Modelos da estrutura atômica

Por que estudar estrutura atômica?

Google Académico

structure atomic

Artigos

Cerca de 4 470 000 resultados (0,06 seg)

O meu perfil A minha biblioteca

Sempre
Desde 2022
Desde 2021
Desde 2018
Intervalo específico...

Ordenar por relevância
Ordenar por data

Qualquer idioma
Pesquisar páginas em Inglês

Qualquer tipo
Artigos de revisão

incluir patentes
incluir citações

Criar alerta

Elementary **Atomic Structure**.
GK Woodgate - 1970 - osti.gov
Subject: N32250*-Physics-**Atomic** & Molecular Physics-**Atomic** Theory; ALKALI METALS; **ATOMIC** MODELS; ATOMS; CENTRAL POTENTIAL; COULOMB FIELD; EINSTEIN ...
Guardar Citar Citado por 370 Artigos relacionados

[LIVRO] **Atomic structure**
EU Condon, H Odabasi - 1980 - books.google.com
Professor EU Condon's The Theory of **Atomic** Spectra was the first comprehensive book on the electron **structure** of atoms, and has become a world-renowned classic. Originally ...
Guardar Citar Citado por 399 Artigos relacionados Todas as 4 versões

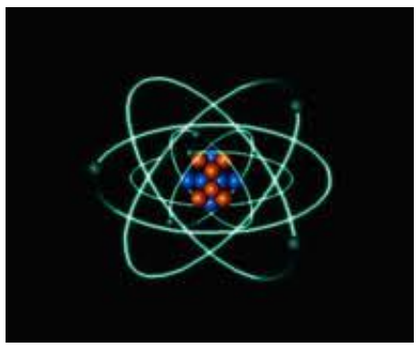
[LIVRO] **Atomic** spectra and **atomic structure** [PDF] vssdcollege.ac.in
G Herzberg, JWT Spinks - 1944 - books.google.com
For beginners and specialists in other fields: the Nobel Laureate's widely admired introduction to **atomic** spectra and their relationship to **atomic structures**, stressing basic ...
Guardar Citar Citado por 1259 Artigos relacionados Todas as 5 versões

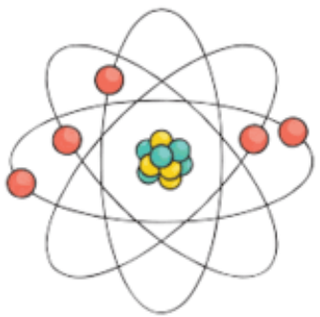
Electronic **structure**, **atomic structure**, and the passivated nature of the arsenic-terminated Si (111) surface [PDF] aps.org
RIG Uhrberg, RD Bringans, MA Olmstead... - Physical Review B, 1987 - APS
Abstract Si (111) 7× 7 surfaces were transformed into topologically ideal, unreconstructed Si (111): As 1× 1 surfaces by exposure to As 4 molecules. The As atoms replace the outermost ...
Guardar Citar Citado por 232 Artigos relacionados Todas as 6 versões

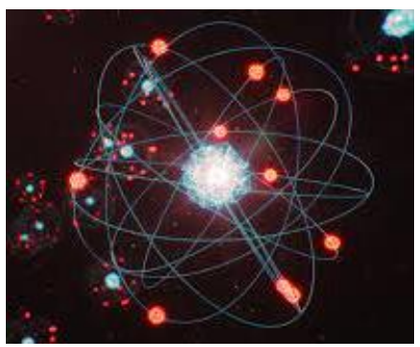
O Átomo

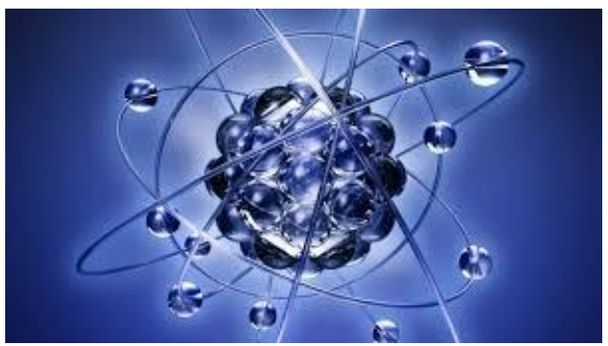
O indivisível

O bloco construtor de toda a matéria

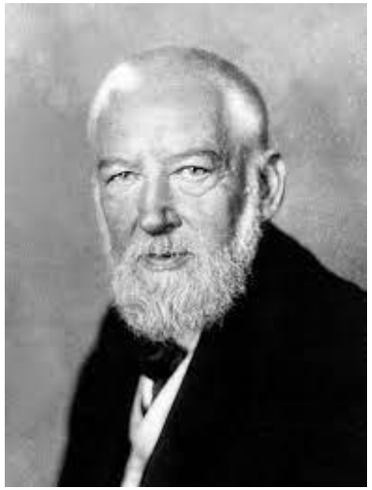






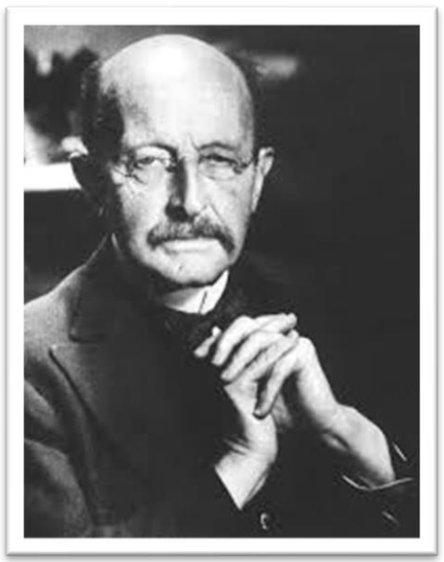


Premio Nobel em química 1909



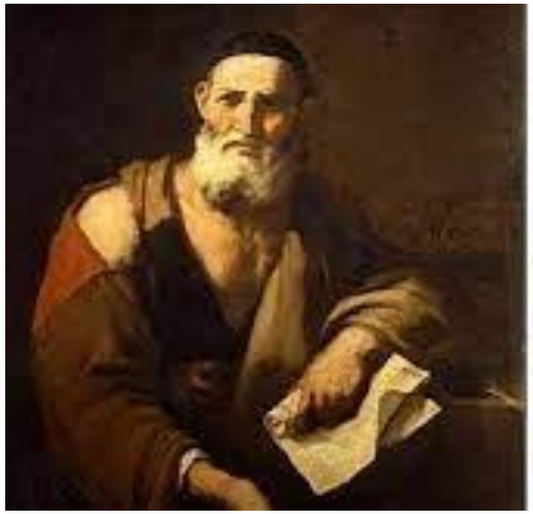
Processos químicos ocorrem de maneira a dar a impressão de que as substâncias são compostas de átomos. [...] Na melhor das hipóteses, disso decorre a possibilidade de que seja assim realmente, mas não a certeza. [...] Não nos devemos deixar desencaminhar pela concordância entre imagem e realidade, confundindo as duas. [...] Uma hipótese é apenas uma ajuda para a representação.

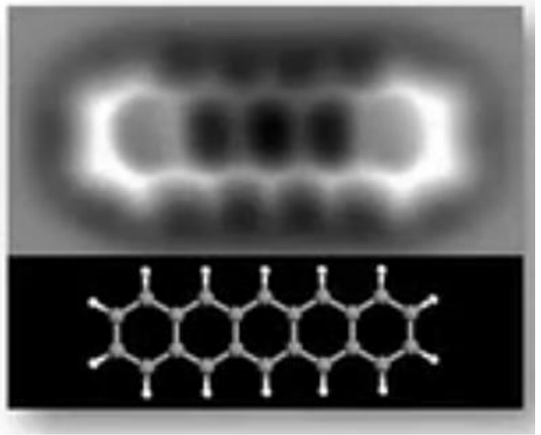
Premio Nobel em física 1918

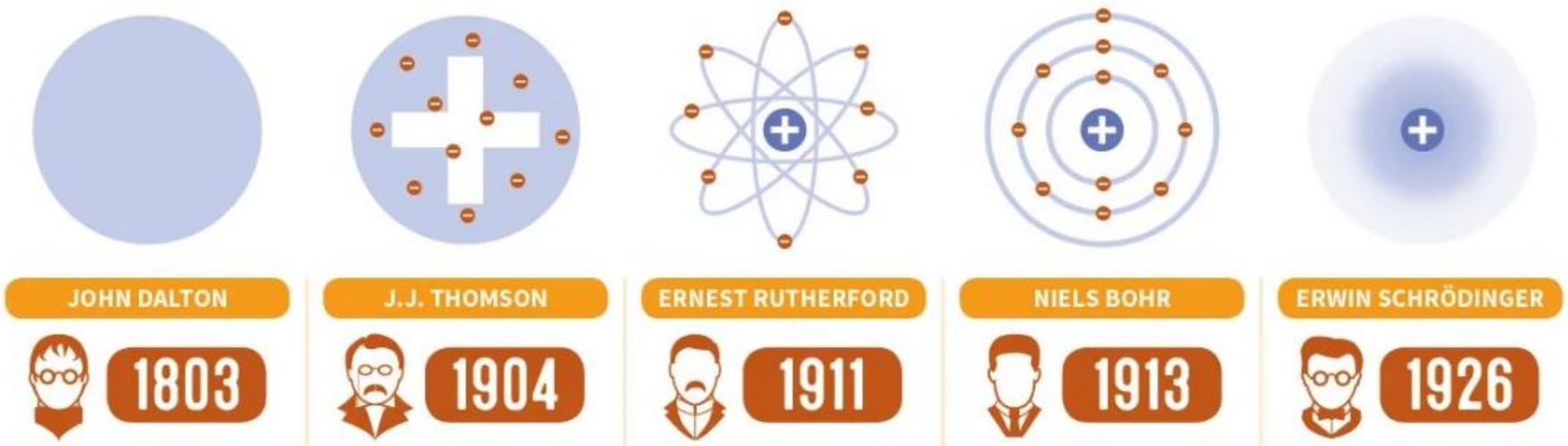


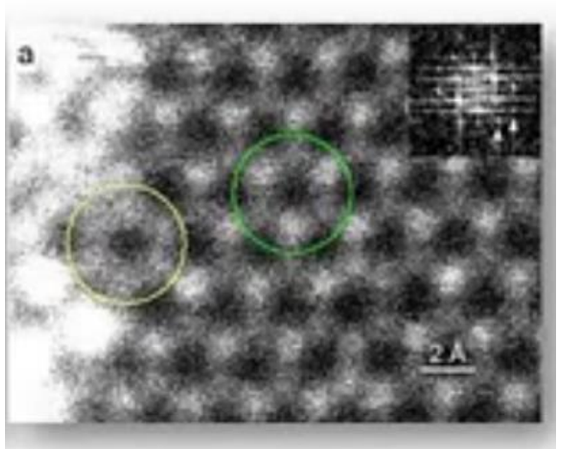
"Uma nova verdade científica nunca triunfa por conseguir convencer os adversários, mostrando-lhes a luz, mas porque esses adversários morrem e surge uma nova geração para a qual essa verdade é familiar"

Um pouco de história...









JOHN DALTON

1803

$$2H + O \rightarrow H_2O$$

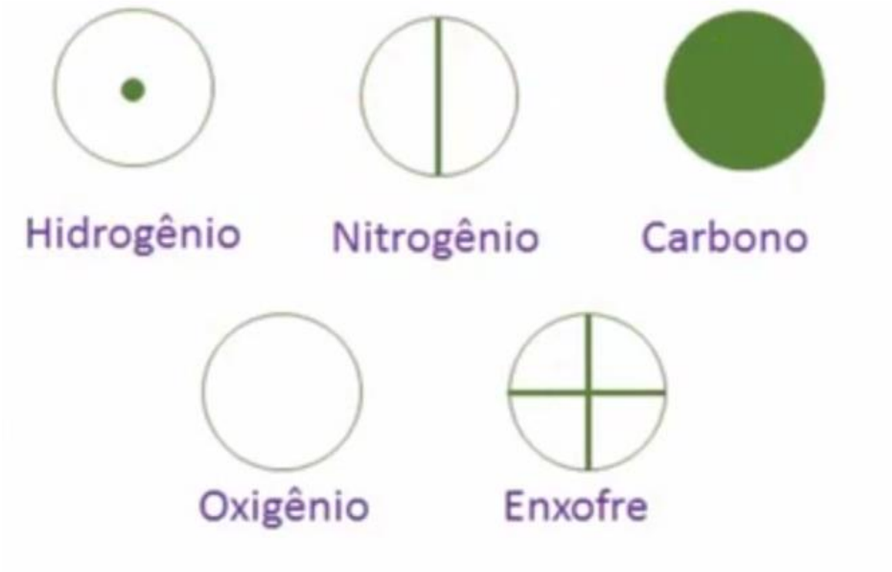
$$C + 2O \rightarrow CO_2$$

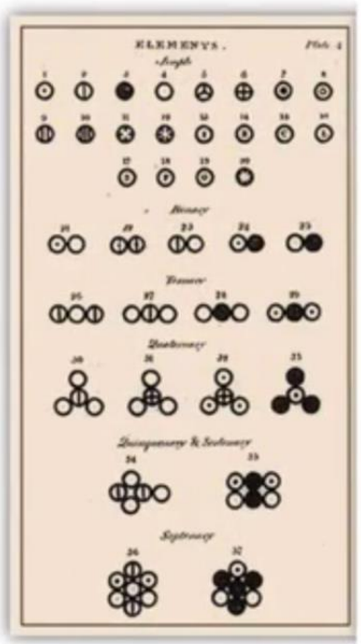
$$C + O \rightarrow CO$$

"A matéria não pode ser destruída"

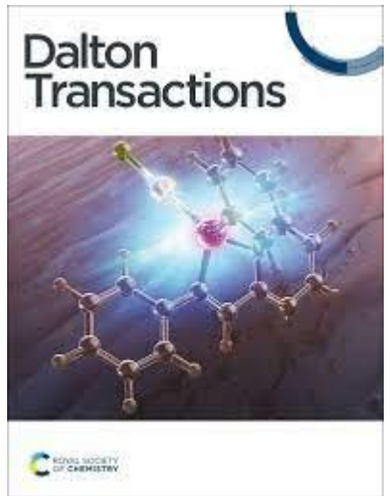
"A proporção, em massa, dos elementos que participam da formação de uma substância, permanece sempre constante"

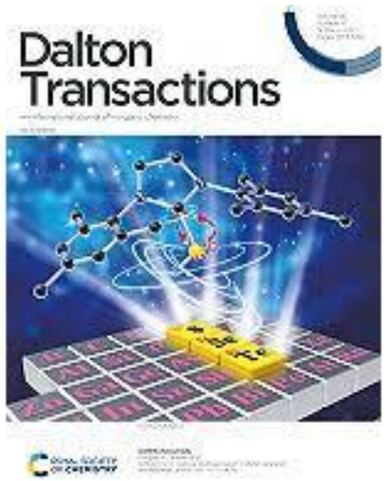
- Toda a matéria é composta de partículas extremamente pequenas chamadas átomos.
- Os átomos de um determinado elemento são idênticos em tamanho, massa e outras propriedades.
- Átomos de diferentes elementos podem combinar-se em simples razões de números inteiros para formar compostos químicos.
- Nas reações químicas, os átomos são combinados, separados ou rearranjados.





