



Projeto Próton
UFPeL

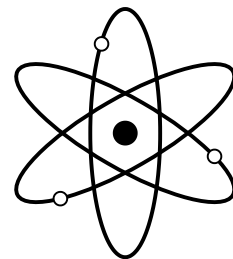
APOSTILA DE REVISÃO 1

Tutor:
Gabriel Gomes



Propriedades da matéria

O que é matéria?



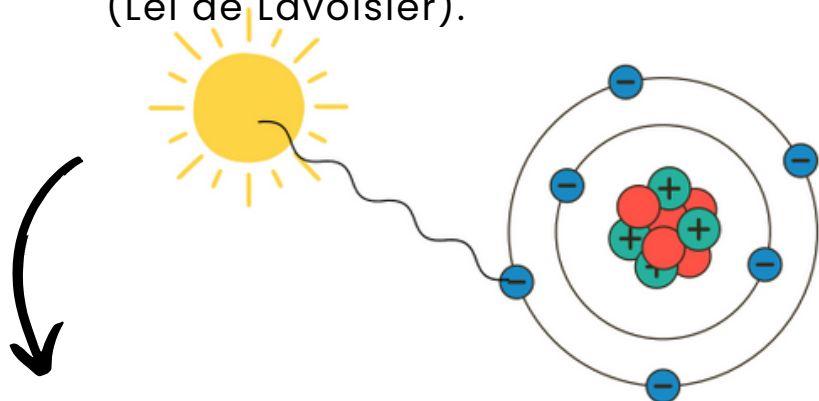
Chamamos de matéria tudo aquilo que possui massa e ocupa lugar no espaço. Tudo o que vemos, tocamos, cheiramos ou sentimos é formado por matéria.

A matéria é constituída por átomos, que podem se combinar de diferentes formas, originando substâncias simples, substâncias compostas e misturas.

Propriedades gerais da matéria

São comuns a todos os tipos de matéria, servindo apenas para descrevê-la, não para identificá-la.

- **Massa:** quantidade de matéria.
- **Volume:** espaço ocupado.
- **Impenetrabilidade:** dois corpos não ocupam o mesmo espaço ao mesmo tempo.
- **Divisibilidade:** a matéria pode ser dividida em partes menores.
- **Compressibilidade:** pode ter o volume reduzido sob pressão.
- **Elasticidade:** volta à forma original após deformação.
- **Inércia:** tende a manter o estado de repouso ou movimento.
- **Indestrutibilidade:** não se destrói, apenas se transforma (Lei de Lavoisier).



- Átomos podem absorver certas frequências luminosas

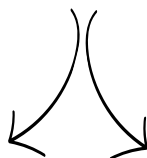
Quando recebem energia (por exemplo, na forma de luz ou calor), esses elétrons podem absorver um fóton e mover-se para um nível mais externo, para o chamado estado excitado.

Logo depois, eles retornam ao nível original, liberando energia em forma de luz visível ou radiação.

Propriedades específicas da matéria

Servem para identificar e diferenciar substâncias.

- **Ponto de fusão (PF):** temperatura em que o sólido se transforma em líquido.
- **Ponto de ebulição (PE):** temperatura em que o líquido se transforma em gás.
- **Densidade (d):** relação entre massa e volume. $d = m/v$
- **Solubilidade:** capacidade de um soluto se dissolver em um solvente a uma dada temperatura
- **Dureza:** capacidade de riscar outro material.
- **Maleabilidade:** capacidade de formar lâminas.
- **Ductibilidade:** capacidade de formar fios.
- **Tenacidade:** capacidade de resistir a impactos sem quebrar.



Propriedades intensivas
Não dependem da quantidade de matéria.
São características de identificação de uma substância.

Exemplos:

- Densidade
- Cor
- Temperatura
- Ponto de fusão
- Ponto de ebulição

Propriedades extensivas
Dependem da quantidade de matéria.
Variam conforme o tamanho da amostra.

