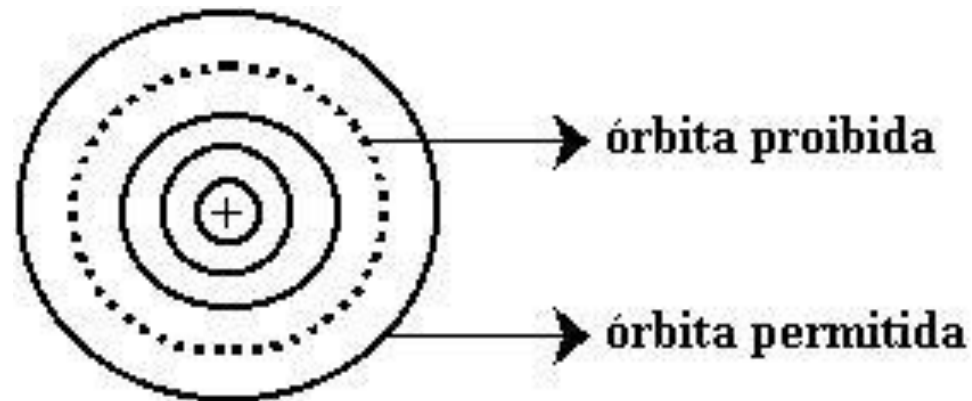


Sistema Solar ou Planetário

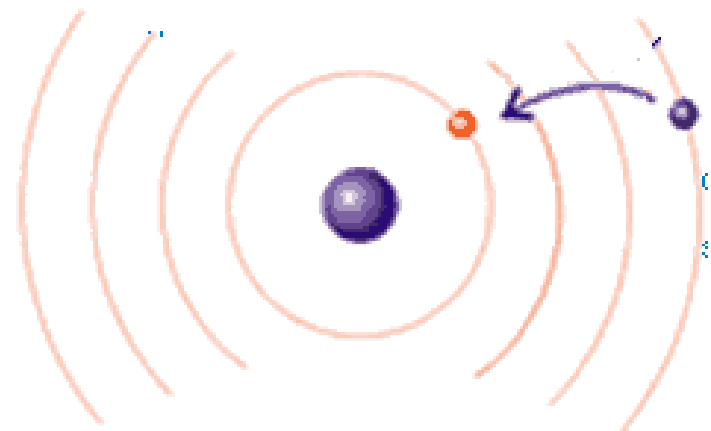
BOHR

- os elétrons movimentam-se em torno do núcleo, em órbitas circulares com quantidades determinadas de energia, chamadas de **níveis** ou **camadas**;
- um elétron não pode assumir qualquer valor de energia, mas somente determinados valores correspondentes às órbitas permitidas, portanto apresentam determinados níveis de energia ;
- um elétron, quando em uma dessas órbitas, não perde e nem ganha energia espontaneamente (**Estado Estacionário de Energia**);

- quanto mais distante do núcleo, maior é a energia ;
- um elétron pode passar de um nível para outro de maior energia, desde que receba energia de uma fonte externa, nesse caso é dito que o átomo fica excitado;
- ao retornar ao seu nível de origem, o elétron perde a energia recebida sob a forma de ondas eletromagnéticas (luz visível ou ultravioleta);
- Esses processos receberam o nome de **Salto Quântico**