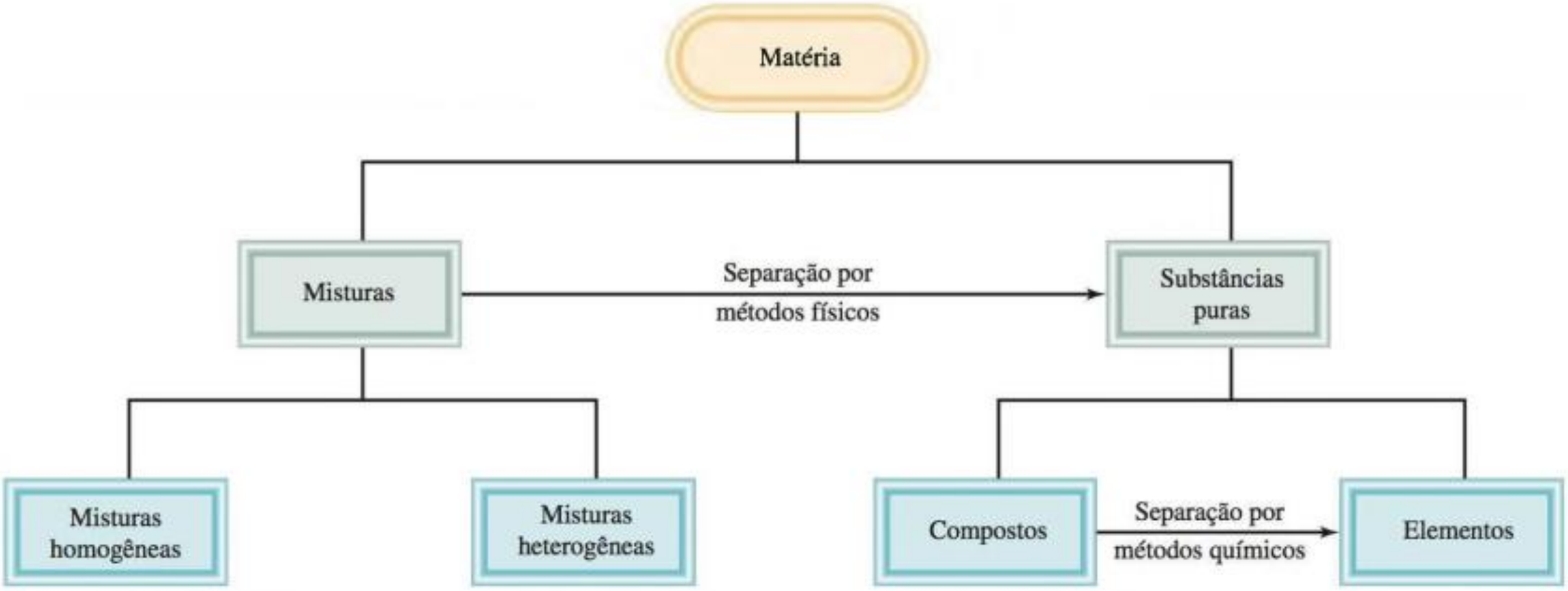
- Teoria cinética dos gases ;
- Estequiometria;
- Estrutura cristalina.



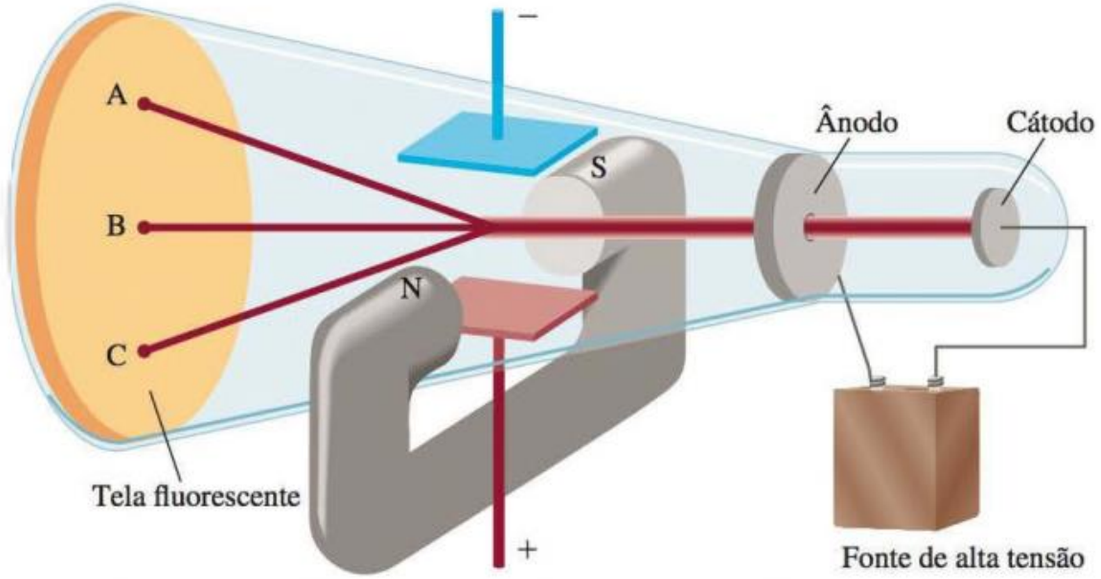


ROYAL SOCIETY OF CHEMISTRY

A classificação da matéria

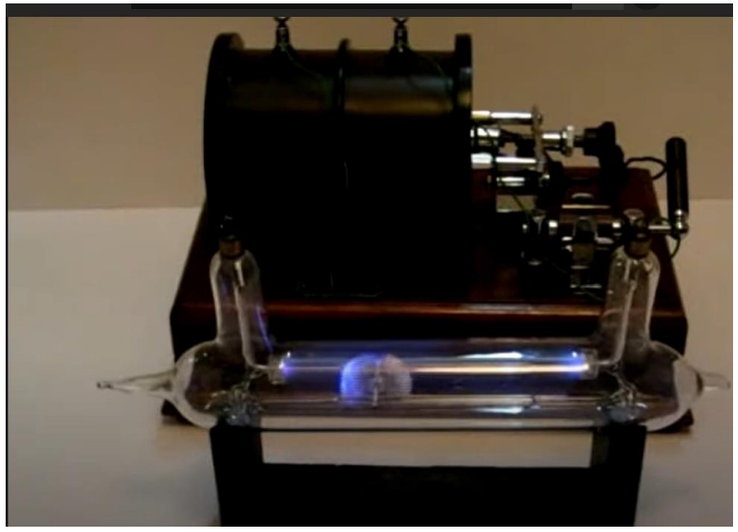


Pudim de Passas
(“Plum pudding”)



1906 – Prêmio Nobel de Física

“Por suas investigações teóricas e experimentais na condução elétrica por gases”



Raios Catódicos

- Apresentam massa
- Apresentam carga negativa
- Estão presentes em qualquer material
- Possuem razão Carga/Massa $1,7 \times 10^{11}$ C/Kg

↓

Massa muito pequena

ou

Carga muito elevada

THE

LONDON, EDINBURGH, AND DUBLIN

PHILOSOPHICAL MAGAZINE

AND

JOURNAL OF SCIENCE.

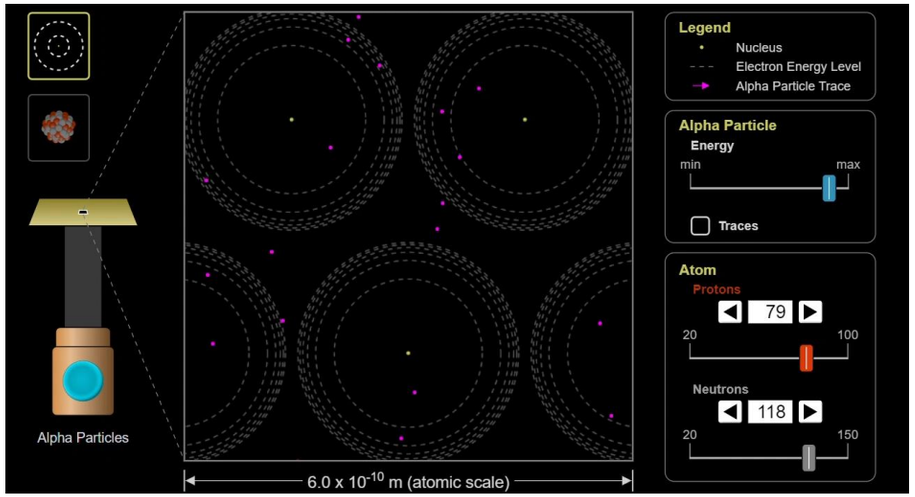
[SIXTH SERIES.]

MARCH 1904.

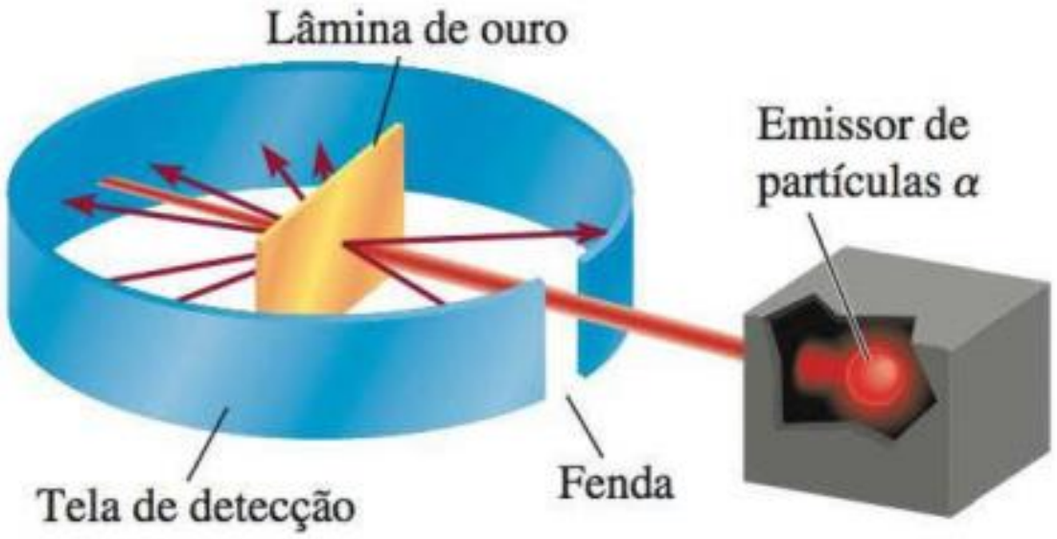
THE view that the atoms of the elements consist of a number of negatively electrified corpuscles enclosed in a sphere of uniform positive electrification, suggests, among other interesting mathematical problems, the one discussed in this paper, that of the motion of a ring of n negatively electrified particles placed inside a uniformly electrified sphere. Suppose when in equilibrium the n corpuscles are arranged at equal angular intervals round the circumference of a circle of radius a, each corpuscle carrying a charge e of negative electricity. Let the charge of positive electricity

1908 – Prêmio Nobel de Química

"Por suas investigações na desintegração dos elementos, e a química das substâncias radiativas"



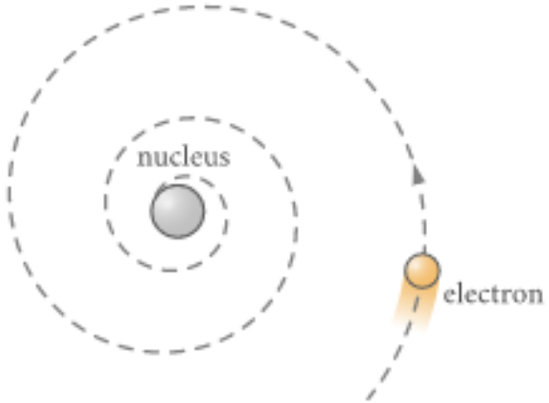
https://phet.colorado.edu/sims/html/rutherford-scattering/latest/rutherford-scattering_en.html

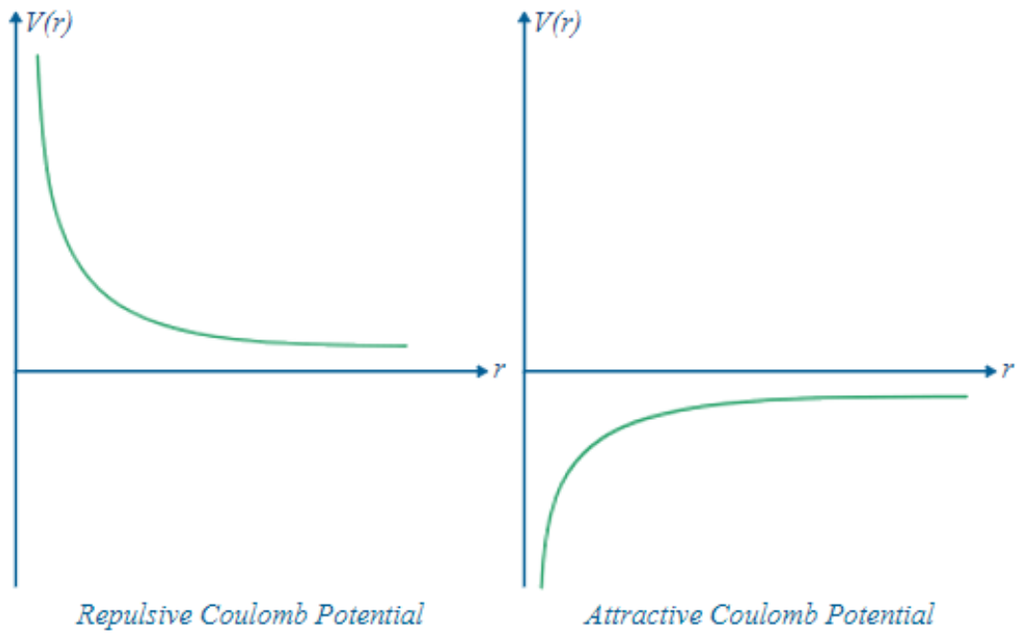


"Foi realmente o fato mais incrível que me aconteceu na vida. Foi quase tão incrível como se disparasse um projétil de 40 centímetros contra um pedaço de papel e ele voltasse e me atingisse."

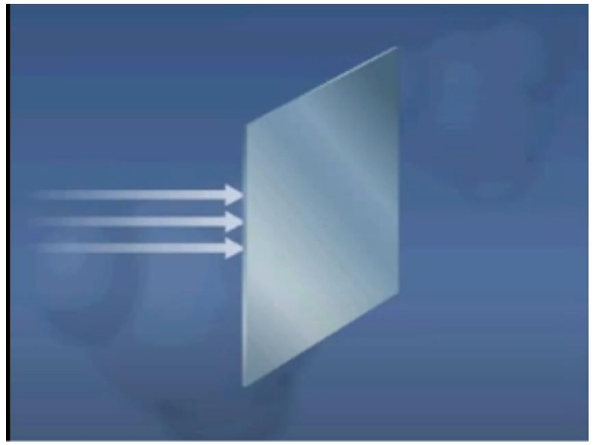
O átomo planetário fracassado de Rutherford

$$F_{Coulomb} \propto \frac{Q_1 Q_2}{r^2}$$





E o nêutron ?



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

$$\underbrace{He_2^4}_{\alpha} + Be_4^9 \longrightarrow C_6^{12} + n^1$$

1935 - Prêmio Nobel de Física

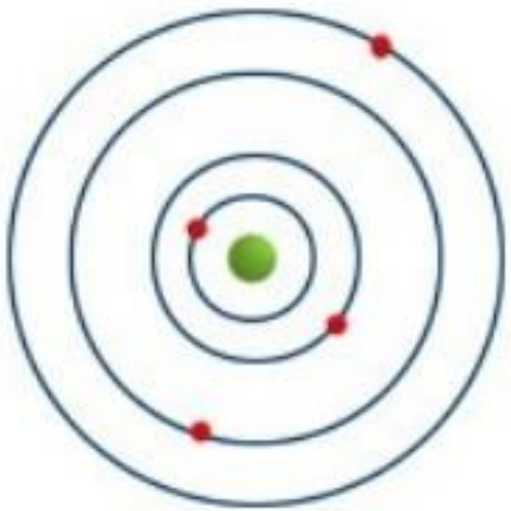
James Chadwick em 1932

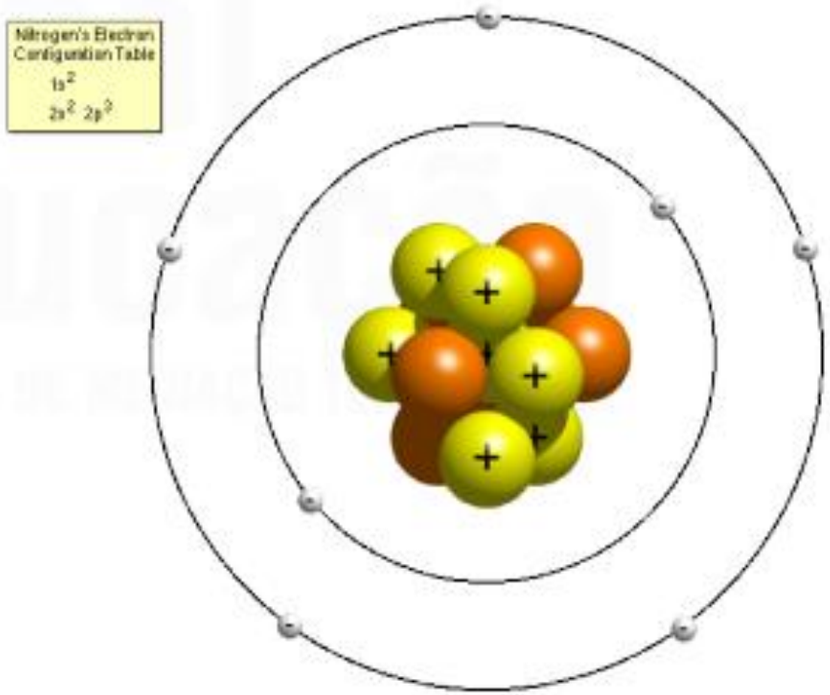
"Pela descoberta do nêutron"

MODELO ATÔMICO DE BOHR - 1913

NIELS BÖHR

MODELO ATÔMICO DE BOHR - 1913

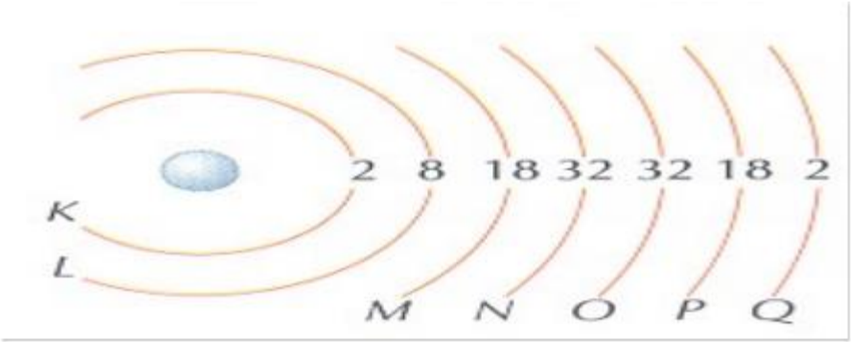




Principais Postulados

1- Os elétrons giram ao redor do núcleo em órbitas circulares de modo a ter uma energia constante.(órbitas estacionárias).