Exemplos:

- Massa
- Volume
- Energia



Alguns conceitos

- **Composto:** Resultado da união dos átomos através de ligações químicas

- **Substância simples:** Formada por apenas 1 elemento;

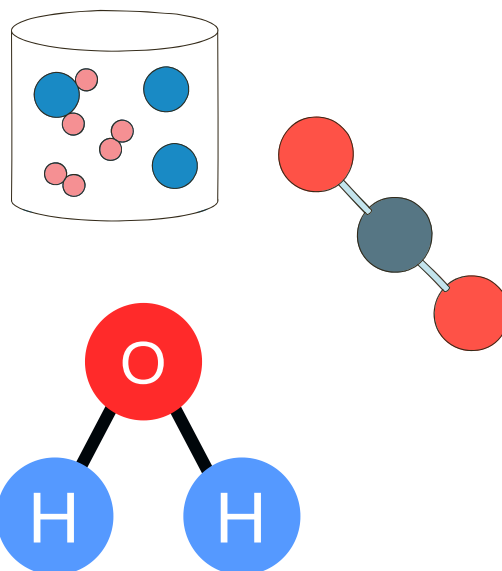


- **Substância composta:** Formada por 2 ou mais elementos;



- **Mistura:** Formada por duas ou mais substâncias, podendo haver ou não uma reação química; Ex.: Água e açúcar.