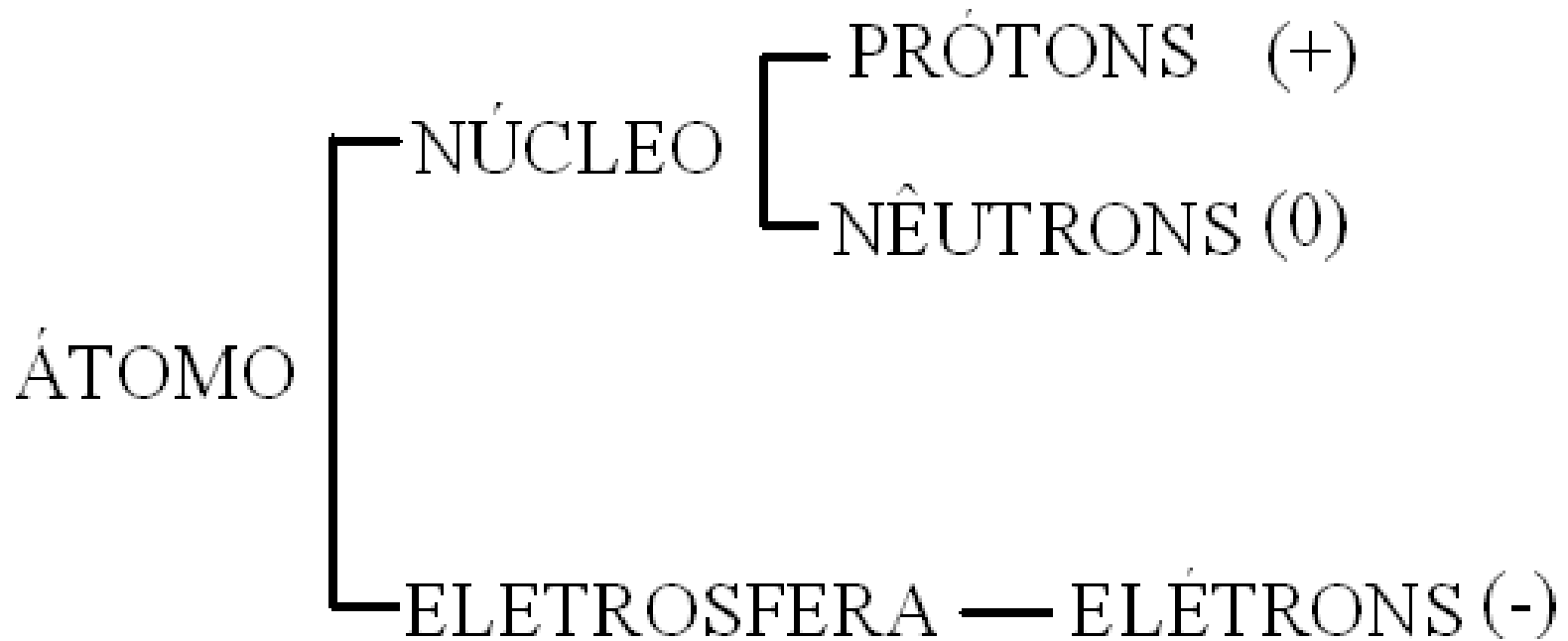


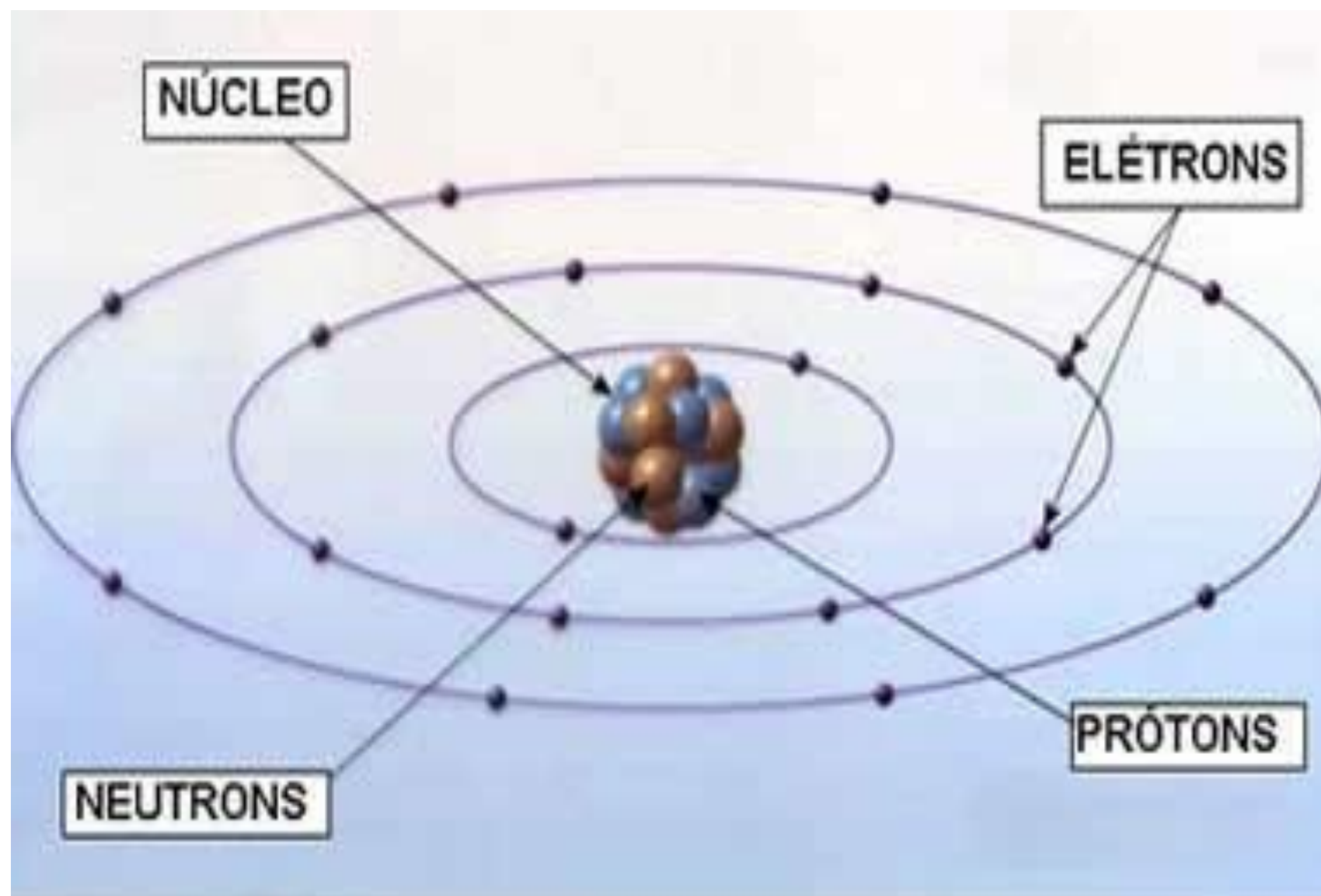
Elétron se afasta do núcleo
absorve energia