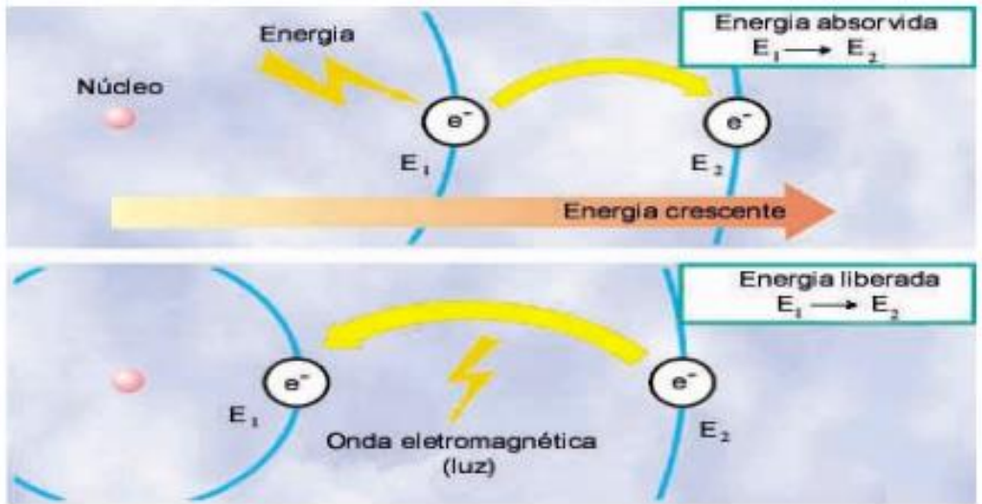
2 – Os elétrons estão situados em níveis ou camadas onde cada nível possui um valor determinado de energia.

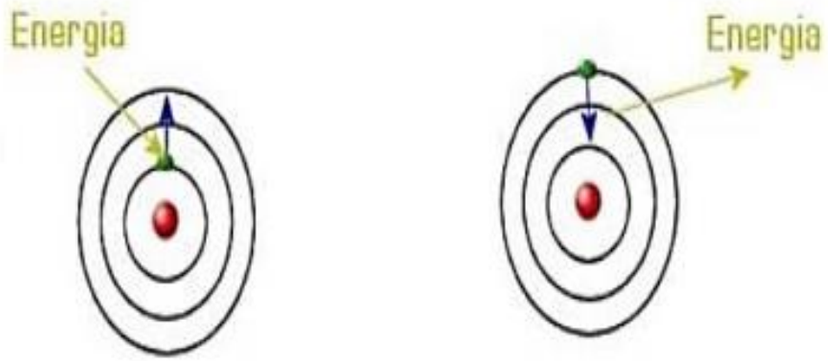


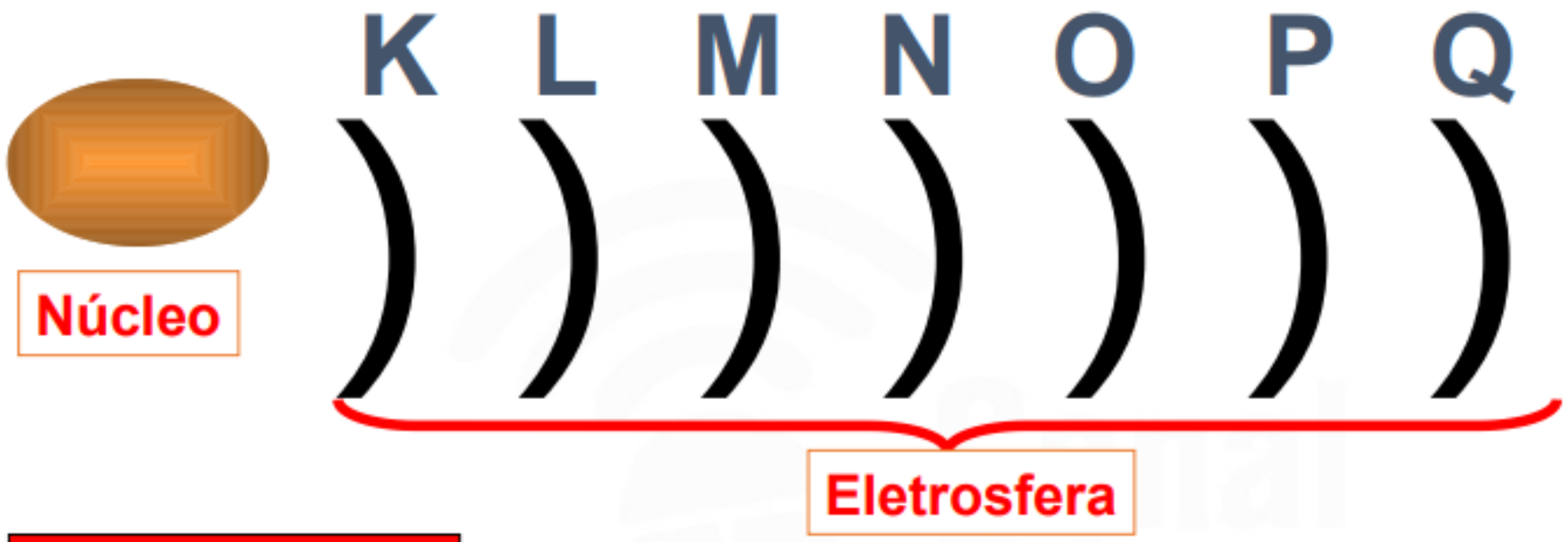
➢energia do elétron aumenta à medida que ele se afasta do núcleo;

3- Um elétron ao absorver energia fica excitado e salta para uma camada posterior, só que a tendência natural deste elétron é voltar para a sua camada de origem devolvendo toda a energia que recebeu em forma de luz radiante (luz visível).

Salto Quântico

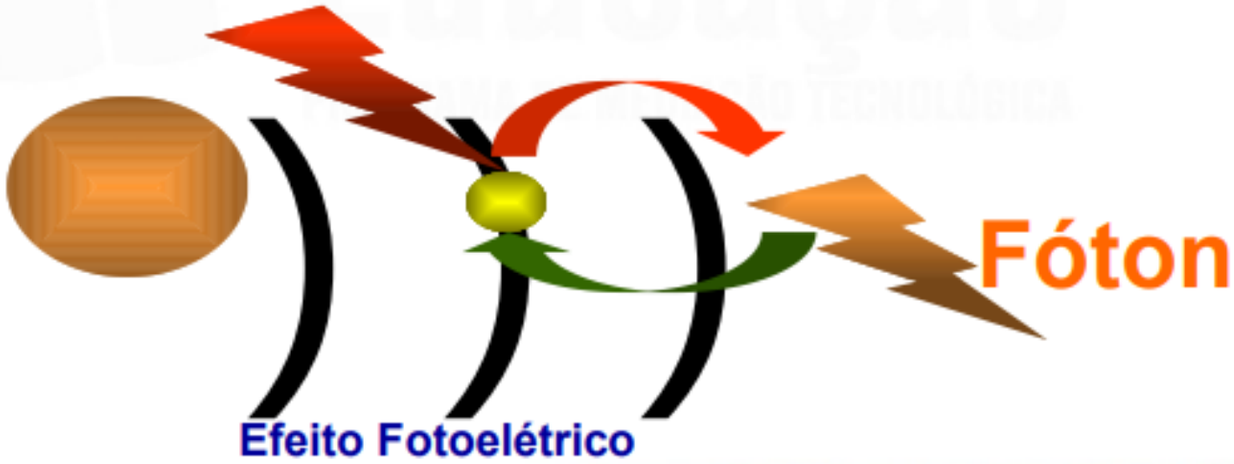


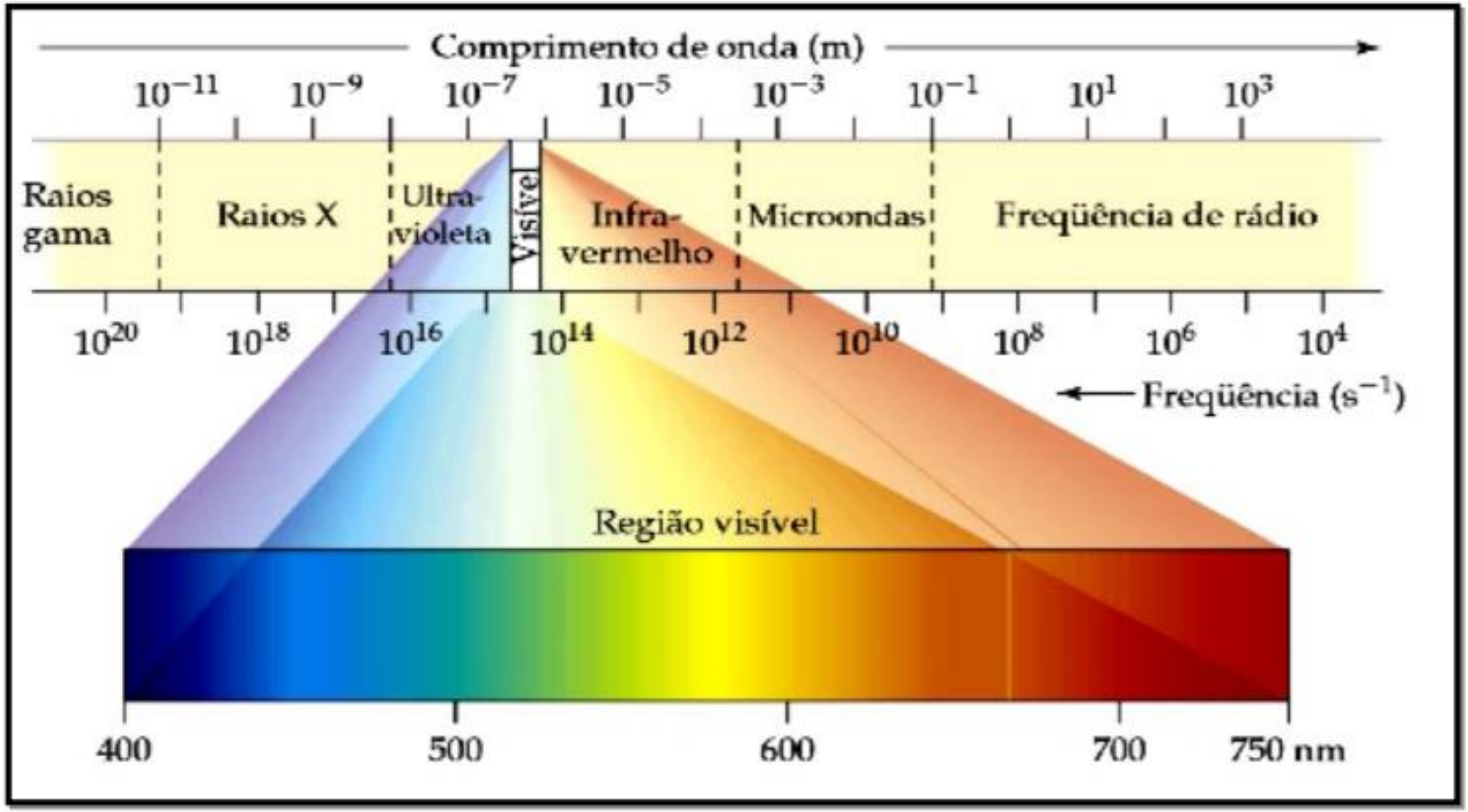




$$v = \lambda . f$$

v: velocidade
λ: comprimento de onda
f: frequência




Comprimento de onda (m)
10^{-11}
10^{-9}
10^{-7}
10^{-5}
10^{-3}
10^{-1}
10^{1}
10^{3}
Raios gama
Raios X
Ultra-violeta
Visível
Infra-vermelho
Microondas
Freqüência de rádio
10^{20}
10^{18}
10^{16}
10^{14}
10^{12}
10^{10}
10^{8}
10^{6}
10^{4}
Freqüência (s^{-1})
Região visível
400
500
600
700
750 nm

APLICAÇÕES

Elemento químico	Cor da chama
Sódio	amarela
Potássio	Violeta
Cálcio	Vermelho-tijolo
Bário	Verde-limão
Cobre	Verde
Magnésio	Branco
chumbo	Azul-branco

Teste da chama

Fogos de artifício

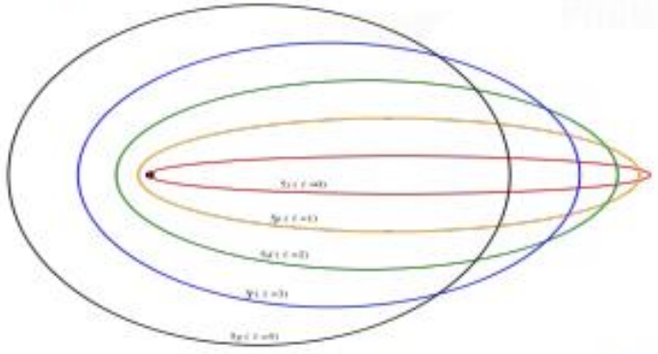
MODELO ATÔMICO DE SOMMERFELD - 1916

SOMMERFELD

Principais conclusões de SOMMERFELD

1- A primeira órbita é circular e as demais são elípticas;

2- Os elétrons estão localizados em subníveis eletrônicos: s, p, d, f.