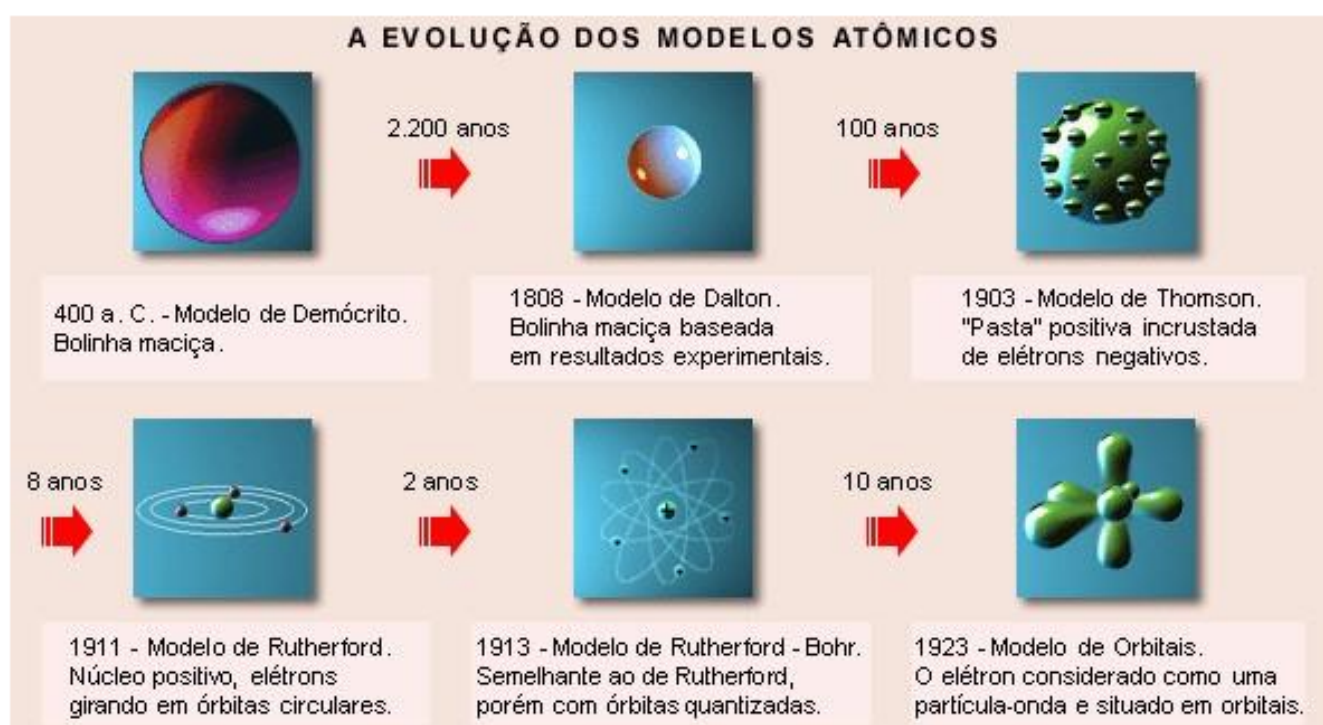
- Pode ser homogênea ou heterogênea



Modelos Atômicos e Números Quânticos

A Química se preocupa com o estudo da matéria e tudo aquilo que está relacionado à matéria e suas transformações. Buscando a palavra em Latim, matéria significa "aquilo de que uma coisa é feita". Matéria é tudo aquilo que compõem as coisas, que ocupa espaço, que tem massa e que pode impressionar os nossos sentidos. Então, estudar a estrutura da matéria significa estudar a forma como a matéria é organizada e de que ela se compõe e todas as transformações que envolvem.

A partir do reconhecimento de que toda a matéria é formada por átomos, podemos conhecer a evolução dos modelos atômicos.



<http://www.ebah.com.br/content/ABAAAek5wAH/modelo-atomico-a-tabela-periodica> (acesso em 02/06/2017).

Dalton (1808): o átomo é indivisível, maciço, e cada elemento possui átomos idênticos.

Thomson (1898): propõe o modelo do "pudim de passas", com elétrons imersos em uma esfera positiva.

Rutherford (1911): descobre o núcleo atômico; o átomo é majoritariamente espaço vazio.

Bohr (1913): os elétrons orbitam o núcleo em camadas de energia, chamadas de eletrosféra.

Modelo Quântico Atual: os elétrons se localizam em orbitais, regiões de maior probabilidade, com base na Mecânica Quântica.

Características do átomo

Número Atômico (Z) É um número determinado experimentalmente, característico de cada elemento químico e representa o número de prótons contidos no núcleo. O que diferencia um elemento químico de outro é o número de prótons em seu núcleo.

Em um átomo eletricamente neutro, o número atômico é igual ao número de elétrons

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

Ex: Todos os átomos de Sódio possuem **11 prótons**; portanto, número atômico (Z) é igual a 11. Todos os átomos de Ferro possuem **26 prótons**; portanto, número atômico (Z) é igual a 26

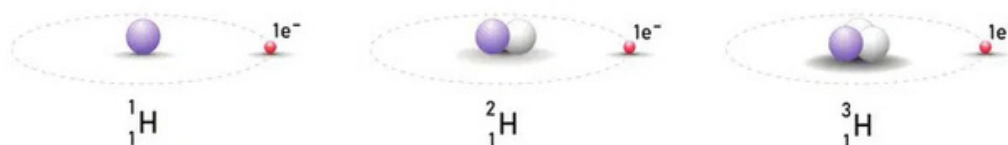
Número de Nêutrons (n): Em um átomo neutro, o número de cargas positivas (prótons) é igual ao número de cargas negativas (elétrons).

Também pode ser dado pela diferença entre o Número de massa (A) e o Número atômico (Z).

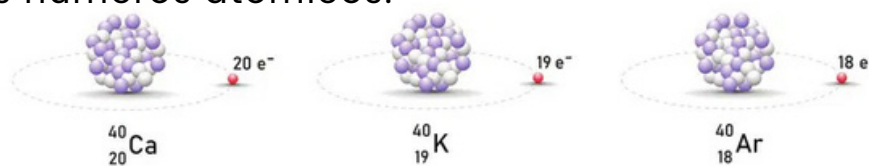
$$n = A - Z \text{ ou } n = A - P$$

Semelhanças químicas: Isótopos, isóbaros e isótonos

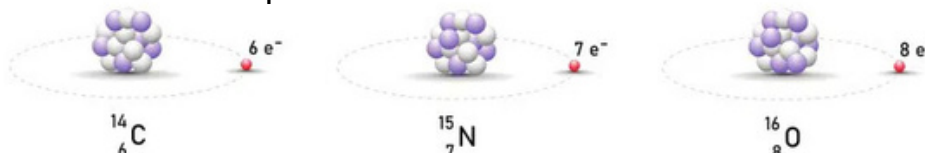
Isótopos são átomos com o mesmo número atômico e diferentes números de massa, devido aos diferentes números de nêutrons nos seus núcleos. Como se trata de mesmo número atômico, temos o mesmo elemento químico, com propriedades muito parecidas.