Quando o elétron retorna
ao estado fundamental
libera energia na forma de luz
(fóton)

MODELO ATÔMICO CLÁSSICO





Conceitos Fundamentais

- **Número atômico (Z):** corresponde ao número de prótons (**P**) existentes no núcleo, ou seja, à sua carga nuclear.

Conclusão: número atômico é igual ao número de prótons, $Z = p$

- **Número de massa (A):** corresponde à soma das quantidades de prótons e de nêutrons (**N**) existentes no núcleo.

Matematicamente: $A = p + n = Z + n$

Observações:

- O número atômico (Z) caracteriza o elemento químico;
- O número atômico (Z) e o número de massa (A) caracterizam o átomo.

ISÓTOPOS

São átomos diferentes que apresentam o mesmo número de prótons (Z), mas diferentes números de nêutrons e de massa (A). Pertencem ao mesmo elemento químico.

Ex: ${}_1\text{H}^1$ - hidrogênio comum ou prótio

${}_1\text{H}^2$ - deutério

${}_1\text{H}^3$ – trítio

ISÓBAROS

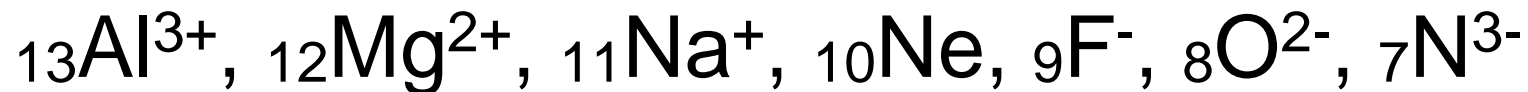
São átomos que apresentam o mesmo número de massa, mas diferentes números atômicos (elementos diferentes).

ISÓTONOS

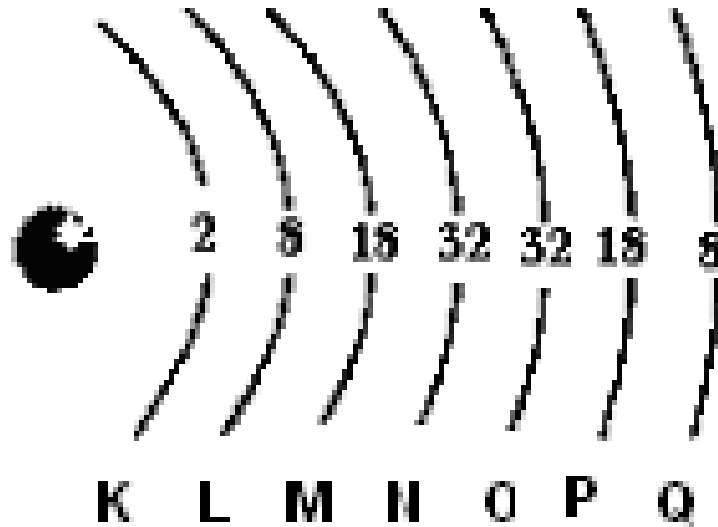
São átomos de números atômicos diferentes, números de massa diferentes que apresentam o mesmo número de nêutrons.

ISOELETRÔNICOS

Espécies químicas distintas que apresentam o mesmo número de elétrons.