Validação do modelo de Bohr com dados experimentais

W. C. RÖNTGEN

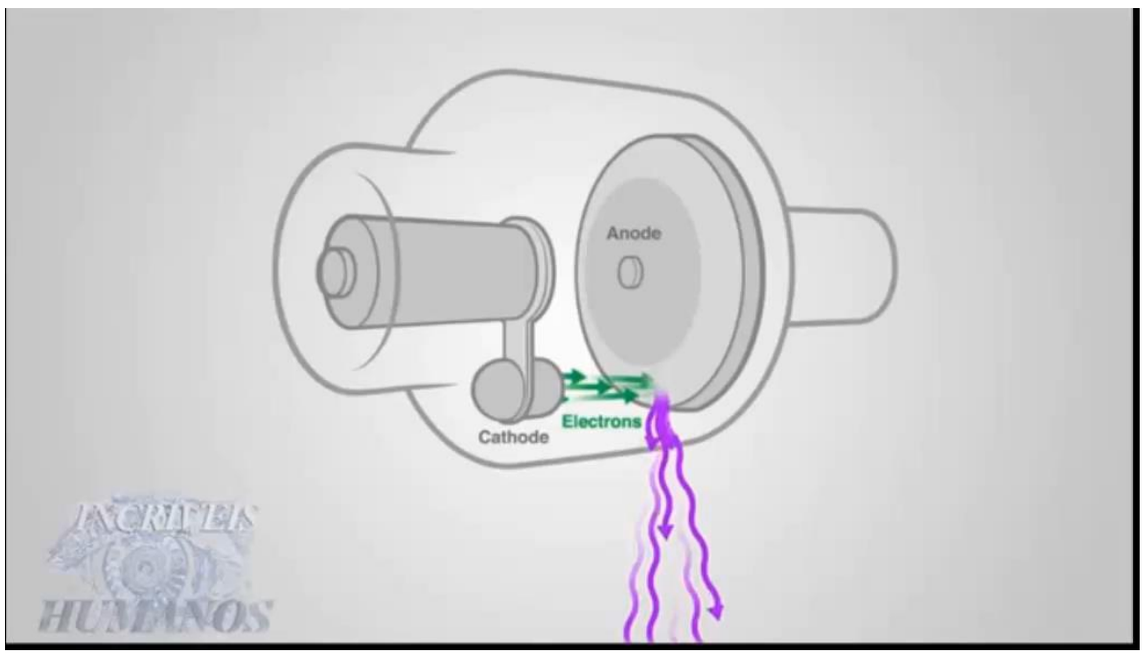
ÜBER EINE NEUE ART VON STRAHLEN

SITZUNGSBERICHTE
DER PHYSIKALISCH-MEDIZINISCHEN GESELLSCHAFT ZU WÜRZBURG
JAHRGANG 1895, S. 132 UND JAHRGANG 1896, S. 10

W. C. RÖNTGEN
LEGTE AM 28. 12. 1895 DER GESELLSCHAFT DIE ERSTE MITTEILUNG
DER VON IHM ENTDECKTEN STRAHLEN VOR

NEUDRUCK
ANLÄSSLICH DES 100JÄHRIGEN BESTEHENS
DER PHYSIKALISCH-MEDIZINISCHEN
GESELLSCHAFT ZU WÜRZBURG

GEGRÜNDET 1849 VON
A. v. KÖLLIKER · F. RINECKER · J. SCHERER · R. VIRCHOW
UND ANDEREN



MODELO ATÔMICO ATUAL OU MODELO PROBABILÍSTICO PARA O ELÉTRON

PRINCÍPIOS

1- Princípio da Incerteza de Heisenberg

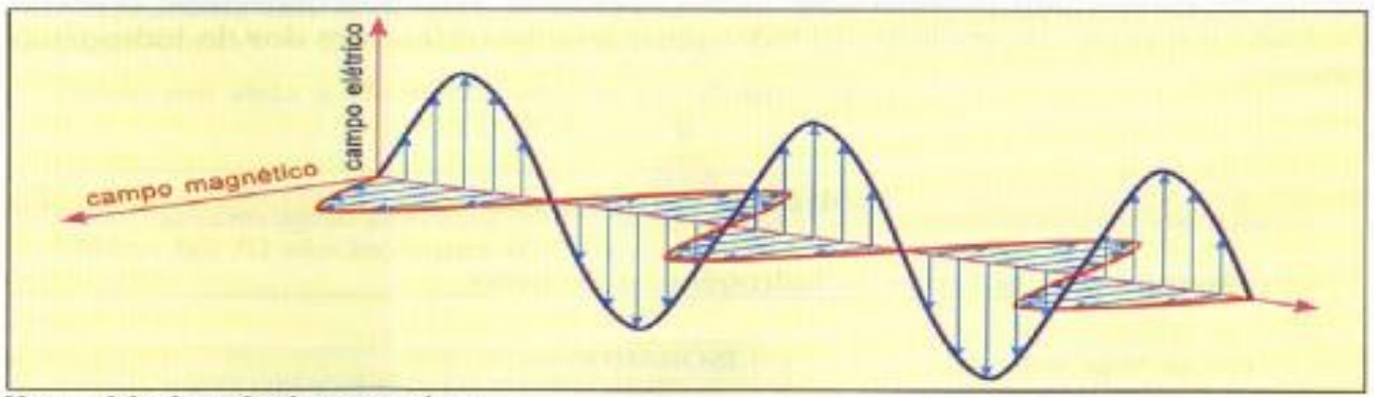
é impossível determinar com precisão a posição e a velocidade de um elétron num mesmo instante.

Heisenberg, Nobel de Física de 1932.

2 - Princípio da Dualidade da matéria de Louis de Broglie

►O elétron apresenta característica DUAL, ou seja, comporta-se como matéria e energia, sendo portanto, uma partícula-onda.

► A rota de um elétron é incerta e imprecisa.



Um modelo da onda eletromagnética.

Louis de Broglie,

Nobel de Física de 1929.

3- CONCEITO DE ORBITAL

Em 1926, **Erwin Schrödinger** formulou uma teoria chamada de "Teoria da Mecânica Ondulatória" que determinou o conceito de "orbital".

Orbital é a região do espaço ao redor do núcleo onde existe a máxima probabilidade de se encontrar o elétron.

Erwin Schrödinger

A função de onda

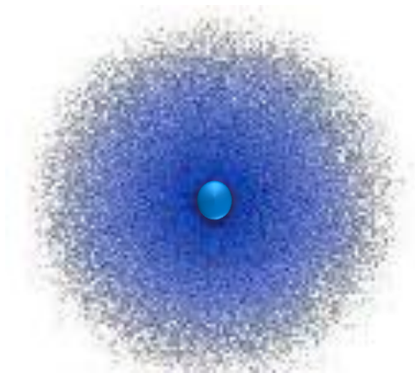
↓

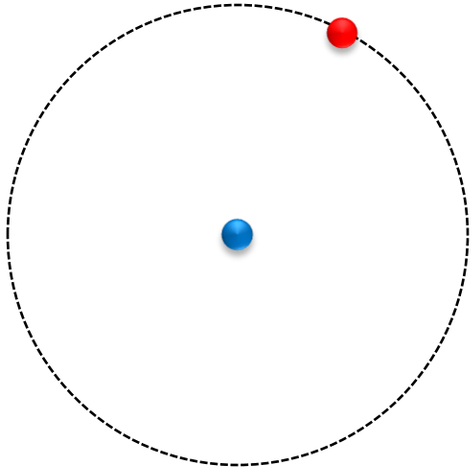
Permite analisar a distribuição do elétron ao redor do núcleo

As funções que são soluções da Equação de Schrödinger para o átomo de hidrogênio

↓

Orbitais atômicos





EXERCÍCIO DE FIXAÇÃO

4. O átomo pode ser comparado ao sistema planetário, com o Sol representando o núcleo, e os planetas, os elétrons:

a) Demócrito e Leucipo; b) Dalton; c) Thomson; d) Rutherford.

5. Os espectros dos elementos constituíram o suporte experimental do modelo atômico de:

a) Schrödinger; b) Bohr; c) Rutherford; d) De Broglie; e) Heisnberg

A Equação de Schrödinger prevê a necessidade de **três números quânticos** para caracterizar a função de onda

Restrições numéricas às funções que determinam a "forma" do orbital

$n \rightarrow$ Número Quântico Principal

Níveis de Energia / "tamanho do orbital"

$l \rightarrow$ Número Quântico Secundário

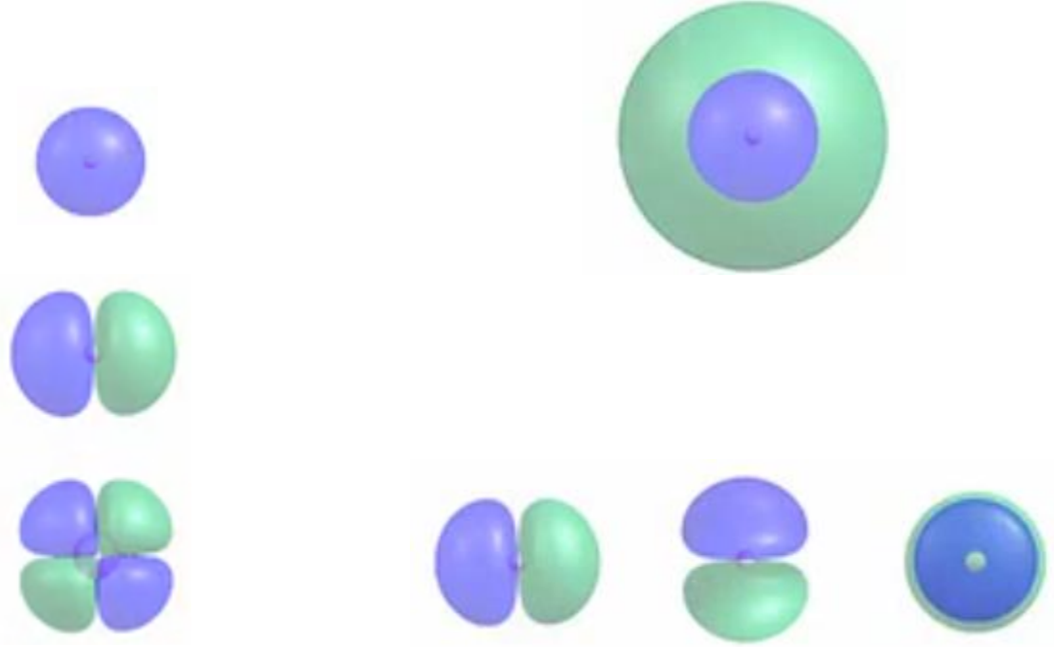
Momento Angular / "forma do orbital"

$m_l \rightarrow$ Número Quântico Magnético

Projeção do Momento Angular / "orientação do orbital"

$m_s \rightarrow$ Número Quântico Magnético de Spin

"Rotação do elétron"



$n \rightarrow 1, 2, 3, 4 \ldots$

$l \rightarrow 0, 1, 2, 3 \ldots (n-1)$

$m_l \rightarrow -l \ldots 0 \ldots +l$

$m_s \rightarrow -1/2$ ou $+1/2$

$l = 0 \rightarrow s$
$l = 1 \rightarrow p$
$l = 2 \rightarrow d$
$l = 3 \rightarrow f$
$l = 4 \rightarrow g$

$n \rightarrow 2$

$l \rightarrow 0,1$

$m_l \rightarrow 0; -1,0,+1$

Descrevemos os orbitais e energias para os átomos hidrogenóides...

No entanto, a quase totalidade dos elementos químicos são constituídos por:

Átomos Multieletrônicos

Como podemos descrever o comportamento dos elétrons nestes casos ?

O Átomo **Multieletrônico**

É um sistema muito mais complexo de ser **resolvido**

A equação de Schröndiger **não possui solução analítica** para esses sistemas

A repulsão entre os elétrons impede que a Equação de Schrödinger para átomos polieletrônicos tenha solução **analítica**

Faz com que a energia dos subníveis tenha sua **degenerescência quebrada**

Um elétron **blinda** a atração nuclear exercida sobre o outro elétron

Elétrons do **mesmo nível,** mas com **momento angular diferente,** são atraídos de forma diferente

O princípio da construção

A **estrutura eletrônica** de um átomo determina suas **propriedades químicas** e, por isso, é preciso ser capaz de descrever essa estrutura.

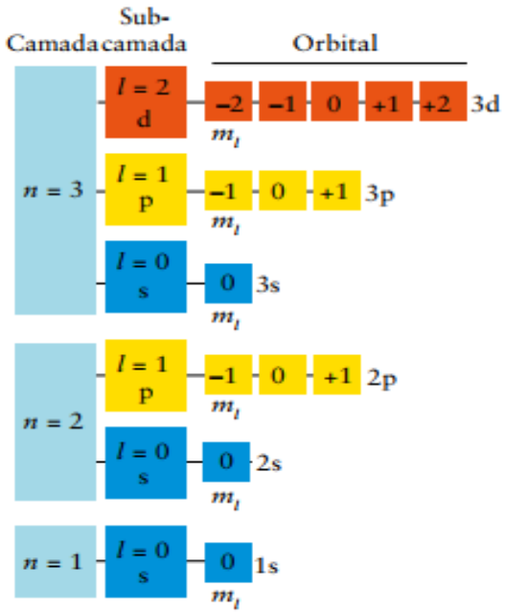
↓

Configuração eletrônica

TABELA 1D.2 Números quânticos dos elétrons nos átomos

Nome	Símbolo	Valores	Especifica	Indica
principal	n	1, 2, …	camada	tamanho
momento orbital angular*	l	$0, 1, \ldots, n-1$	subcamada: $l = 0, 1, 2, 3, 4, \ldots$ s, p, d, f, g, …	forma
magnético	m_l	$l, l-1, \ldots, -l$	orbitais de subcamada	orientação
magnético de spin	m_s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	estado de spin	direção de spin

* Também chamado de número quântico azimutal.



Distribuição Eletrônica

CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA

a) Princípio da Exclusão de Pauli

"Dois elétrons, no máximo, podem ocupar um dado orbital. Quando dois elétrons ocupam um orbital, seus spins devem estar emparelhados"

- Exemplo:

b) Princípio da Estabilidade

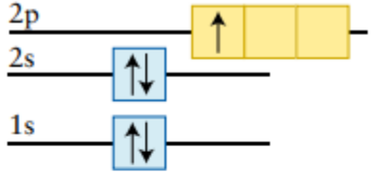
"Os elétrons ocupam os níveis de energia mais baixos no limite dos lugares disponíveis"

- Exemplo: Hélio (Z = 2) → orbital 1s é o orbital de mais baixa energia

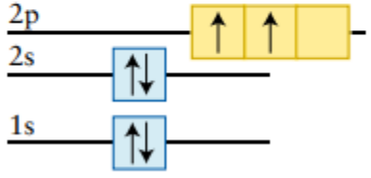
c) Regras de Hund

"Princípio da Máxima Multiplicidade. Mostra que, quanto maior o número de elétrons com spin paralelos num orbital incompleto, a energia será menor"

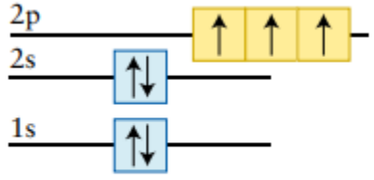
- Exemplo:



5 B $1s^2 2s^2 2p^1$, $[He]2s^2 2p^1$



6 C $1s^2 2s^2 2p^2$, $[He]2s^2 2p^2$



7 N $1s^2 2s^2 2p^3$, $[He]2s^2 2p^3$

H – $1s^1$ He – $1s^2$

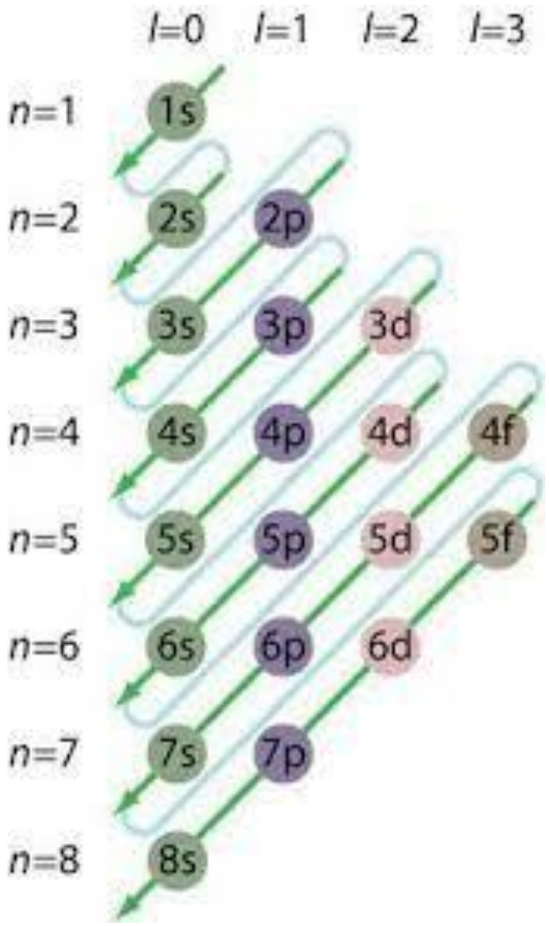
Li – $1s^2\ 2s^1$
Be – $1s^2\ 2s^2$
B – $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
C – $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$
C – $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

N – $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
O – $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
F – $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
Ne – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

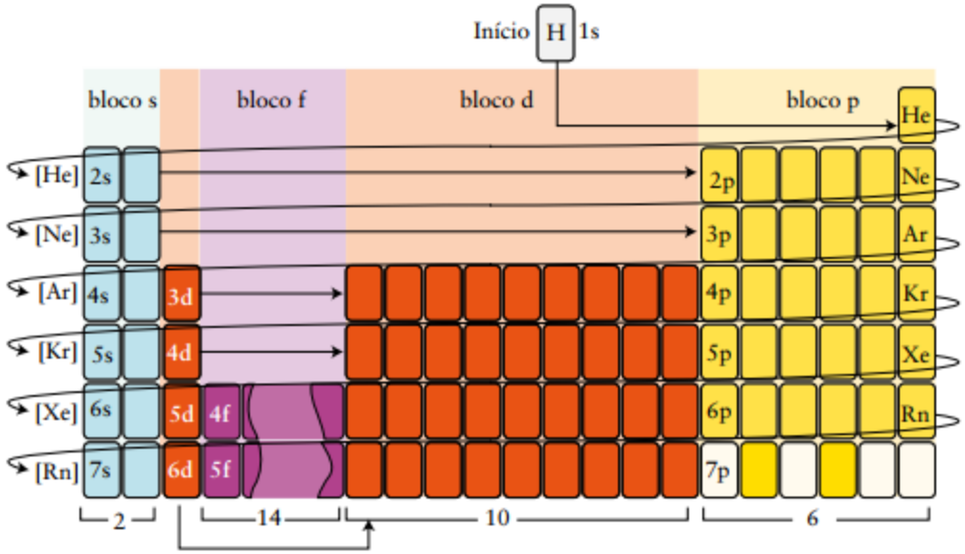
Na – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^1$

Na – [Ne] $3s^1$
Mg – [Ne] $3s^2$
Al – [Ne] $3s^2 3p^1$
Si – [Ne] $3s^1\ 3p^2$
P – [Ne] $3s^2\ 3p^3$
S – [Ne] $3s^2\ 3p^4$