Isóbaros são átomos que possuem o mesmo número de massa (A) e diferentes números atômicos.



Isótonos são átomos que possuem igual número de nêutrons, diferentes números de prótons e diferentes números de massas, por exemplo:



Princípios Fundamentais da Mecânica Quântica

Princípio da Incerteza de Heisenberg: estabelece que é impossível determinar, com precisão absoluta e simultaneamente, a posição e a velocidade de uma partícula como o elétron. Isso altera completamente a ideia de trajetórias fixas e justifica a descrição probabilística nos orbitais.

Conceito de Orbital: regiões no espaço ao redor do núcleo onde a probabilidade de encontrar o elétron é máxima. Os orbitais possuem formas distintas de acordo com o subnível de energia: s (esférico), p (halteres), d (duplos halteres) e f (formas complexas).

Princípio da Exclusão de Pauli: dois elétrons no mesmo orbital não podem ter os mesmos quatro números quânticos. Isso limita o número de elétrons por orbital a 2.

Regra de Hund: ao distribuir elétrons em orbitais de mesma energia, deve-se primeiro colocar um elétron em cada orbital com spins paralelos antes de adicionar o segundo elétron com spin oposto em um orbital. Isso reduz a repulsão e estabiliza o átomo.

Números Quânticos

Cada elétron em um átomo é descrito por um conjunto exclusivo de quatro números quânticos. Eles indicam a localização e o comportamento do elétron dentro do átomo:

Número Quântico Principal (n)

O que define: Nível de energia (camada eletrônica).

Valores possíveis: $n=1,2,3,\dots$

Número Quântico secundário (l)

O que define: Forma do orbital e subnível.

Valores possíveis: de 0 até $(n-1)$

l	Subnível	Nº de Orbitais
0	s	1
1	p	3
2	d	5
3	f	7

Número Quântico Magnético (m_l)

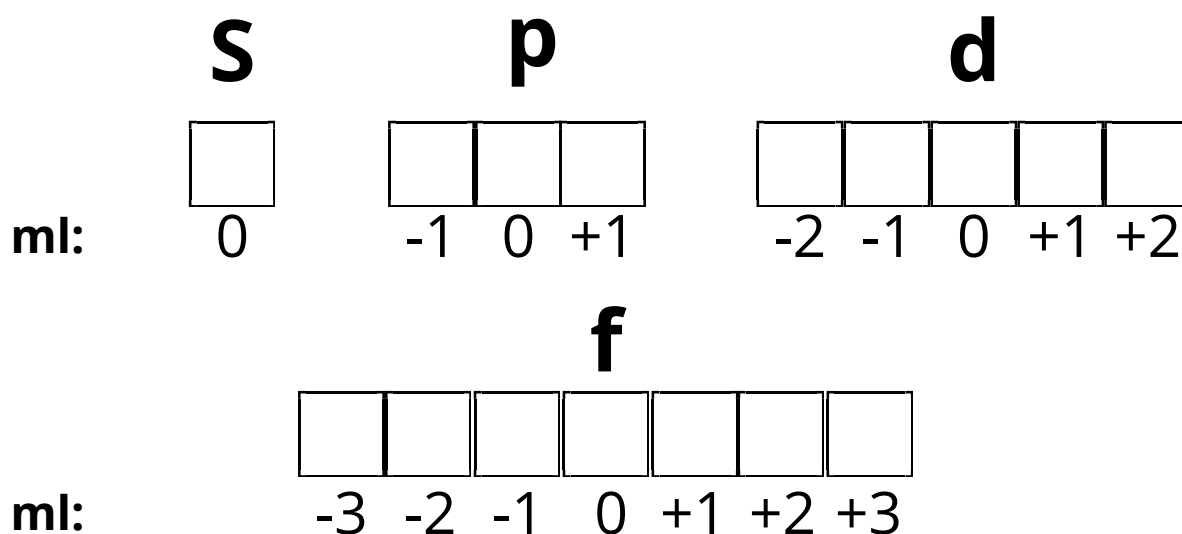
O que define: Orientação espacial do orbital.