Níveis ou camadas eletrônicas



Subníveis de energia

$s = 2$; $p = 6$; $d = 10$; $f = 14$

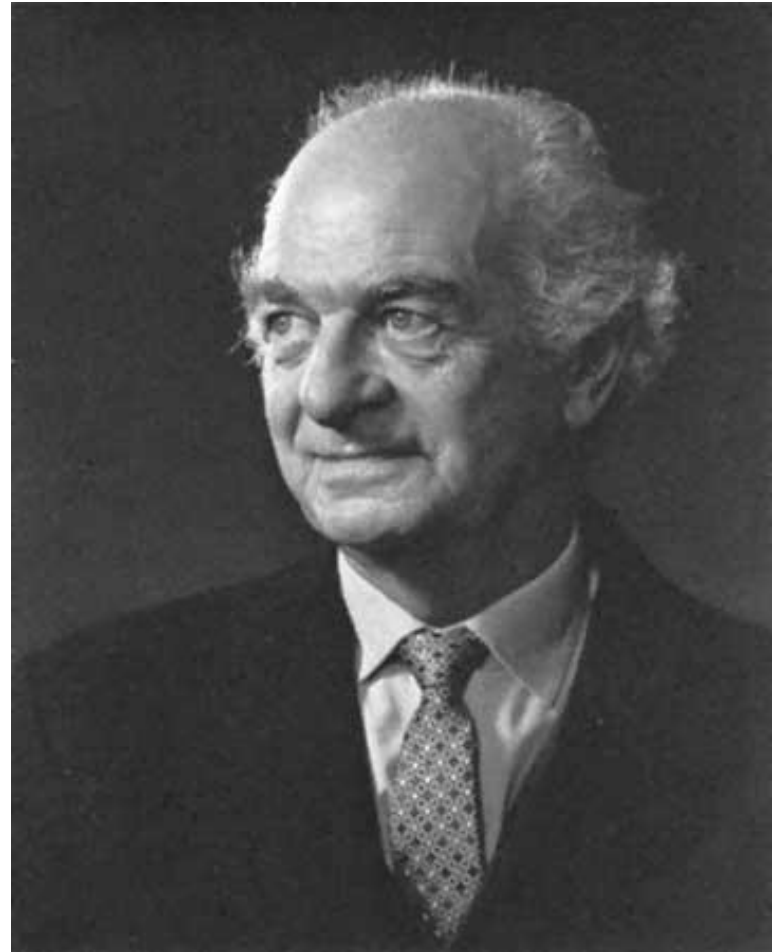
DIAGRAMA DE PAULING

Níveis **Sub-níveis**

K - 1	1s					
L - 2	2s	2p				
M - 3	3s	3p	3d			
N - 4	4s	4p	4d	4f		
O - 5	5s	5p	5d	5f	5g	
P - 6	6s	6p	6d	6f	6g	
Q - 7	7s	7p	7d	7f	7g	
- 8	8s	8p	8d	8f		
- 9	9s					