Cl – [Ne] $3s^2\ 3p^5$
Ar – [Ne] $3s^2\ 3p^6$
K – [Ar] $4s^1$
Ca – [Ar] $4s^2$
Sc – [Ar] $4s^2\ 3d^1$
Ti – [Ar] $4s^2\ 3d^2$



A Tabela Periódica



Bloco s – Grupos 1 e 2

Bloco p – Grupos 13, 14, 15, 16 17 e 18

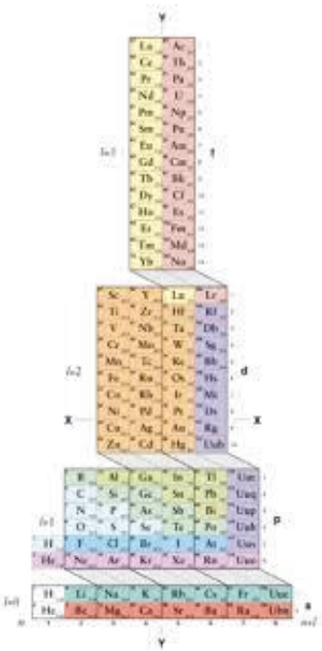
Bloco d – Grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 e 12

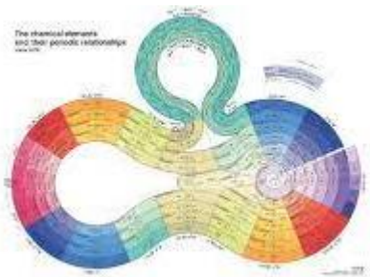
Bloco f – lantanídeos e actinídeos

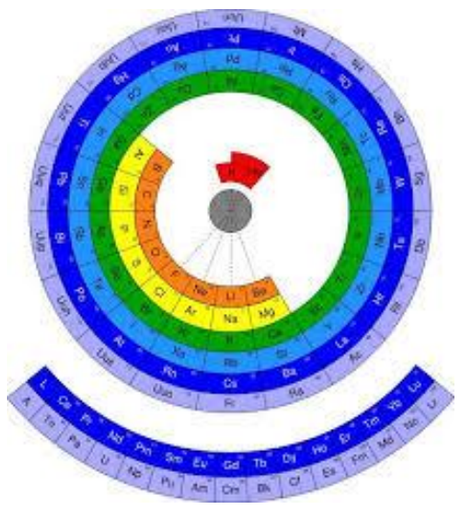
Dmitri mendeleev

Lothar Meyer

Henry Moseley







EXERCÍCIOS DE REVISÃO

Copie os enunciados dos exercícios no caderno e resolva-os.

1. Determine o conjunto dos quatro números quânticos do elétron mais energético.

   a) Oxigênio (Z =8); b) Cloro (Z = 17); c) Cálcio (Z = 20); d) Estrôncio (Z = 38);

   e) Bromo (Z = 35).

2. Dados os esquemas, estabeleça o conjunto dos quatro números quânticos do elétrons assinalados.

a)

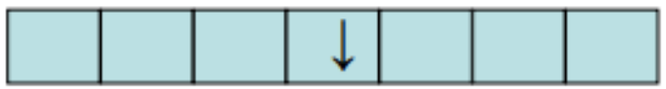
4p

b)

6s

c)

3d

d) 

4f

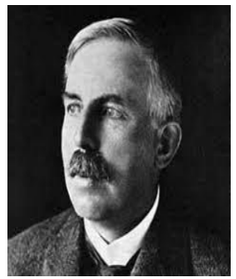
Estrutura Atômica

Modelo Semi-Quântico

$$E_T = -E_H \frac{1}{n^2}$$

$$\Delta\chi\Delta\rho \geq \frac{\hbar}{2}$$

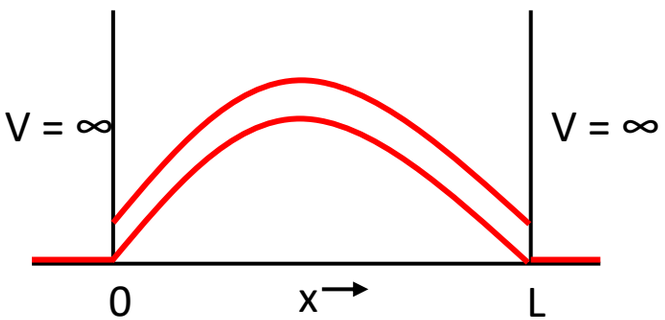
Modelos Clássicos



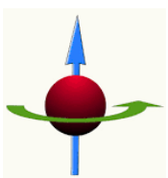
Lei, teoria e método científico

Modelo Quântico

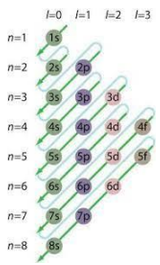
$$\left[-\frac{\hbar^2}{2\mu}\left(\frac{\partial^2}{\partial x^2}+\frac{\partial^2}{\partial y^2}+\frac{\partial^2}{\partial z^2}\right)+V\right]\psi = E\psi$$

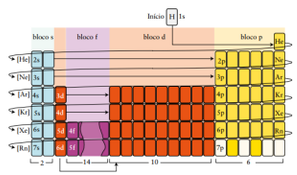


$$\Psi(r,\theta,\phi) = \overbrace{\frac{1}{2\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2}\left(\frac{Zr}{a_0}\right)e^{-Zr/2a_0}}^{R(r)} \times \overbrace{\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{1/2} sen\theta\cos\phi}^{Y(\theta,\phi)}$$



Átomo Polieletrônico





Tendências dos átomos multieletrônicos

Propriedades periódicas

Carga Nuclear Efetiva

É a real atração que o elétron sofre pelo núcleo

Leva-se em conta o efeito de **blindagem**

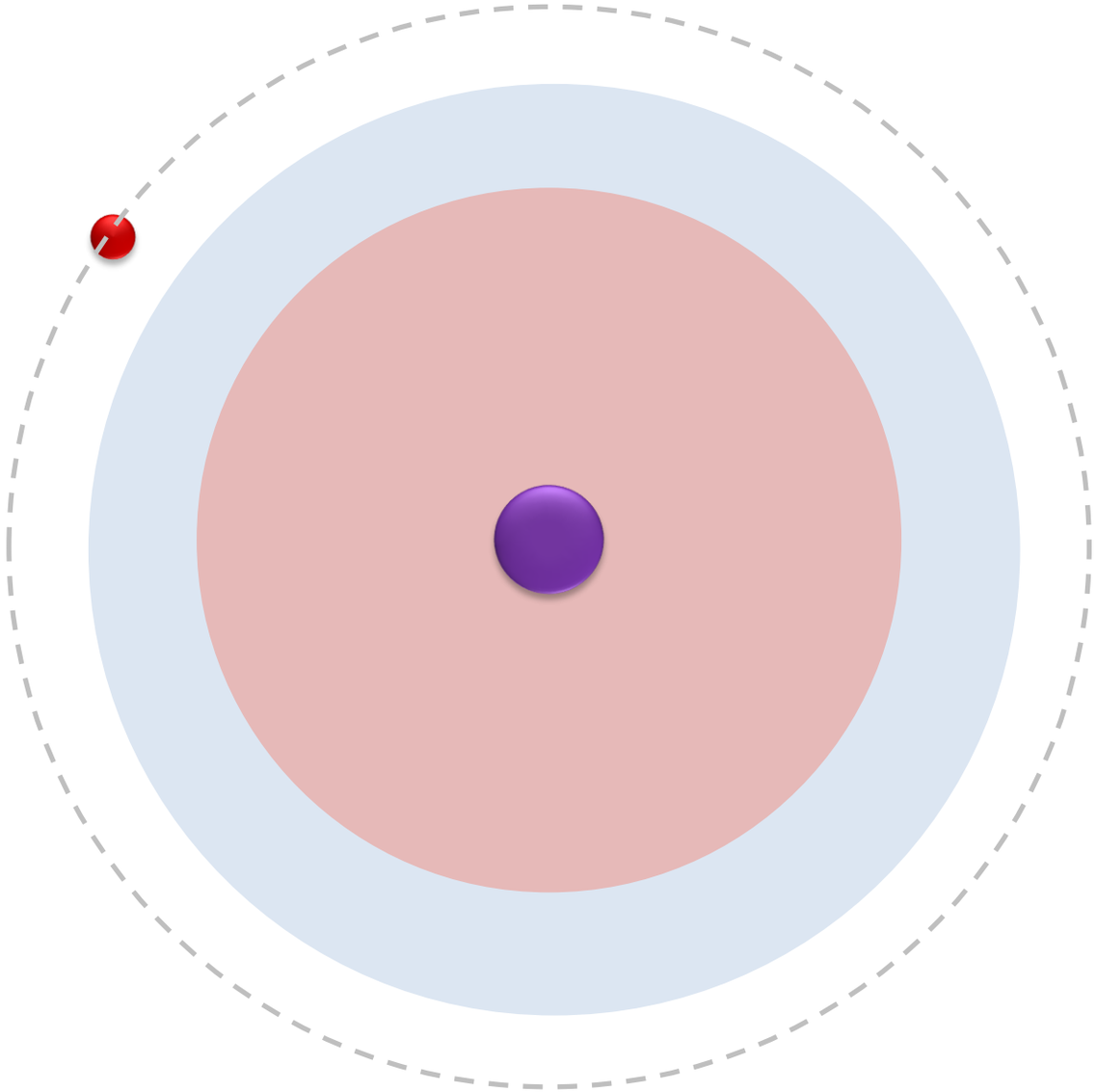
$$Z_{ef} = Z - S$$

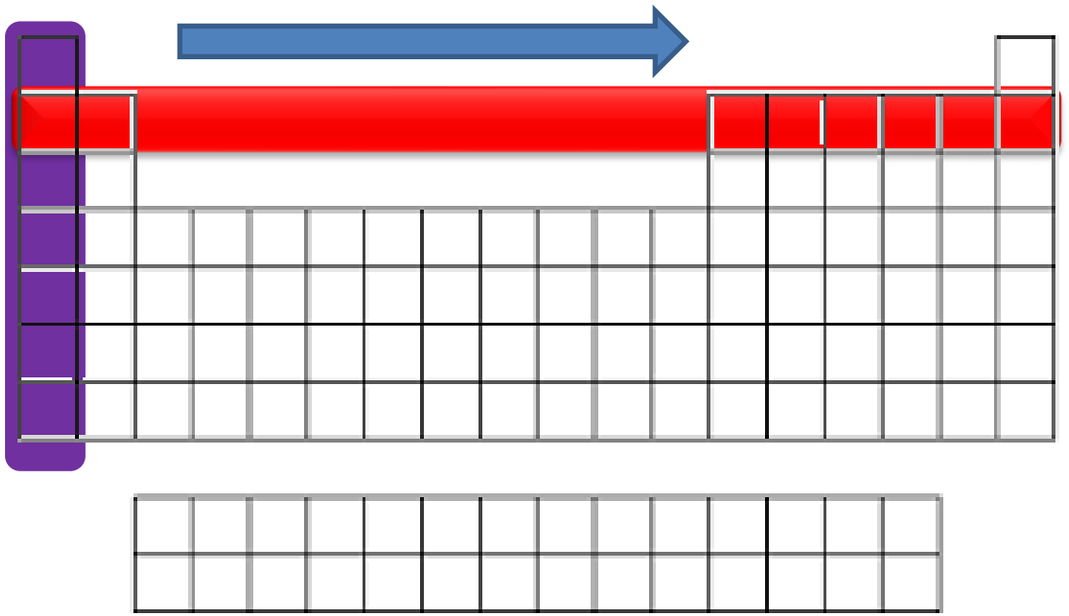
Apenas os elétrons **mais internos** contribuem para a **blindagem**

H – $1s^1$ He – $1s^2$

Li – $1s^2\ 2s^1$	N – $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
Be – $1s^2\ 2s^2$	O – $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
B – $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	F – $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
C – $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	Ne – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Na – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^1$

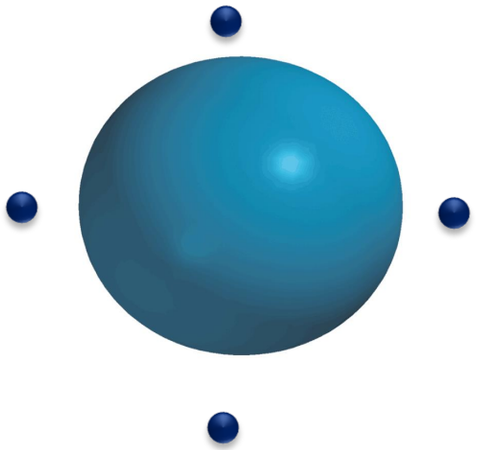


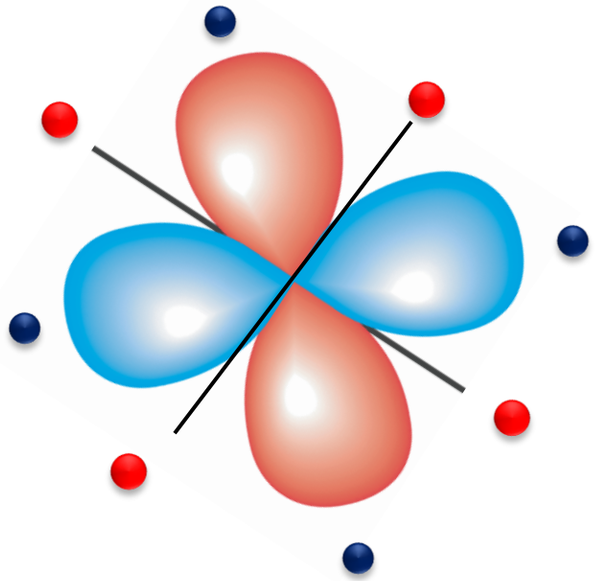


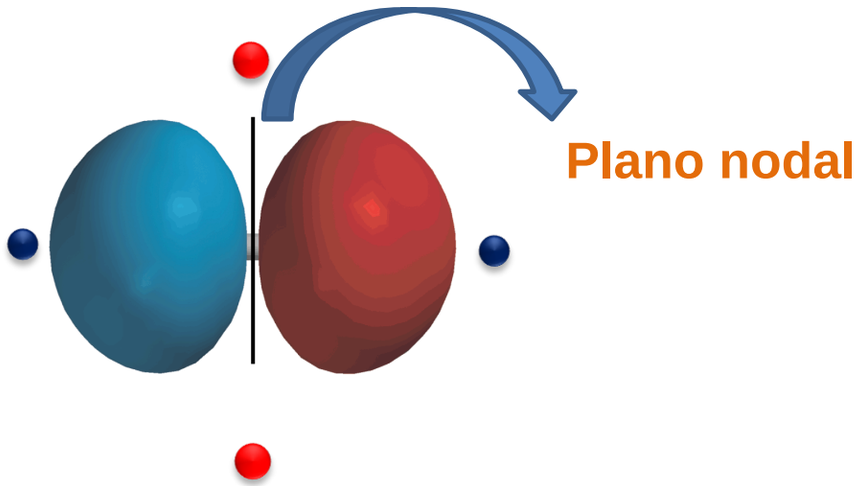
$$Z_{ef} = Z - S$$

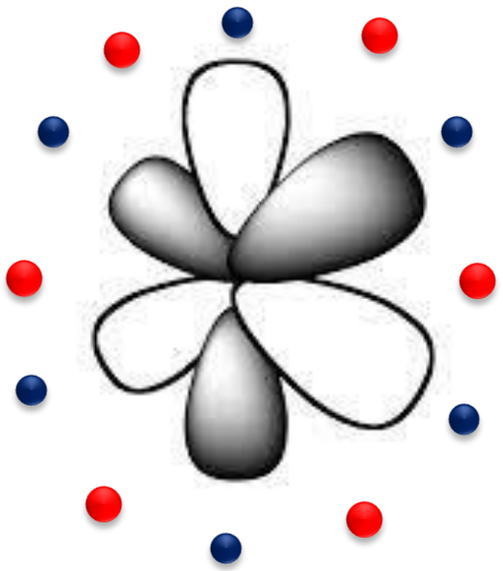
Li – $1s^2\ 2s^1$
Be – $1s^2\ 2s^2$
B – $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
C – $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
N – $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
O – $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
F – $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
Ne – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

H_1 – $1s^1$
Li_3 – $1s^2\ 2s^1$
Na_{11} – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^1$
K_{19} – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^1 3p^6 4s^1$
Rb_{37} – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^1 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$