Valores possíveis: $-l \leq m_l \leq l$ (inteiros).

Número Quântico de Spin (m_s)

O que define: Rotação do elétron.

Valores possíveis: $+1/2$ ($\uparrow$) ou $-1/2$ ($\downarrow$). **m_s :** $\uparrow$ $\uparrow\downarrow$
 $+1/2$ $-1/2$



Exemplos práticos :

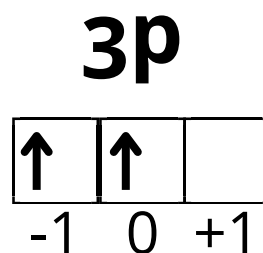
Um elétron possui os seguintes números quânticos: $n = 3$, $l = 1$, $m_l = 0$, $m_s = +1/2$. Desenhe os orbitais:

$n = 3 \rightarrow 3^{\text{a}}$ camada

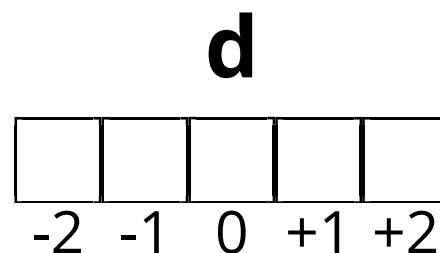
$l = 1 \rightarrow$ subnível p

$m_l = 0 \rightarrow$ orbital central (entre os três orbitais p)

$m_s = +1/2 \rightarrow$ primeiro elétron inserido neste orbital



Quando $l = 2$, quais são os valores possíveis de m_l ?



Resolução: Quando l é igual a 2 estamos nos referindo ao subnível d, que contém 5 orbitais, logo, o m_l pode ser $-2, -1, 0, +1, +2$

Distribuição Eletrônica

A distribuição eletrônica representa a forma como os elétrons de um átomo são distribuídos nos seus níveis e subníveis de energia. A ordem de preenchimento dos subníveis segue o diagrama de Linus Pauling, que respeita a energia crescente dos orbitais:

Ordem de preenchimento:

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

Capacidade máxima dos subníveis:

Subnível s: 2 elétrons

Subnível p: 6 elétrons

Subnível d: 10 elétrons

Subnível f: 14 elétrons

Camada de Valência

A camada de valência é a última camada eletrônica de um átomo (a mais externa), onde ficam os elétrons que participam de ligações químicas. Esses elétrons determinam as propriedades químicas do elemento.

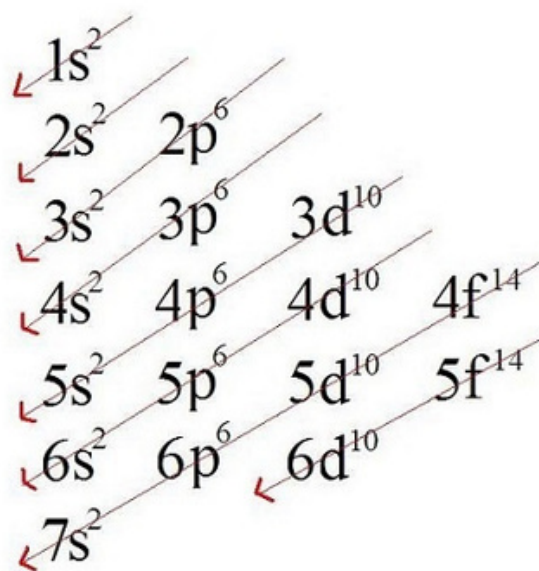


Diagrama de Linus Pauling

Distribuição através da tabela periódica

Tabela Periódica dos Elementos

																		Metals Alkaline Metals Alkaline-terreous Metals of transition Lanthanides										Gasoso Sólido Líquido Gases nobres																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																		
1A																		2A																		3A		4A		5A		6A		7A		8A																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
1	H 1.008 Hydrogênio hidrógeno																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																													

