



### Conteúdos referentes ao período de Abril/2026.

Componente Curricular de Ciências da Natureza

Professor(a): Lucas M Vergani

### Orientações referentes à atividade proposta:

*\*Leitura do conteúdo.*

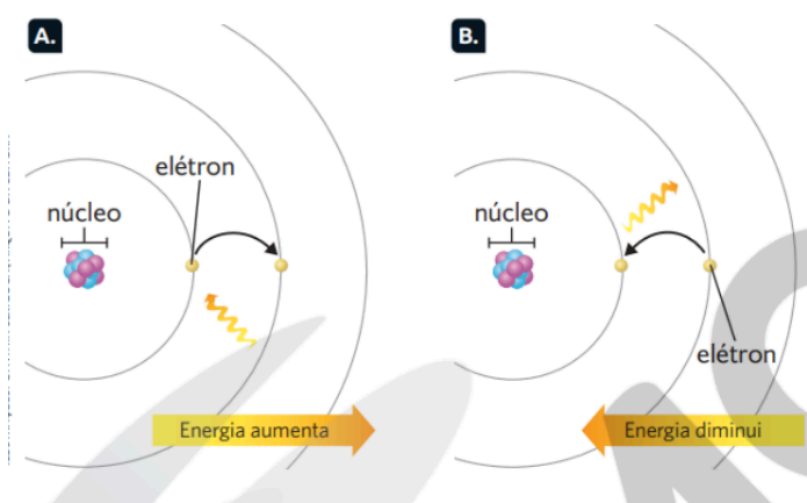
*\*Visualização e análise de imagens e vídeos.*

*\*Organização e aquisição de materiais que possam ser utilizados durante a aula.*

### Modelo Atômico de Rutherford-Böhr

O modelo atômico de Rutherford causou uma grande repercussão na comunidade científica da época, porque não era compatível com as leis da Física Clássica sobre movimento e energia. De acordo com essas leis, a força de atração entre as cargas opostas dos prótons e dos elétrons, deveriam fazer com que estes se chocassem contra o núcleo e colapsassem a estrutura do átomo. As tentativas de explicar como os elétrons conseguiam se manter estáveis ao redor do núcleo desencadearam uma grande revolução na ciência e levaram ao surgimento da Física Quântica. A primeira resposta fundamentada para essa questão surgiu como o físico dinamarquês Niels Böhr, que desenvolveu o conceito de níveis de energia. Segundo Bohr, o elétron só seria estável em órbitas específicas ao redor do núcleo, com níveis específicos de energia, não podendo existir em regiões intermediárias a essas órbitas. A energia das órbitas cresceria proporcionalmente à sua distância em relação ao núcleo, ou seja, os elétrons nas órbitas mais externas possuiriam mais energia do que aqueles nas órbitas mais internas.

**Salto quântico:** Segundo Bohr, um elétron pode mudar momentaneamente de nível, em um “salto quântico” quando absorve ou libera energia.



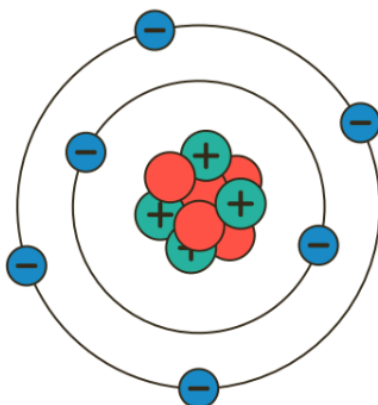
A- O elétron “salta” para uma órbita mais externa ao absorver energia

B- O elétron “salta” novamente para uma órbita mais interna, liberando energia na forma de luz.

O verbo “salta” foi escrito entre parênteses pois não se trata propriamente de um deslocamento no espaço, já que o elétron não pode existir em regiões entre dois níveis de energia. O que acontece é que o elétron deixa de existir na órbita interior e surge na

exterior quando absorve energia, e o processo inverso ocorre quando ele libera energia. O fenômeno do “salto quântico”, descrito no slide anterior, é o que explica o fato de alguns compostos emitirem luzes coloridas quando são expostos a uma chama, como aqueles presentes nos fogos de artifício. O fato da chama do fogão ficar amarela quando derramamos um pouco de água nela também é explicado pelo fenômeno do salto quântico, já que a água normalmente está salgada, e o sal é feito em parte por sódio, que emite luz amarela quando ocorrem transições eletrônicas na eletrosfera.

**Resumo do Modelo de Rutherford-Böhr:** De acordo com o modelo de Rutherford-Bohr, a maior região do átomo fica ao redor do núcleo e contém os elétrons. Ela é chamada eletrosfera. Nela, os elétrons estão em constante movimento. Já as regiões da eletrosfera na qual os elétrons orbitam são conhecidas como camadas eletrônicas ou níveis de energia. O núcleo do átomo é constituído de prótons, partículas de carga positiva, e de nêutrons, partículas eletricamente neutras. Os átomos são eletricamente neutros no seu estado fundamental, o que significa que possuem o mesmo número de prótons e elétrons.