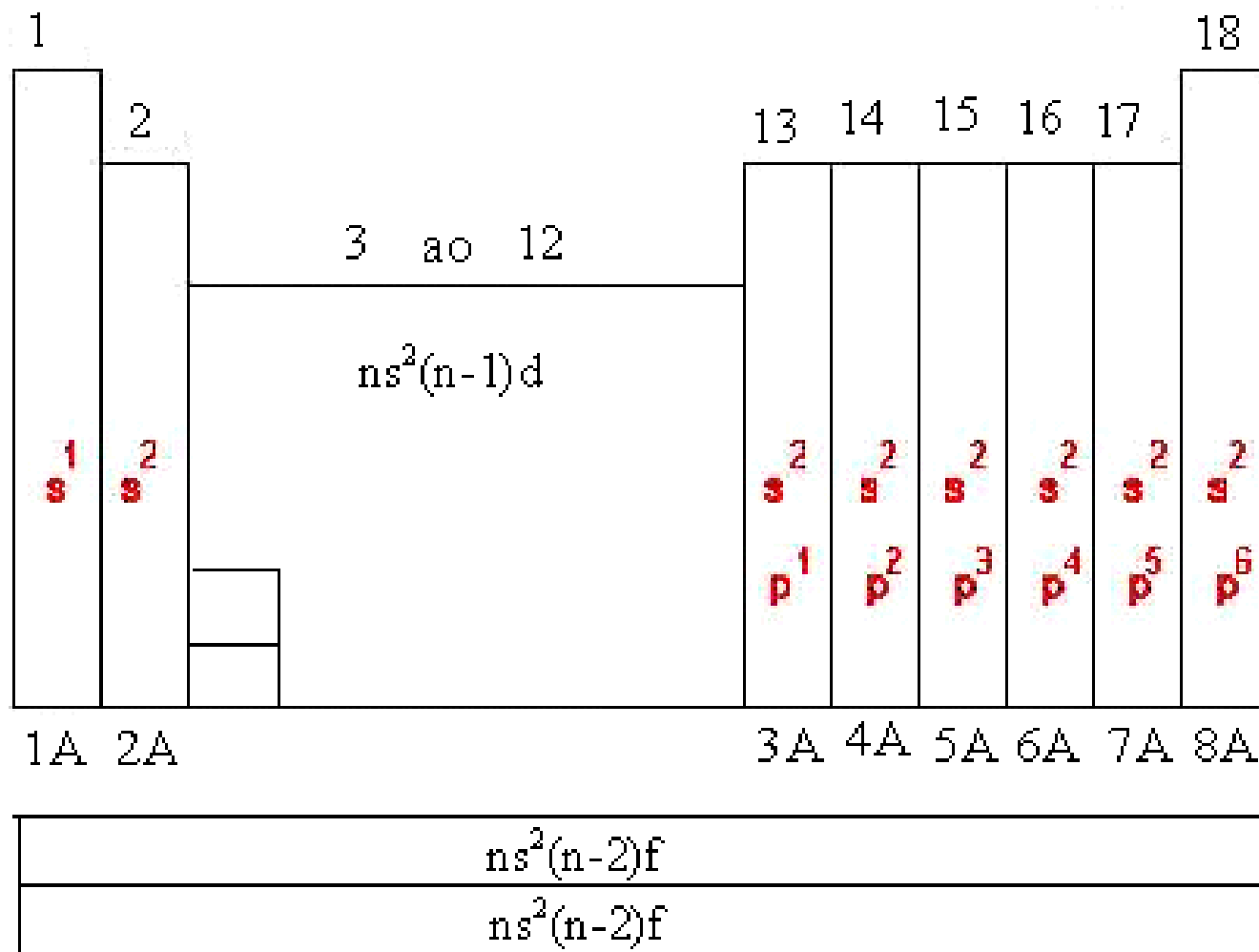
ENERGIAS CRESCENTES

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$



Linus Pauling: Esse é o cara!!!

DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA



Princípio da Incerteza de Heisenberg

"É impossível conhecer com exatidão a posição e a velocidade de um elétron, simultaneamente."
O elétron é melhor caracterizado pelo seu conteúdo energético do que por sua posição, velocidade ou trajetória

Princípio da Dualidade **Onda-partícula**

“Se a luz pode funcionar como uma partícula, então uma partícula em alta velocidade pode funcionar como onda”.

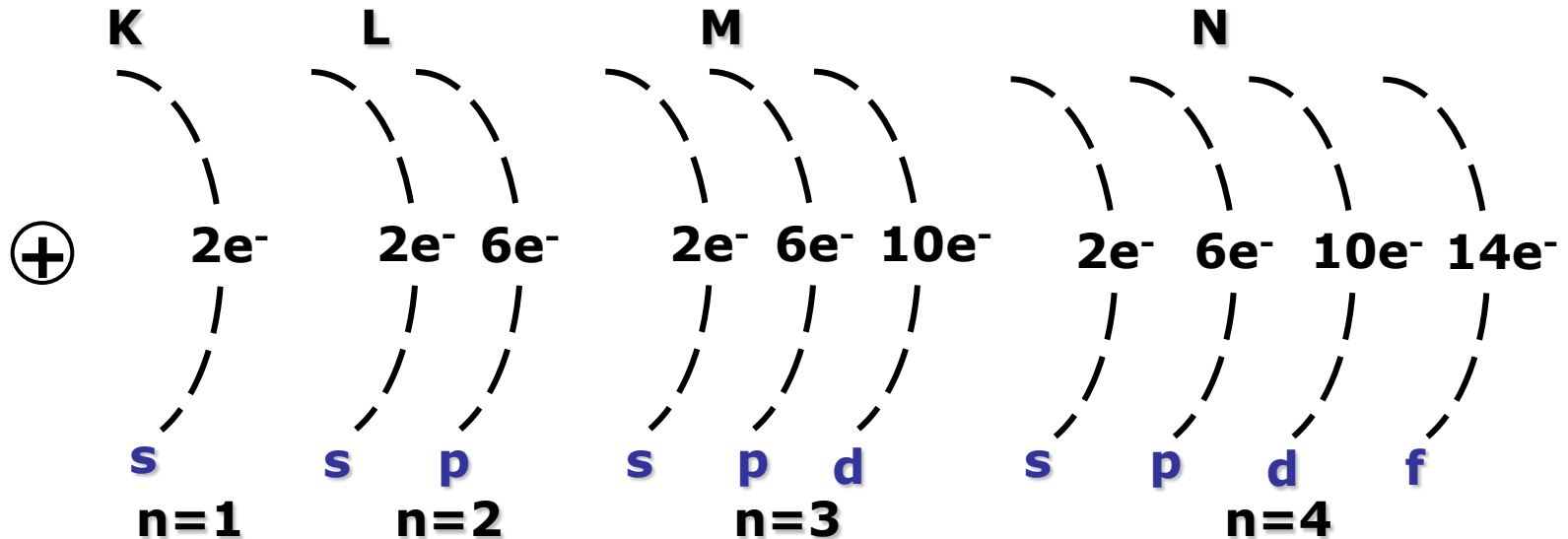
$$\lambda = p \times h$$

λ = comprimento de onda do elétron

p = quantidade de movimento do elétron

h = constante de Planck

MODELO QUÂNTICO



Erwing Schrodinger estudou o movimento do elétron ao redor do núcleo por meio de equações matemáticas