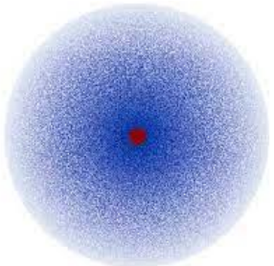

Plano nodal

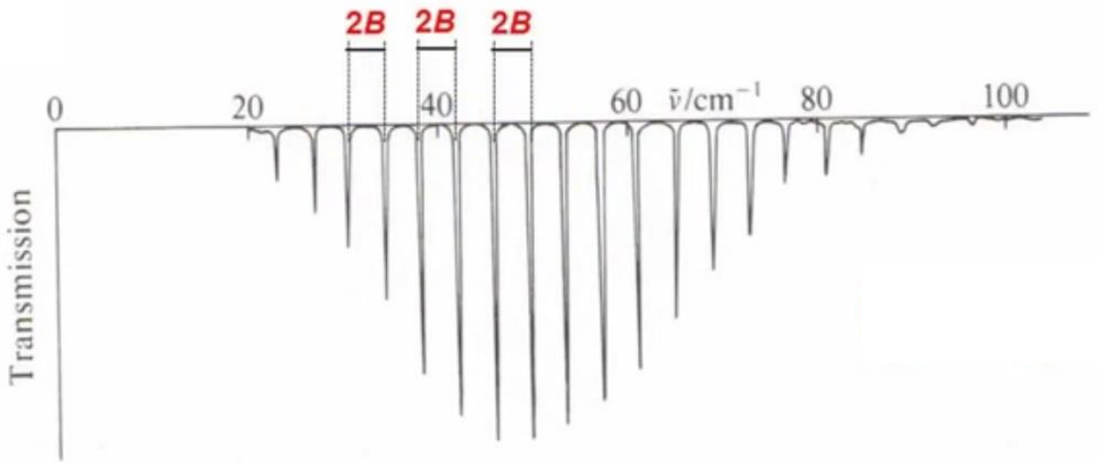


Raio Atômico

É a distância entre o núcleo e a "borda do átomo"

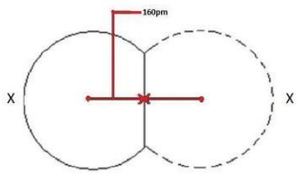
A nuvem eletrônica **não tem fronteiras definidas**



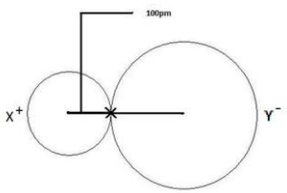


$$\tilde{B} = \frac{\hbar}{4\pi c I} \qquad I = \mu R^2$$

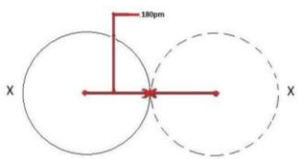
Raio Covalente



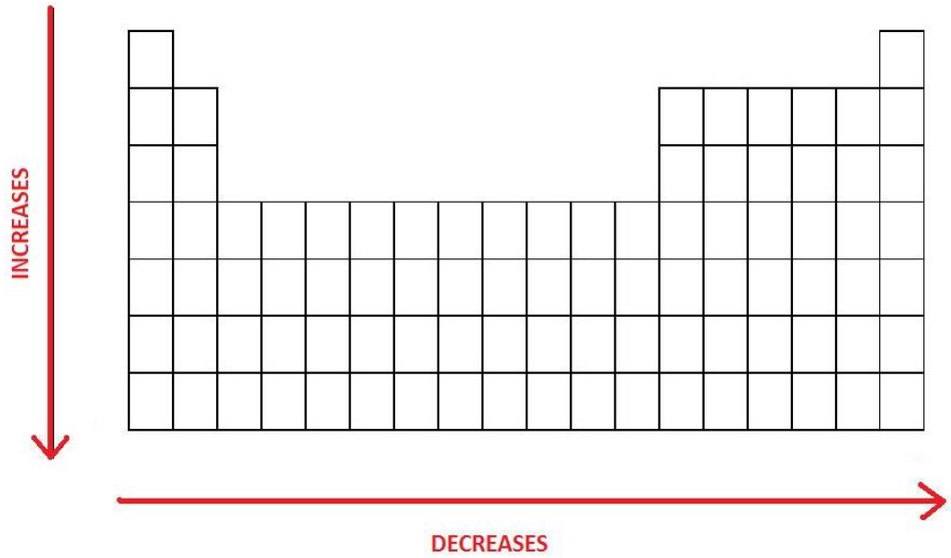
Raio Iônico

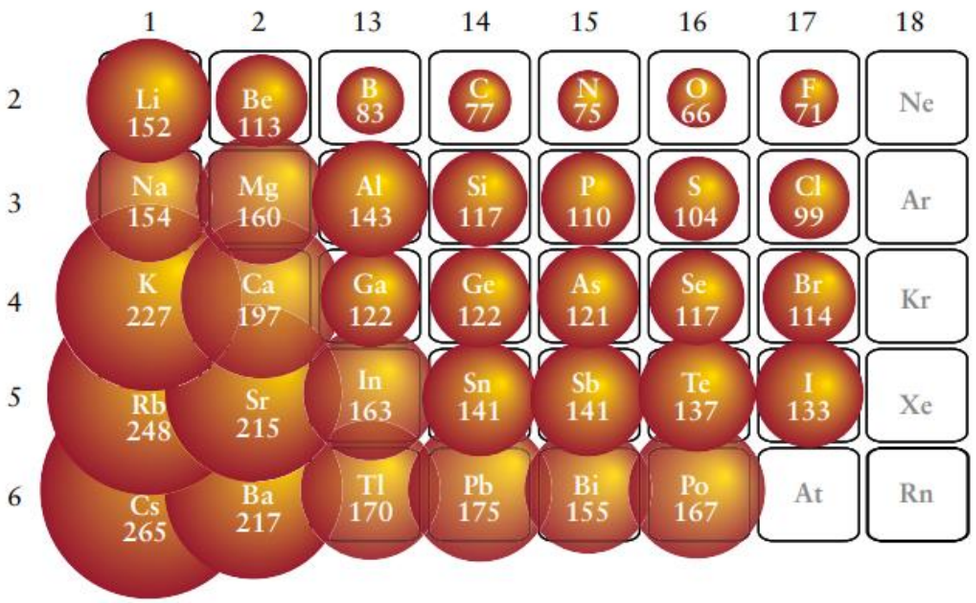


Raio Metálico



Difração de raios-x





Ao longo do período, quanto maior for a força nuclear efetiva, menor será o raio atômico

$$Z_{ef} = Z - S$$

Ao longo do grupo, quanto mais níveis de energia tiver o átomo, menor será o raio atômico

Raio Iônico

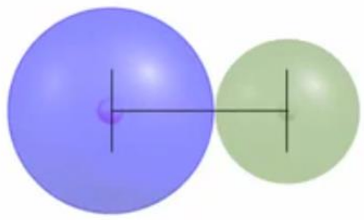
É a distância entre o núcleo e a "borda do íon"

Cátions – possuem raio menor do que o do átomo que o deu origem

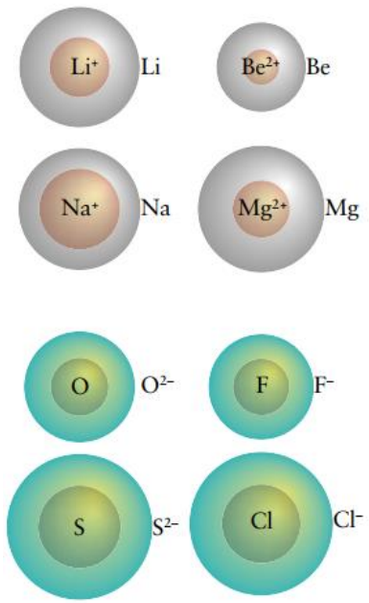
Ânions – possuem raio maior do que o do átomo que o deu origem

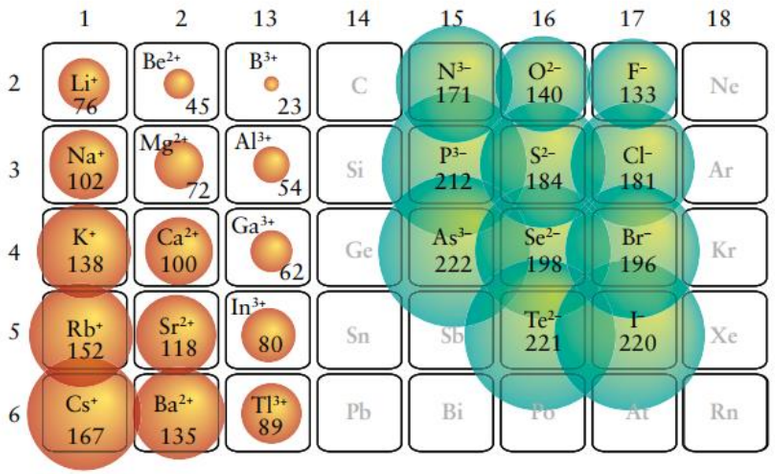
Na – $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$	1,57 Å
Na^+ – $1s^2\ 2s^2 2p^6$	0,95 Å
Mg – $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$	1,36 Å
Mg^{2+} – $1s^2\ 2s^2 2p^6$	0,65 Å
F – $1s^2\ 2s^2 2p^5$	0,64 Å
F^- – $1s^2\ 2s^2 2p^6$	1,36 Å

$$Z_{ef} = Z - S$$



$$r_{O^{2-}} = 1,40\ \text{Å}$$





Energia de Ionização

Energia **necessária** para se **remover** um mol de elétrons de átomos, no estado gasoso

$$J(g) \longrightarrow J^{+}(g) + e^{-}(g) \qquad I = E(J^{+}) - E(J) > 0$$

- Processo de formação de cátions
- Processo sempre endotérmico
- Os valores aumentam com a retirada sucessiva de elétrons

$$Cu(g) \longrightarrow Cu^{+}(g) + e^{-}(g)$$

$$\text{energia necessária} = I_1\ (7{,}73\ \text{eV}, 746\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$$

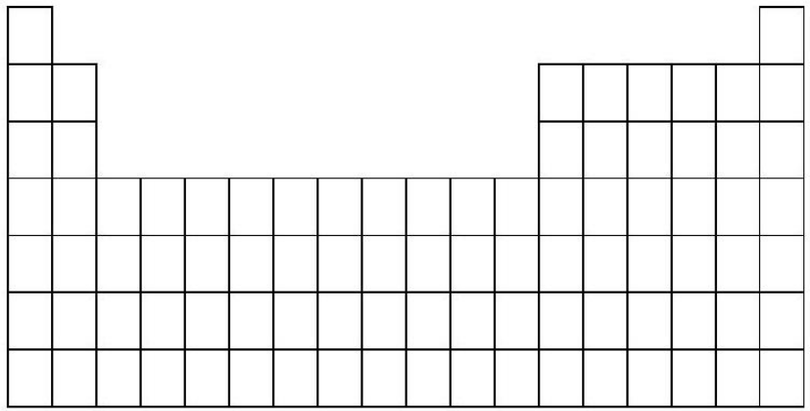
$$Cu^{+}(g) \longrightarrow Cu^{2+}(g) + e^{-}(g)$$

$$\text{energia necessária} = I_2\ (20{,}29\ \text{eV}, 1958\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$$

Quanto **menor a energia de ionização,** maior será a tendencia a formar **cátions**

↓

Metais



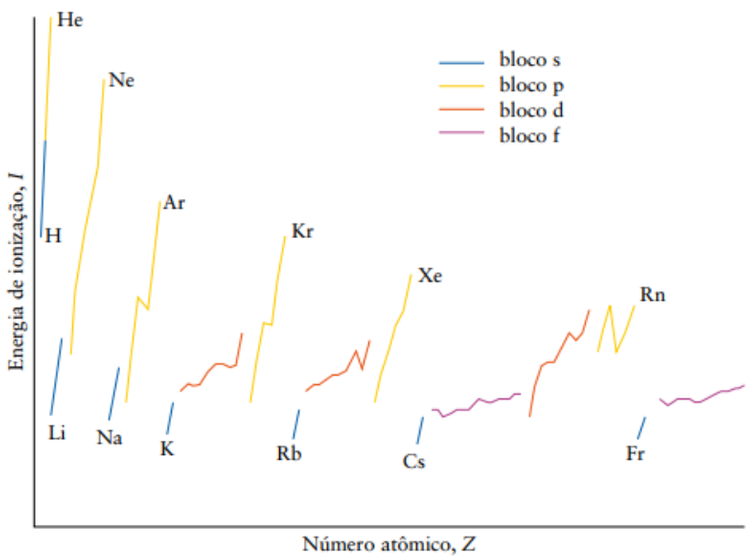
Ao longo do período, quanto maior for a carga nuclear efetiva, maior será a energia de ionização

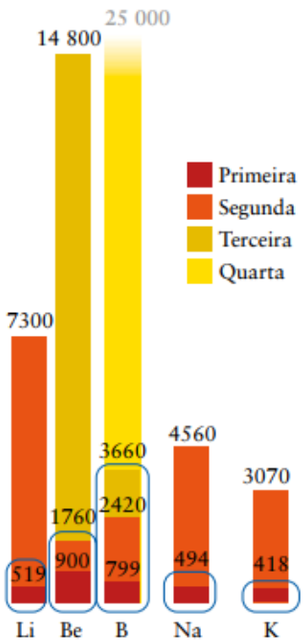
↓

Ao longo do grupo, quanto mais níveis de energia tiver o átomo, **menor** será a energia de ionização

Como explicar o pequeno decréscimo da primeira energia de ionização entre o berílio e o boro e nitrogênio e oxigênio ?

	1	2	13	14	15	16	17	18
				H 1310				He 2370
2	Li 519	Be 900	B 799	C 1090	N 1400	O 1310	F 1680	Ne 2080
3	Na 494	Mg 736	Al 577	Si 786	P 1011	S 1000	Cl 1255	Ar 1520
4	K 418	Ca 590	Ga 577	Ge 784	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1350
5	Rb 402	Sr 548	In 556	Sn 707	Sb 834	Te 870	I 1008	Xe 1170
6	Cs 376	Ba 502	Tl 590	Pb 716	Bi 703	Po 812	At 1037	Rn 1036





Li – $1s^2\,2s^1$

Be – $1s^2\,2s^2$

B – $1s^2\,2s^2 2p^1$

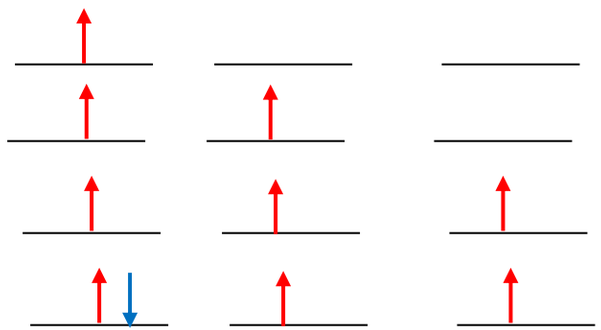
C – $1s^2\,2s^2 2p^2$

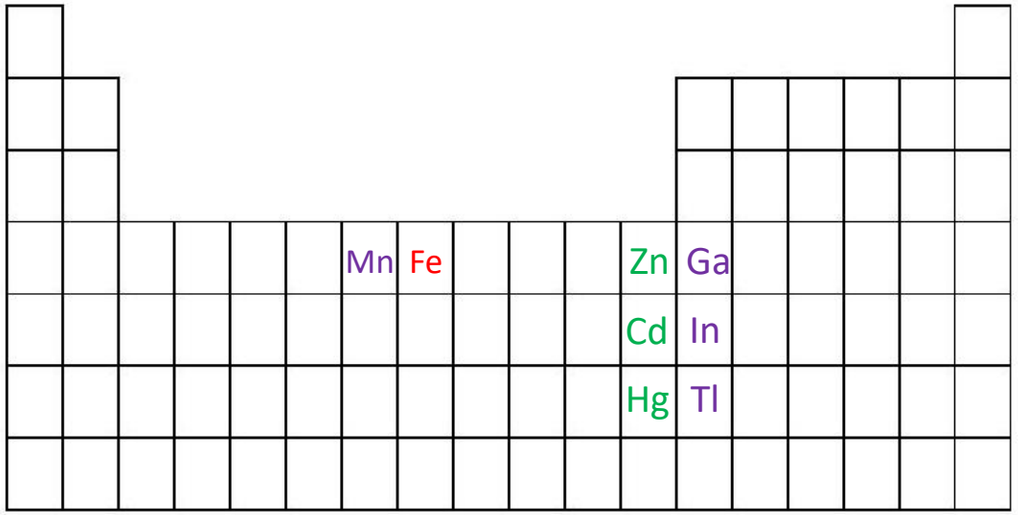
N – $1s^2\,2s^2 2p^3$

O – $1s^2\,2s^2 2p^4$

F – $1s^2\,2s^2 2p^5$

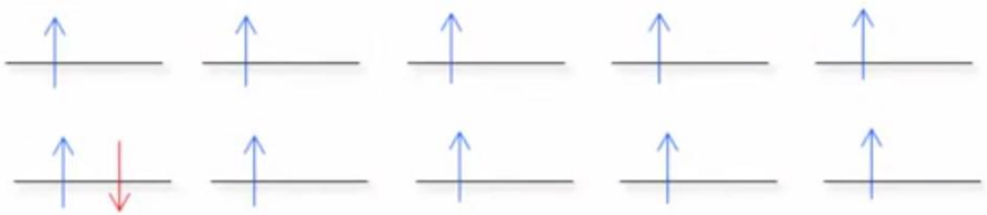
Ne – $1s^2\,2s^2 2p^6$





	1ª E. I.	2ª E. I.	3ª E. I.
Mn	717,4	1509,0	3248,3
Fe	759,3	1561,0	2957,3

Mn – [Ar]$3d^5$ Fe – [Ar]$3d^6$



Zn – 906,4 kJ/mol Ga – 578,8 kJ/mol

Cd – 867,7 kJ/mol In – 558,3 kJ/mol

Hg – 1007,0 kJ/mol Tl – 589,3 kJ/mol

Zn – [Ar]$3d^{10}$

Ga – [Ar]$3d^{10}4p1$

Afinidade Eletrônica (eletroafiniade)