Etapa 1: Pegue o Número Atômico (Z)

Exemplo: Bromo (Br) → Z = 35

Etapa 2: Identifique o Último Elétron (Usando a Tabela Periódica como Guia)

IUPAC Periodic Table of the Elements

Key:
atomic number
Symbol
name
standard atomic weight

ns

(n-1)d

np

(n-2)f

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 8 January 2010.

Períodos: Representam a camada energética (n) →

Grupos: Representam o número de elétrons ↓

Etapa 3: Encontre o bloco do elemento (s, p, d, f) olhando sua posição na tabela

Bloco s: Grupos 1 e 2. **ns**

Bloco p: Grupos 13–18. **np**

Bloco d: Grupos 3–12 (metais de transição). **(n-1)d**

Bloco f: Linhas separadas embaixo (Lantanídeos/Actinídeos). **(n-2)f**

Para o Br (Grupo 17) → Bloco p.

Descubra o período → Br está na 4ª linha → Período 4

Descubra o número de elétrons → Br está no grupo 17 subnível p, que pode comportar 6 elétrons → como ele está em penúltimo, pode comportar 5 elétrons

Logo, seu último elétron será 4p⁵

Etapa 4: Preencha os Subníveis Anteriores (Ordem Energética)

Use a ordem de preenchimento (1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p...):
Até o subnível anterior ao último (4p⁵):

1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s², 3d¹⁰, 4p⁵.

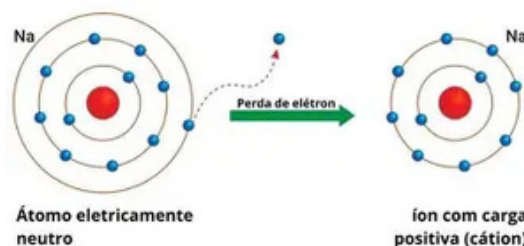
Configuração simplificada: [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁵.

Íons

Um átomo neutro pode ganhar ou perder elétrons, originando íons:

Cátion: perde elétrons → carga positiva

Ânion: ganha elétrons → carga negativa



Exemplo

Distribuição eletrônica do sódio (Na)

Número atômico $Z = 11 \rightarrow$ possui 11 elétrons no estado neutro.

Distribuição eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ou $[\text{Ne}] 3s^1$

Distribuição do íon sódio (Na^+)

Perde 1 elétron → perde do subnível com maior n ($3s^1$)

Nova distribuição: $1s^2 2s^2 2p^6$ ou $[\text{Ne}]$

Distribuições especiais (anomalias)

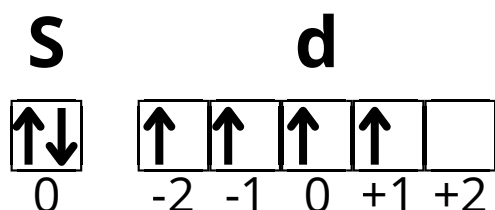
Alguns elementos apresentam uma configuração diferente da esperada para maior estabilidade dos orbitais d:

Cromo (Cr, $Z = 24$): esperado $\rightarrow [\text{Ar}] 4s^2 3d^4 \rightarrow$ real: $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$

Cobre (Cu, $Z = 29$): esperado $\rightarrow [\text{Ar}] 4s^2 3d^9 \rightarrow$ real: $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$

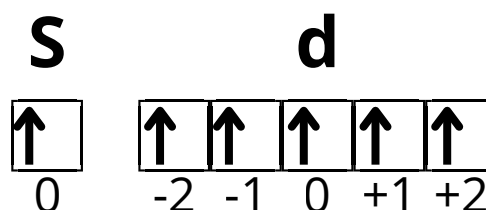
Essas distribuições especiais ocorrem porque subníveis meio-cheios ou totalmente cheios são mais estáveis.