Orbital

Orbital é a região de máxima probabilidade de encontrar o elétron em um determinado instante.

As soluções matemáticas encontradas por Schrödinger foram denominadas **números quânticos**.

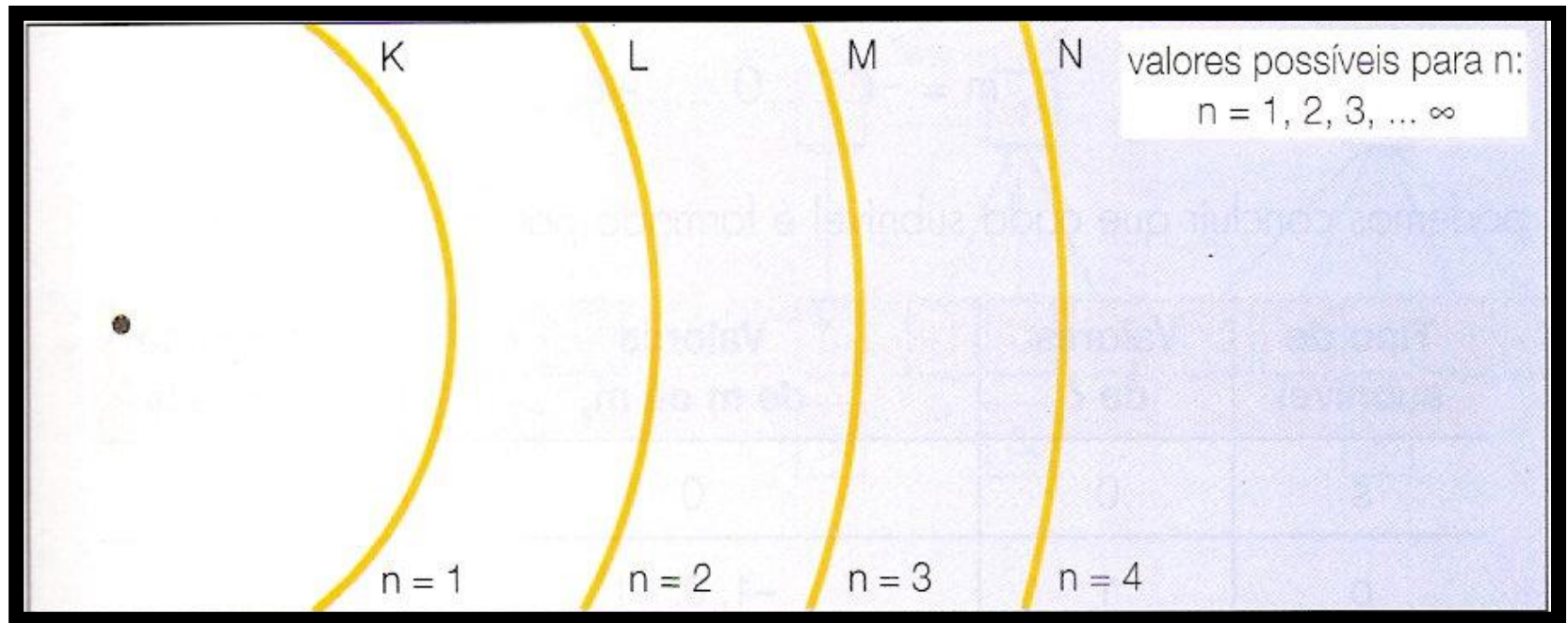
NÚMEROS QUÂNTICOS

- Códigos matemáticos associados à energia do elétron
- A caracterização de cada elétron no átomo é feita por meio de 4 números quânticos: principal, secundário, magnético e spin
- No mesmo átomo, não existem 2 elétrons com os mesmos números quânticos.