Energia **envolvida** para se **adicionar** um mol de elétrons a um mol de átomos, no estado gasoso

$$X(g) + e^-(g) \longrightarrow X^-(g) \qquad E_{ea}(X) = E(X) - E(X^-)$$

- Processo de formação de ânions
- Processo endotérmico ou exotérmico para 1° A.E
- Os valores da 2° A.E sempre são endotérmicos

$$O_{(g)} + e^- \rightarrow O^-_{(g)} \qquad A.E = +141,0 kJ/mol \qquad \Delta H_{G.E.} = -141,0 kJ/mol$$

Exotérmico

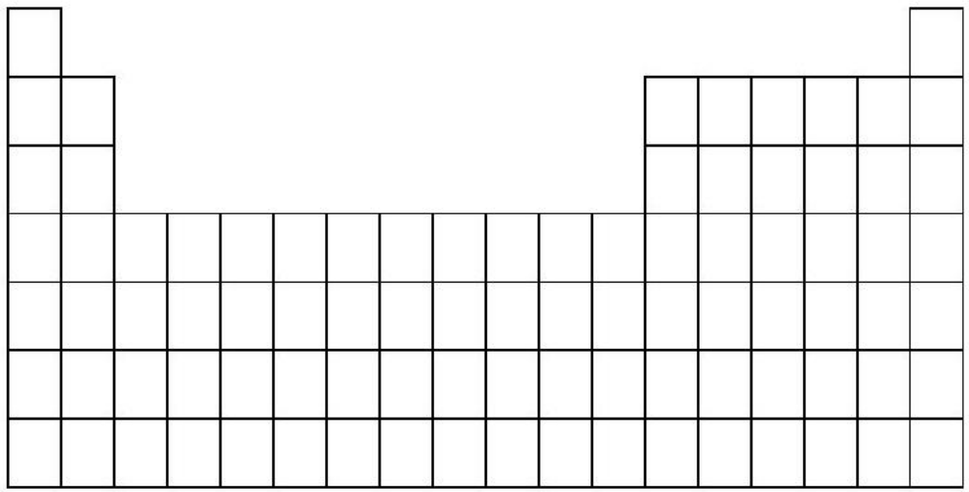
$$O^-_{(g)} + e^- \rightarrow O^{2-}_{(g)} \qquad A.E = -844,0 kJ/mol \qquad \Delta H_{G.E.} = +844,0 kJ/mol$$

Endotérmico

Quanto mais positiva for a Afinidade Eletrônica (ou mais negativa for a entalpia de ganho de elétrons), maior será a tendência a formar ânions

↓

Ametais

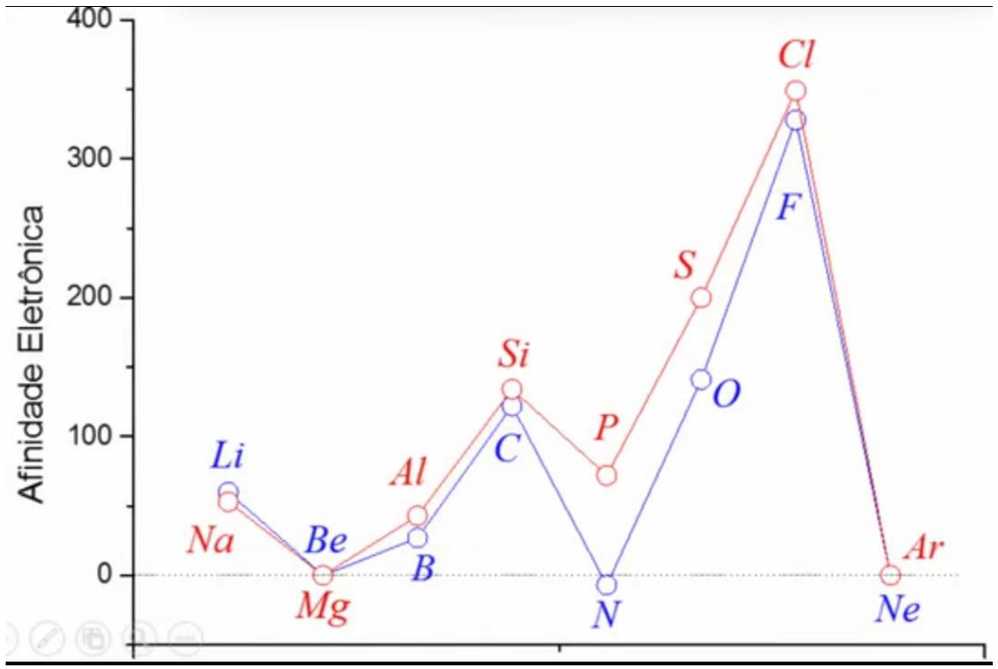


Ao longo do período, quanto maior for a carga nuclear efetiva, maior será a afinidade eletrônica

↓

Ao longo do grupo, quanto mais níveis de energia tiver o átomo, maior será a afinidade eletrônica porque "ameniza" a repulsão eletrônica

	1	2	13	14	15	16	17	18
								H +73
								He <0
2	Li +60	Be ≤0	B +27	C +122	N −7	O +141 −844	F +328	Ne <0
3	Na +53	Mg ≤0	Al +43	Si +134	P +72	S +200, −532	Cl +349	Ar <0
4	K +48	Ca +2	Ga +29	Ge +116	As +78	Se +195	Br +325	Kr <0
5	Rb +47	Sr +5	In +29	Sn +116	Sb +103	Te +190	I +295	Xe <0
6	Cs +46	Ba +14	Tl +19	Pb +35	Bi +91	Po +174	At +270	Rn <0



Li – $1s^2\ 2s^1$

Be – $1s^2\ 2s^2$

B – $1s^2\ 2s^2 2p^1$

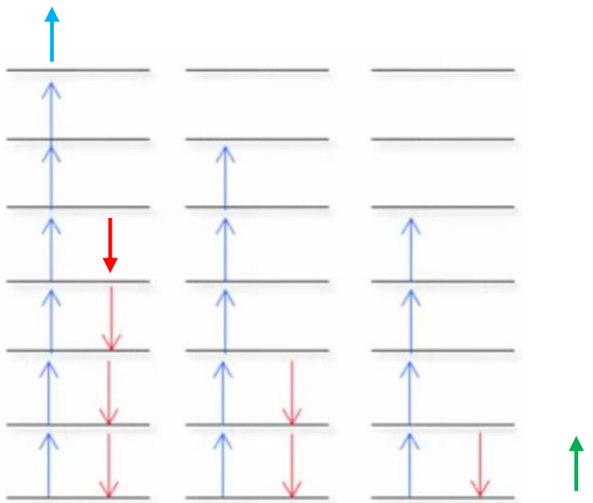
C – $1s^2\ 2s^2 2p^2$

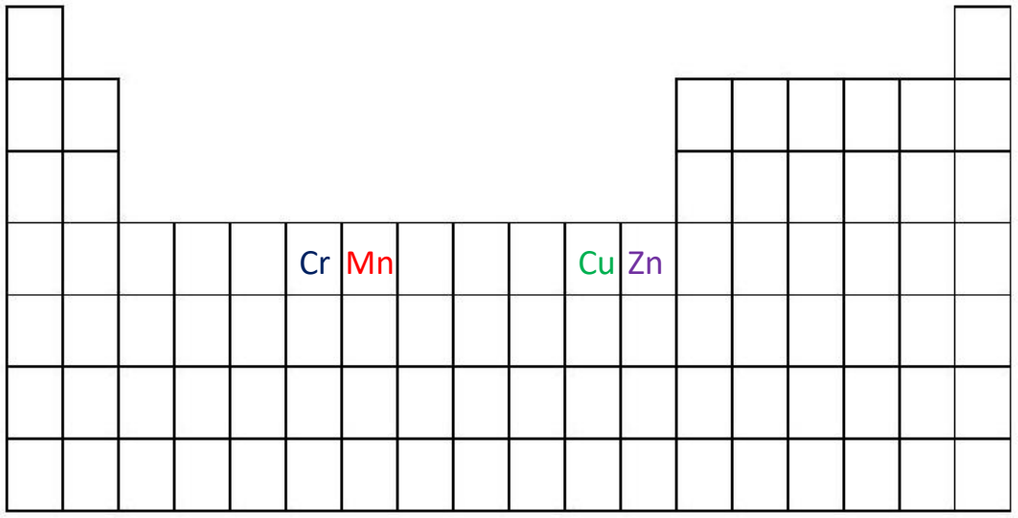
N – $1s^2\ 2s^2 2p^3$

O – $1s^2\ 2s^2 2p^4$

F – $1s^2\ 2s^2 2p^5$

Ne – $1s^2\ 2s^2 2p^6$





A **simetria dos orbitais** tem forte influência nos valores da afinidade eletrônica

É a propriedade mais "**aperiódica**"

$Cr \quad +64,0 kJ/mol$

$Mn \quad -50,0 kJ/mol$

$Cr - [Ar]\ 4s^1\ 3d^5$

$Mn - [Ar]\ 4s^2\ 3d^5$

$Cu \quad +119,0 kJ/mol$

$Zn \quad -60,0 kJ/mol$

$Cu - [Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$

$Zn - [Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}$

Eletronegatividade

É a capacidade que um determinado átomo tem em atrair o par de elétrons de uma ligação química para mais perto de si

$$\xrightarrow{\text{eletronegatividade}}$$

$$Cl, N, O, F$$

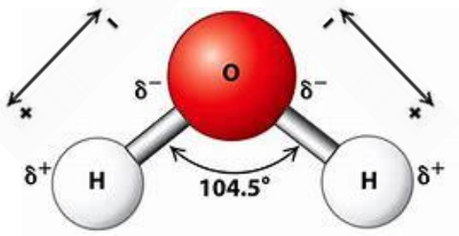
$Cl \quad +349kJ/mol$

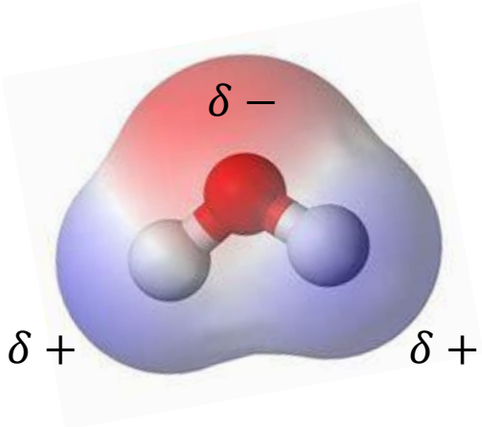
$N \quad -7kJ/mol$

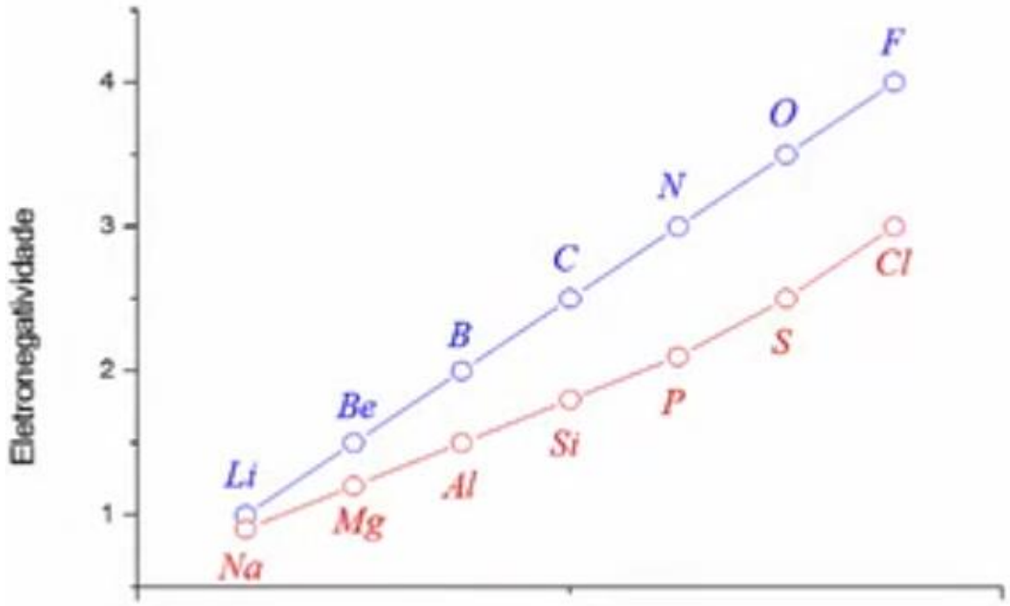
$O \quad +141kJ/mol$

$F \quad +358kJ/mol$

Eletronegatividade, e afinidade eletrônica são propriedades independentes







Afinidade Eletrônica → Ganho de elétrons

Eletronegatividade → Atração de elétrons

Propriedades Periódicas

* RAIO ATÔMICO *

↳ ocorre a medida que o número atômico de um elemento aumenta.

↳ é calculado: distâncias entre os núcleos.

$_{3}Li \rightarrow 1s^2 2s^1$

$_{11}Na \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

maior Z → menor R.A

{ Raio do cátion ⟶ menor que o átomo
{ Raio do ânion ⟶ maior que o átomo.

* AFINIDADE ELETRÔNICA *

↳ energia liberada por um átomo no estado gasoso ao receber 1 elétron.

↳ ↑AE : ↓R.A

↳ é mais difícil retirar ē, por isso a energia é maior.

• Exceto gases nobres.

Ex: $_{12}X \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ → ↓A.E

$_{17}Y \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ → ↑A.E

* ELETRONEGATIVIDADE *

↳ capacidade de atrair elétrons de uma ligação.

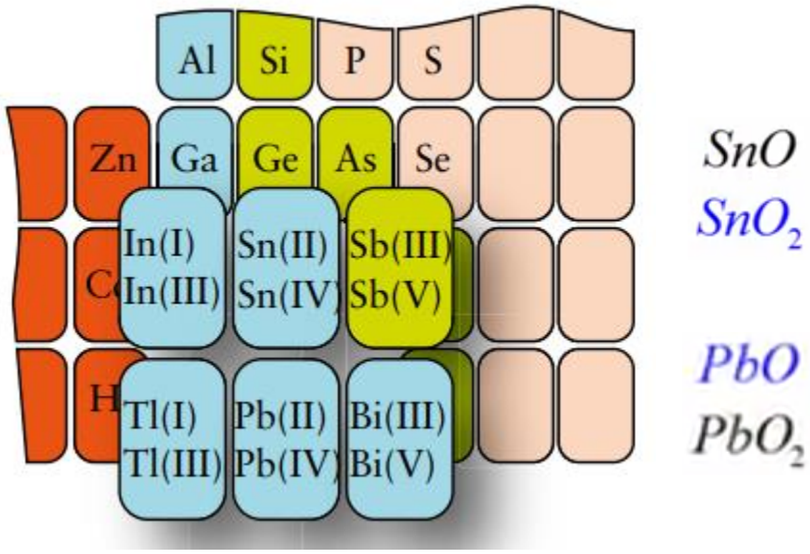
F O N Cl Br I S C P H

eletronegatividade crescente.

@Sanhedr...