Esperado (Cr)



Instável

Real (Cr)



Estável

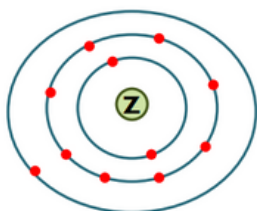
Propriedades Periódicas

Carga Nuclear Efetiva (Z_{ef})

A Z_{ef} é a atração efetiva que o núcleo (+) exerce sobre os elétrons de valência (-).

Embora o número de prótons aumente ao longo do período, os elétrons adicionais geralmente se localizam na mesma camada, o que resulta em um aumento da força de atração sobre os elétrons externos. Isso ocorre porque a blindagem exercida pelos elétrons das mesmas camadas é relativamente pequena.

- Z_{ef} aumenta da esquerda para a direita ao longo do período, influenciando diretamente o comportamento de propriedades como raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica e eletronegatividade.
- Z_{ef} diminui levemente de cima para baixo devido ao aumento do número de camadas e maior efeito de blindagem.



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

Z: Nº atômico do elemento
S: Nº médio de elétrons que está entre o núcleo e o elétron em questão.

$$Z_{ef} = 11 - 10 = 1$$

Efeito de Blindagem (ou proteção eletrônica)

- O efeito de blindagem ocorre quando os elétrons das camadas internas reduzem a atração entre o núcleo (+) e os elétrons da camada de valência (-).
- Esse efeito explica por que os elétrons externos sentem uma força atrativa menor do que a força total exercida pelos prótons do núcleo.
- O aumento do número de camadas eletrônicas acentua o efeito de blindagem.
- A blindagem é um fator que reduz a Z_{ef}.

A Tabela Periódica organiza os elementos com base em suas propriedades químicas e físicas. Essa organização revela tendências periódicas que se repetem em intervalos regulares. O comportamento dessas propriedades é explicado com base em conceitos fundamentais como a carga nuclear efetiva e o efeito de blindagem.

Tabela Periódica dos Elementos

Legend:

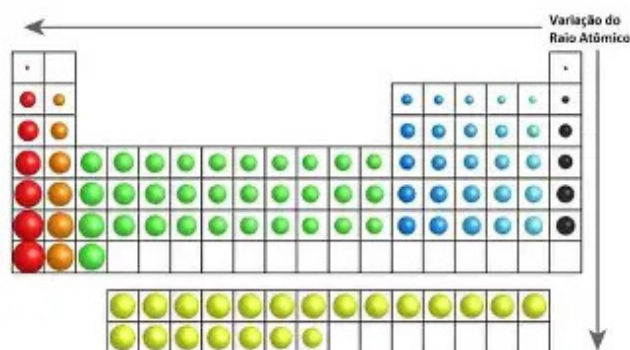
- Metals Alkalinos (Yellow)
- Metals Alkalino-terreos (Light Yellow)
- Metals de transição (Blue)
- Lantanídeos (Pink)
- Actinídeos (Purple)
- Gases (H) (Light Blue)
- Sólido (C) (Light Green)
- Líquido (Hg) (Light Blue)

Lanthanides: La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu.

Actinides: Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr.

Raio Atômico

Distância média entre o núcleo do átomo e os elétrons da camada de valência.

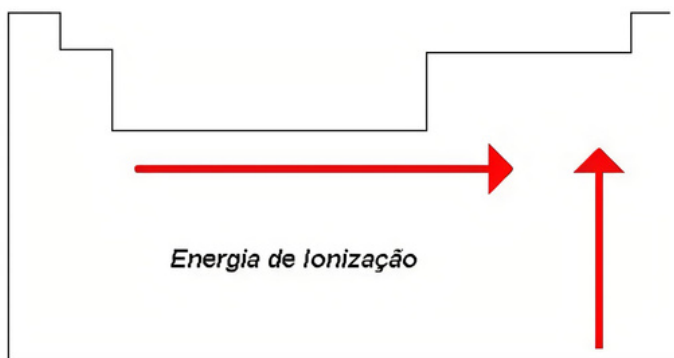


Tendência: aumenta ao descer nos grupos (mais camadas eletrônicas) e diminui ao longo dos períodos (Zef maior contrai a nuvem eletrônica).