NÚMERO QUÂNTICO PRINCIPAL (n)

Indica o **nível de energia** do elétron

$$n = 1, 2, 3...7$$



Quanto maior o valor do n maior é a energia do elétron

NÚMERO QUÂNTICO SECUNDÁRIO OU AZIMUTAL (l)

Relacionado com o **subnível de energia** do elétron

Subnível	s	p	d	f
Nº Quântico Secundário (l)	0	1	2	3

NÚMERO QUÂNTICO MAGNÉTICO (m OU m_l)

Indica a **orientação dos subníveis** no espaço

$$m = -\ell \dots 0 \dots +\ell$$

Assim, podemos concluir que cada subnível é formado por 1 ou mais orbitais.

Tipo de subnível	Valores de ℓ	Valores de m ou m_ℓ	Quantidade de orbitais
s	0	0	1
p	1	-1, 0, +1	3
d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

A representação gráfica de um orbital geralmente é feita da seguinte forma:

$$1 \text{ orbital} = \square \text{ ou } \bigcirc$$

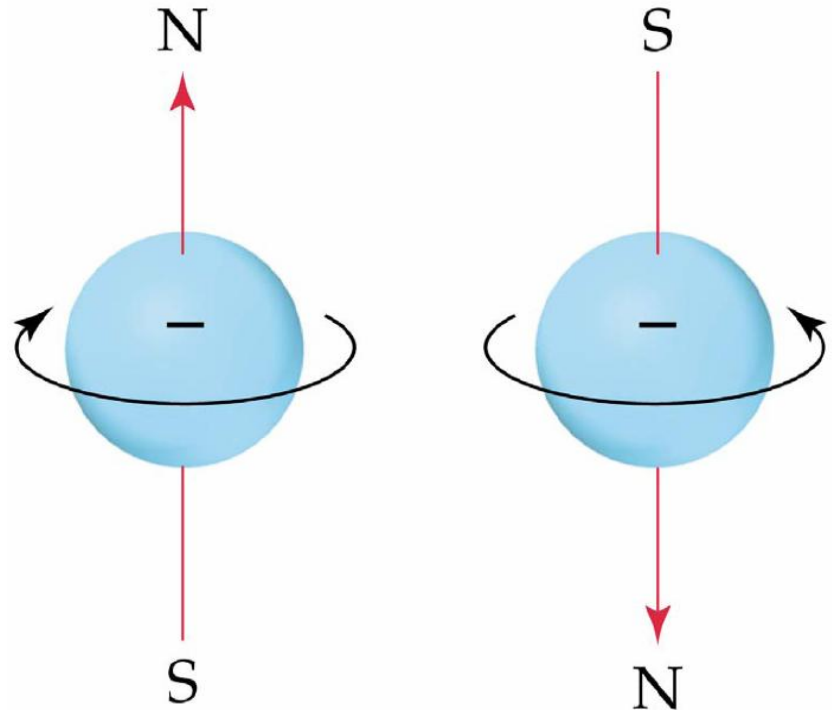
Agora, conhecendo a representação gráfica do orbital, podemos relacionar os subníveis com seus orbitais:

Subnível	Quantidade de orbitais	Representação gráfica dos orbitais
s	1	\square
p	3	$\square \square \square$
d	5	$\square \square \square \square \square$
f	7	$\square \square \square \square \square \square \square$

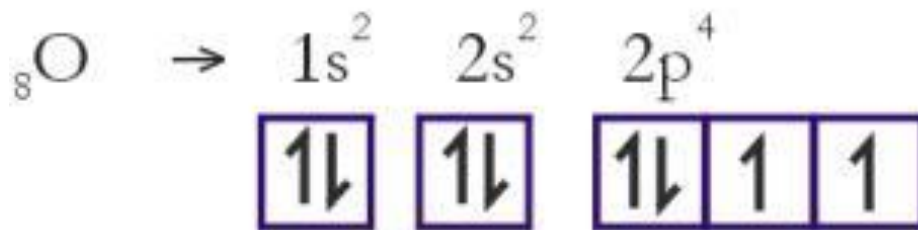
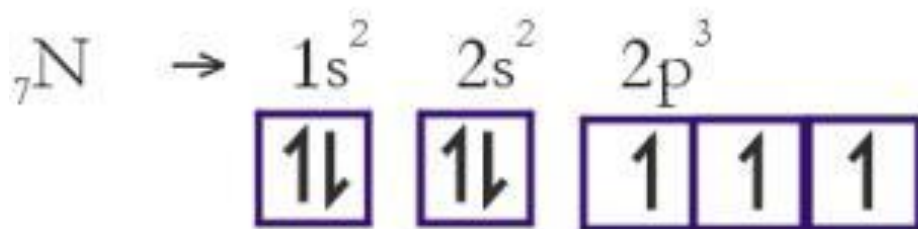
NÚMERO QUÂNTICO SPIN (s OU m_s)

Os elétrons se comportam como um ímã em função da sua **rotação no sentido horário ou anti-horário**