O efeito do par inerte

É a tendência de formar íons de carga duas unidades a menos do que o esperado para o número do grupo



In –[Kr]$5s^2 4d^{10} 5p^1$ Sn –[Kr]$5s^2 4d^{10} 5p^2$ Sb –[Kr]$5s^2 4d^{10} 5p^3$

Tl –[Xe]$6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^1$ Pb –[Xe]$6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^2$ Bi –[Xe]$6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^3$

Ocorre pela **diferenciação de energia** dos orbitais **s** e **p**

↓

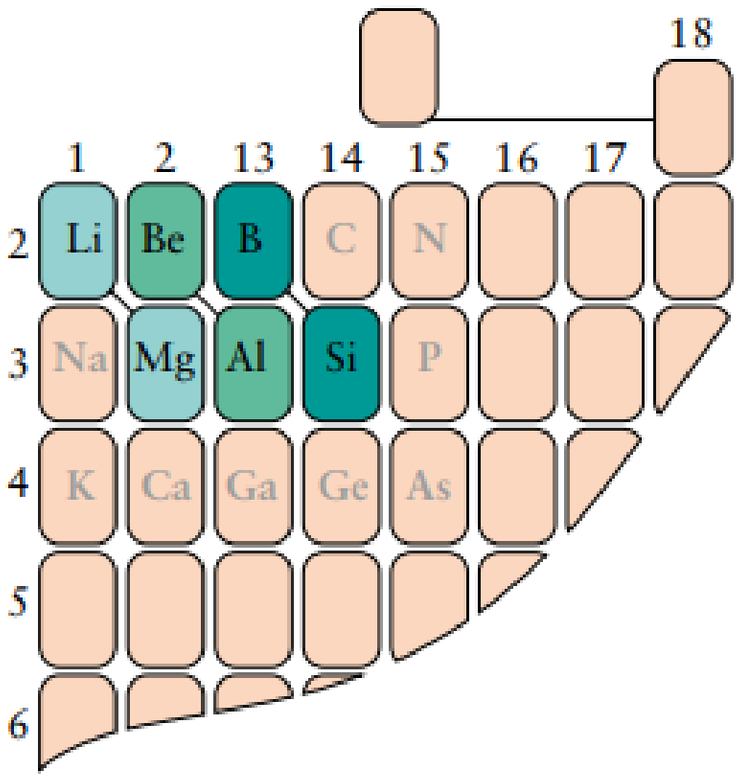
O orbital s possui **maior efeito de penetração,** e portanto **mais atraídos** pelo núcleo

↓

O efeito é intensificado com o **aumento da carga nuclear efetiva** devido aos orbitais **d** e **f**

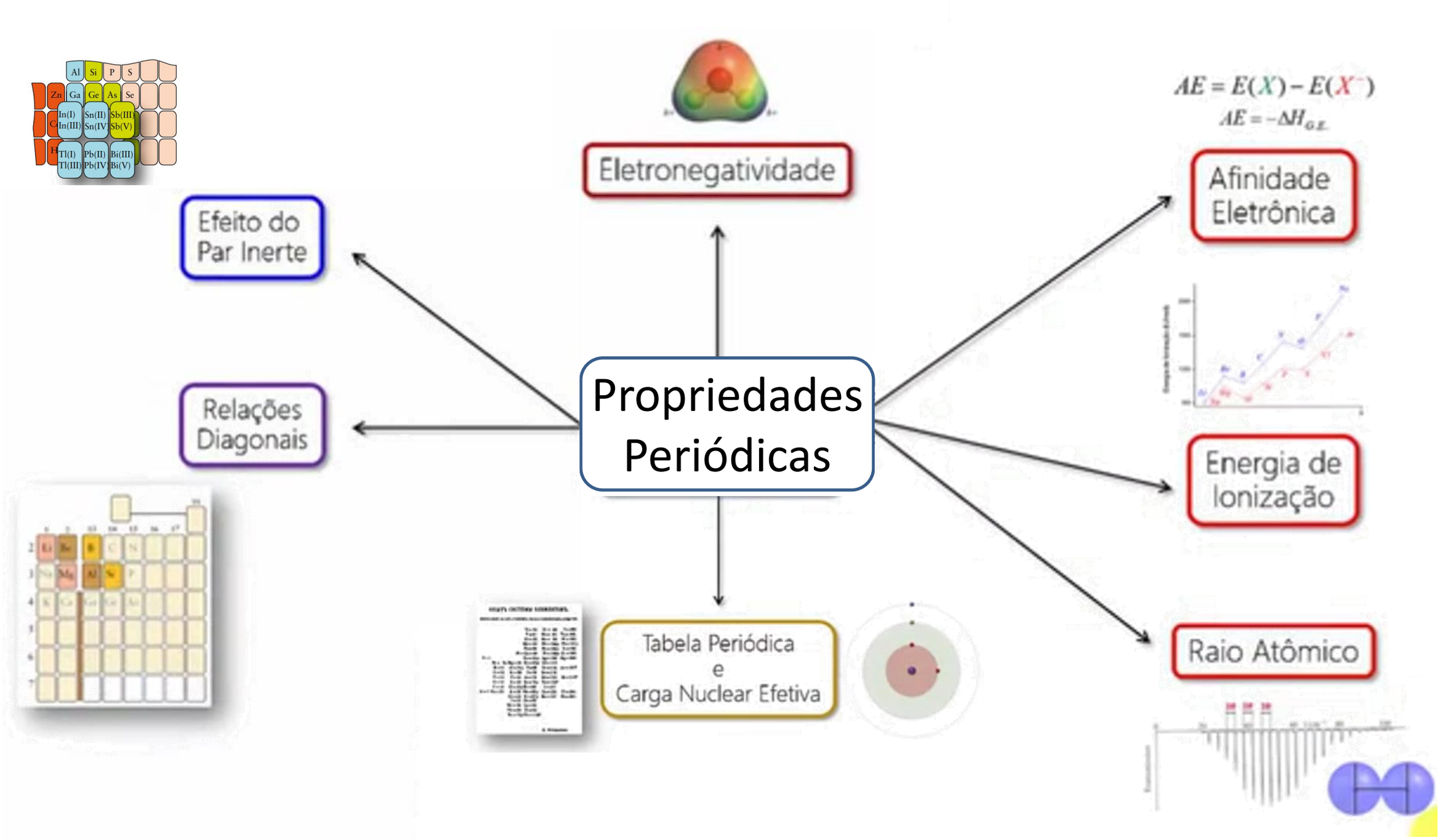
Relações Diagonais

Os pares de elementos com relação diagonal mostram, com frequência, propriedades químicas semelhantes



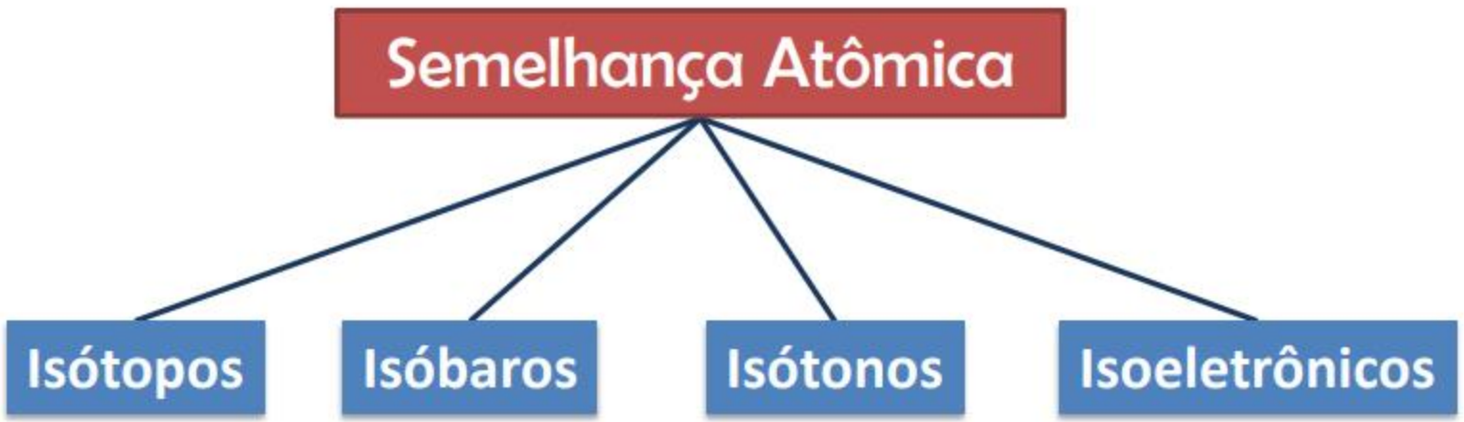
o lítio e o magnésio reagem diretamente com o nitrogênio para formar nitretos.

o alumínio, o berílio reage com ácidos e bases


Propriedades Periódicas
Eletronegatividade
Afinidade Eletrônica
$AE = E(X) - E(X^-)$
$AE = -\Delta H_{GE}$
Energia de Ionização
Raio Atômico
Tabela Periódica e Carga Nuclear Efetiva
Efeito do Par Inerte
Relações Diagonais

Semelhanças atômicas

Pode-se classificar os átomos quanto às suas semelhanças, no que se refere às partículas fundamentais – prótons, nêutrons e elétrons – e ao seu número de massa.

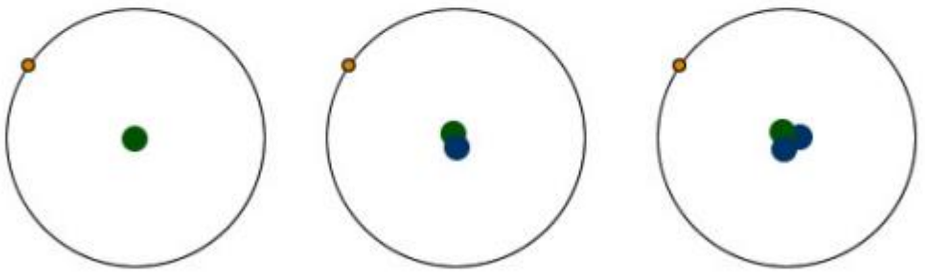


Isotopia

Corresponde à semelhança atômica na qual os átomos apresentam o mesmo número de prótons no núcleo, mas apresentam número de nêutrons diferente.

Isótopos são átomos com mesmo número atômico (Z) e massa (A) diferente

Isótopos do Hidrogênio



Prótio	Deutério	Trítio
1 próton	1 próton 1 nêutron	1 próton 2 nêutrons
99,98%	0,0184%	0,0016%

São átomos do mesmo elemento e "ocupam" o mesmo lugar na tabela periódica.

Isobaria

Corresponde à semelhança atômica na qual os átomos apresentam o mesmo número de massa, ou seja, a mesma quantidade total de partículas no núcleo, mas diferem no número de prótons.

Isóbaros são átomos que possuem o mesmo número de massa (A)

40	40
Ca	Ar
20	18
A = 40	A = 40
Z = 20	Z = 18

São átomos de diferentes elementos, isto é, com diferentes números atômicos

Isotonia

Ocorre quando os átomos são agrupados por possuírem mesmo número de nêutrons, com prótons e massas diferentes.

Isótonos são átomos que possuem o mesmo número de nêutrons (n)

$^{23}_{11}Na$

Z	11
A	23
p	11
n	12
e^-	11

$^{24}_{12}Mg$

Z	12
A	24
p	12
n	12
e^-	12

Espécies isoeletrônicas

As espécies que possuem o mesmo número de elétrons, sejam átomos neutros ou íons, são classificadas como isoeletrônicas.

Isoeletrônicos são átomos ou íons que possuem o mesmo número de elétrons

$^{23}_{11}Na^{+}$

Z	11
A	23
p	11
n	12
e^-	10

$^{16}_{8}O^{2-}$

Z	8
A	16
p	8
n	8
e^-	10

$^{20}_{10}Ne$

Z	10
A	20
p	10
n	10
e^-	10

RELAÇÕES ATÔMICAS

ISÓTOPOS	ISÓBAROS	ISÓTONOS	ISOELETRÔNICOS
Z =	Z ≠	Z ≠	Z ≠
A ≠	A =	A ≠	A ≠
n ≠	n ≠	n =	é =

EXERCÍCIOS

1) **Determine o número atômico e o número de massa dos átomos A e B, que são isóbaros e apresentam a seguinte representação:**

$$^{5x}_{10+x}\mathrm{A} \qquad\qquad ^{4x+8}_{11+x}\mathrm{B}$$

Resposta:

Se os elementos são isóbaros significa que possuem a mesma massa.

$$\text{Massa de A} = \text{Massa B}$$

Logo,

$$5x = 4x + 8$$
$$5x - 4x = 8$$
$$x = 8$$

Substituindo o valor de x por 8

$$5 \times 8 = \mathbf{40}$$
$$10 + 8 = \mathbf{18}\ \mathrm{A}$$

Número atômico (Z) = **18**
Massa atômica (A) = **40**

$$4 \times 8 + 8 = \mathbf{40}$$
$$11 + 8 = \mathbf{19}\ \mathrm{B}$$

Número atômico (Z) = **19**
Massa atômica (A) = **40**

2) O elemento químico X possui 12 nêutrons e é isótopo do elemento Y, que possui 10 prótons. O elemento Y é isóbaro do elemento Z. Sabe-se que o número de massa de Z é igual a 110.

Determine os números de massa de X e Y.

Resposta:

Se X e Y são isótopos significa que possuem o mesmo número de prótons. Se Y tem 10 prótons, então X também possui 10 prótons.
Logo, para determinar a massa (A) de **X**. Temos:

A = p + n

A= 10 + 12 = **22**

Visto que Y é isóbaro (massas iguais) de Z, cuja a massa é igual a 110.
Logo, a massa de **Y** também será igual a **110**.

EXERCÍCIOS

3) Determine se as espécies são isoeletrônicas ou não. Para isso, considere os seguintes números atômicos das espécies químicas:

S = 16; Cℓ = 17; Ar = 18; K = 19

a) S^{2-} e Cℓ

b) K^{+} e Ar

c) K^{+} e S^{2-}

d) $Cℓ^{-}$ e K^{+}

Resposta:

a) S^{2-} = 16 + 2 = **18** Cℓ = **17**
não são isoeletrônicos

b) K^{+} = 19 – 1 = **18** Ar = **18**
são isoeletrônicos

c) K^{+} = 19 – 1 = **18** S^{2-} = 16 + 2 = **18**
são isoeletrônicos

d) $Cℓ^{-}$ = 17 + 1 = **18** K^{+} = 19 – 1 = **18**
são isoeletrônicos

EXERCÍCIOS

4) A partir dos elementos químicos abaixo, identifique aqueles que são isótonos:

$^{40}_{20}Ca$ $^{12}_{6}C$ $^{14}_{6}C$ $^{16}_{8}O$ $^{40}_{18}Ar$

Resposta:
Massa atômica (A) = prótons (p) + nêutrons (n)

Logo, nêutrons (n) = massa atômica (A) – prótons (p)

Então, temos:

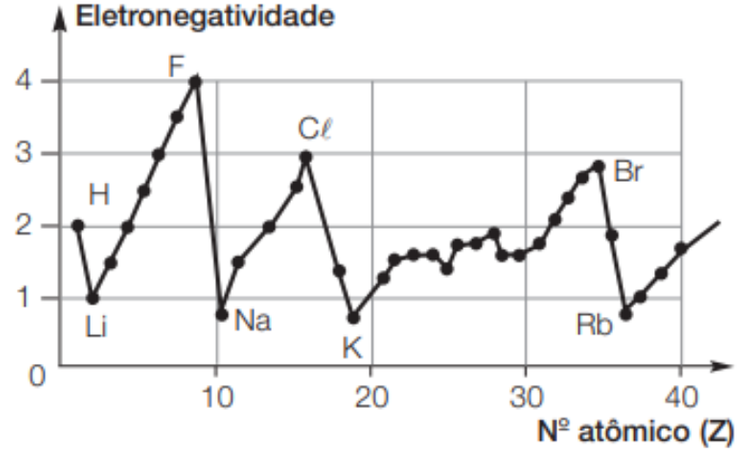
Ca n = 40 – 20 = 20
^{12}C n = 12 – 6 = 6
^{14}C n = 14 – 6 = 8
O n = 16 – 8 = 8
Isótonos (número de nêutrons)
Ar n = 40 – 18 = 22

As espécies químicas:

$$^{16}_{8}O^{2-} \qquad ^{24}_{12}Mg^{2+} \qquad ^{27}_{13}A\ell^{3+} \qquad e \qquad ^{20}_{10}Ne$$

constituem uma série isoeletrônica, isto é, apresentam o mesmo número de elétrons. Disponha-as em ordem crescente de raio.

O gráfico a seguir mostra os valores de eletronegatividade, determinados por Pauling, em função do número atômico. Observe o gráfico e responda às questões de **9** a **14** considerando somente os elementos nele representados.



9. Identifique o elemento mais eletronegativo e o menos eletronegativo.

10. Qual dos metais alcalinos é o mais eletronegativo?

11. Qual dos halogênios é o menos eletronegativo?

1. Compare os raios atômicos dos elementos $_{12}Mg$ e $_{16}S$; $_{19}K$ e $_{9}F$.

2. Compare a 1ª energia de ionização do $_{3}Li$ e do $_{8}O$.

5. Explique por que a 1ª energia de ionização do cloro é maior que a do enxofre.

6. Explique por que a 1ª energia de ionização do enxofre é maior que a do selênio.