Exceção: Alumínio tem raio ligeiramente maior que o magnésio devido à entrada de elétrons no subnível p, que é mais difuso.

Energia de Ionização

É a energia necessária para remover um elétron de um átomo no estado gasoso.



Tendência: aumenta ao longo dos períodos (maior Zef dificulta a remoção) e diminui nos grupos (mais camadas → elétrons mais afastados e menos atraídos).

Relação com o raio atômico: quanto menor o raio, maior a energia de ionização.

Exceções:

Be > B

Isso ocorre porque o berílio possui um orbital s completo, o que torna mais difícil remover um elétron. Por outro lado, o boro, com seu último subnível p menos estável, tem uma energia de ionização menor, facilitando a remoção de um elétron.

N > O

Nitrogênio: A configuração $2p^3$ é mais estável porque os 3 elétrons estão em orbitais separados, sem repulsão entre elétrons.

- Isso torna mais difícil remover um elétron (EI alta).

Oxigênio: A configuração $2p^4$ tem 2 elétrons no mesmo orbital, causando repulsão eletrônica.

- O elétron emparelhado é mais fácil de remover (EI menor).

Afinidade Eletrônica

Energia liberada quando um átomo no estado gasoso ganha um elétron.



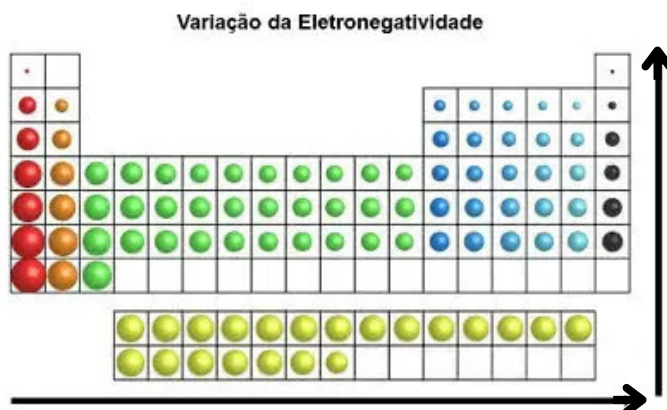
Tendência: aumenta ao longo do período (Zef maior favorece atração do novo elétron) e diminui nos grupos (maior raio → menor atração).

Relação com eletronegatividade: átomos com alta afinidade eletrônica geralmente possuem alta eletronegatividade.

Exceções: gases nobres e alcalino-terrosos têm afinidade eletrônica muito baixa ou positiva devido à estabilidade elevada de seus orbitais

Eletronegatividade

Capacidade de um átomo atrair elétrons em uma ligação covalente.



Tendência: aumenta no período (menor raio, maior Z_{ef}) e diminui no grupo (maior distância entre núcleo e elétrons compartilhados).

Exceção: o hidrogênio, embora esteja no grupo 1, possui alta eletronegatividade devido ao seu pequeno tamanho e ausência de blindagem.

Questão

Organize os elementos Al, B, C, K e Na em ordem crescente de raio.

Ao descer em um grupo da Tabela Periódica, o número de camadas aumenta, o que leva a um aumento do raio atômico, pois os elétrons estão mais afastados do núcleo. Ao avançar em um período, apesar do número de camadas permanecer o mesmo, o número de prótons no núcleo aumenta, o que intensifica a atração nuclear e contrai o raio

C e B estão no 2º período → raio menor. Raio de C é menor que B, pois tem mais prótons

Al e Na no 3º período → raio intermediário. Raio do Al menor que do Na, pois tem mais prótons

K no 4º → raio maior.

Resposta: **C < B < Al < Na < K**