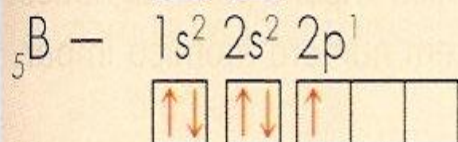
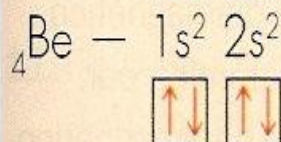
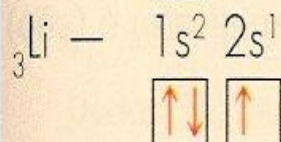
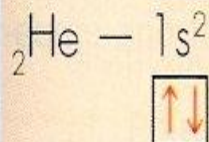
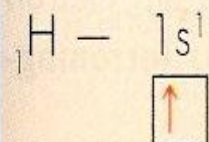
$$M_s = +\frac{1}{2} \text{ ou } -\frac{1}{2}$$



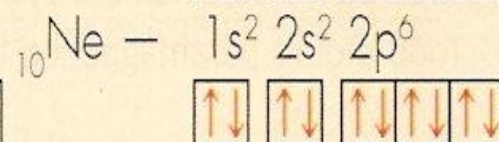
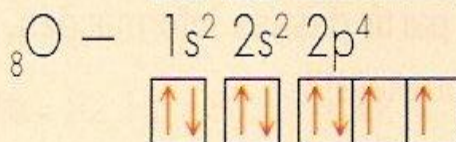
REGRA DE HUND: A distribuição dos elétrons nos orbitais de um mesmo subnível deve ser feita de modo que se tenha o maior número possível de elétrons desemparelhados.



Vejamos alguns exemplos de distribuição eletrônica envolvendo orbitais:



Temos 1 elétron desemparelhado nos orbitais **p**.



De acordo com a Regra de Hund, temos 2 elétrons desemparelhados nos orbitais **p**.

Temos 3 elétrons desemparelhados nos orbitais **p**.

Temos um orbital **p** completo (2 elétrons emparelhados) e 2 elétrons desemparelhados.

Temos dois orbitais **p** completos e um elétron desemparelhado.

Todos os elétrons estão emparelhados, ou seja, todos os orbitais estão completos.

Exemplo

O conjunto de números quânticos que caracteriza o elétron mais energético do Si ($Z = 14$)

Resposta:

$$n = 3$$

$$l = 1$$

$$m = 0$$

$$s = -1/2$$

Exercício

O conjunto de números quânticos que caracteriza o elétron mais energético do Sc ($Z = 21$)

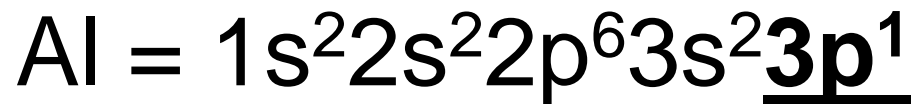
Resposta:

$$n = 3$$

$$l = 2$$

$$m = -2$$

$$s = -1/2$$



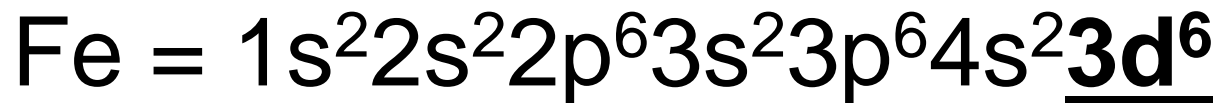
Logo os n^0 s quânticos são referentes ao elétron de $3p^1$:

$n = 3$ (terceiro nível)

$l = 2$ (sub-nível p)

$m_l = -1$ (primeiro orbital p)

$m_s = -1/2$ (rotação)



Logo os n° s quânticos são referentes ao elétron de $3d^6$:

$n = 3$ (terceiro nível)

$l = 3$ (sub-nível d)

$m_l = -2$ (primeiro orbital d)

$m_s = +1/2$ (rotação)

A EVOLUÇÃO DOS MODELOS ATÔMICOS



2.200 anos



100 anos



400 a. C. - Modelo de Demócrito.
Bolinha maciça.

1808 - Modelo de Dalton.
Bolinha maciça baseada
em resultados experimentais.

1903 - Modelo de Thomson.
"Pasta" positiva incrustada
de elétrons negativos.



2 anos



10 anos



1911 - Modelo de Rutherford.
Núcleo positivo, elétrons
girando em órbitas circulares.

1913 - Modelo de Rutherford - Bohr.
Semelhante ao de Rutherford,
porém com órbitas quantizadas.

1923 - Modelo de Orbitais.
O elétron considerado como uma
partícula-onda e situado em orbitais.