Para os elementos químicos conhecidos e no estado fundamental, a quantidade máxima de elétrons que pode ocupar cada nível de energia é apresentada no quadro a seguir:

Nível de energia	Quantidade máxima de elétrons
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	8

**Tabela Periódica**

**Primeiras tentativas de organização dos elementos químicos:** No começo do século XIX, o número de elementos químicos identificados estava crescendo rapidamente, e os cientistas da época começaram a pensar em formas de organizá-los de uma forma sistemática, buscando encontrar padrões entre as suas propriedades. O primeiro cientista a tentar fazer isso foi John Dalton, autor do primeiro modelo atômico moderno, em 1808. Ele tentou agrupar os elementos conhecidos por ordem crescente de massa atômica, mas não conseguiu achar nenhum padrão que se repetisse ao fazer isso. Um pouco depois, em 1824, o químico alemão Johann Dobereiner percebeu que existiam trincas de elementos com propriedades semelhantes onde a massa atômica do elemento do meio era quase igual a média das massas entre o primeiro e o terceiro. Essas séries de

elementos ficaram conhecidas como tríades de Dobereiner. Apesar de ter feito um avanço importante na organização dos elementos químicos, ainda havia muitos elementos que não se encaixavam nessas tríades.

Lítio	Cálcio	Cloro	Enxofre	Manganês
Sódio	Estrôncio	Bromo	Selênio	Cromo
Potássio	Bário	Iodo	Telúrio	Ferro

Tríades de Döbereiner

O químico inglês John Newlands, em 1865, propôs uma tentativa de organizar os elementos químicos em ordem crescente de massa atômica, descobrindo que as propriedades de cada oitavo elemento se repetiam de forma semelhante à escala musical. A proposta de Newlands foi ridicularizada pelos cientistas da época, mas representou um grande avanço para a sistematização dos elementos químicos, já que a lógica de repetição periódica das propriedades dos elementos é uma das principais características da tabela atual.

**Mendeleev e o nascimento da Tabela Periódica moderna:** O principal problema com as primeiras tentativas de categorização era o fato de que nenhuma delas conseguia incluir todos os elementos, porque muitos elementos ainda não haviam sido identificados. Era uma tarefa parecida com a de tentar montar um quebra cabeças com várias peças faltando sem ter ciência de que essas peças não são capazes de formar um desenho completo. O primeiro cientista a perceber que estava diante de um quebra-cabeças que ainda não possuía todas as peças foi o químico russo Dmitri Mendeleev, em 1869. Mendeleev, que agrupou os elementos por ordem crescente de massa atômica, deixou espaços em branco na sua tabela para elementos que ainda não haviam sido descobertos, prevendo inclusive algumas de suas propriedades. Por conta disso, ele ficou conhecido como o “pai” da tabela periódica moderna.

**A tabela periódica Moderna:** A tabela periódica moderna possui 7 linhas, chamadas de períodos e 18 colunas, chamadas de grupos. Ela atualmente possui 118 elementos, que estão organizados por ordem crescente de número atômico, que representam a quantidade de prótons existentes em cada átomo. O número atômico é como se fosse a identidade do elemento químico. Um átomo de oxigênio é um átomo que possui 8 prótons no seu núcleo, um átomo de nitrogênio é um que possui 7, e um átomo de flúor possui 9, por exemplo. Nem todos os períodos possuem a mesma quantidade de elementos, e isso se dá por conta da diferença na capacidade de armazenar elétrons que observamos em cada nível de energia.

## Tabela Periódica dos Elementos

**Chamada de Atenção para o Mercúrio (Hg):**

- Número atômico (Z): 80
- Símbolo químico: Hg
- Radiativo: Não
- Líquido: Sim
- Gasoso: Não
- Artificial: Não
- Configuração eletrônica: [Xe] 4f<sup>14</sup> 5d<sup>10</sup> 6s<sup>2</sup>
- Massa atômica (A) padrão °C: 200.59

**Legenda:**

- Metals representativos (Verde)
- Metals de transição externos (Azul)
- Metals de transição internos (Amarelo)
- Não metais (Laranja)
- Metais alcalinos (Vermelho)
- Gases nobres (Roxo)
- Hidrogênio (Branco)

**Observações:**

1. Massas atômicas limitadas a cinco algarismos significativos, IUPAC-1989.
2. As massas atômicas dos elementos tecnécio, polônio, radônio e rádio referem-se aos isótopos com meias-vidas mais longas.
3. (\*) As propriedades físicas e químicas desses novos elementos ainda não estão totalmente definidas pela IUPAC.

Na tabela periódica atual, cada elemento está identificado pelo seu símbolo, que é uma sigla de uma ou duas letras, baseada no nome do elemento em latim. Na célula correspondente a cada elemento podemos encontrar seu símbolo, seu nome, seu número atômico e sua massa atômica, que consiste na soma do número de prótons com o número de nêutrons. É possível observar que a maioria dos elementos possui um número decimal de massa atômica, o que pode parecer estranho, já que não existem átomos com quantidades decimais de prótons ou nêutrons em seus núcleos. Isso se dá porque existem átomos que possuem o mesmo número de prótons mas diferentes quantidades de nêutrons no seu núcleo. Eles são chamados de isótopos. A massa atômica de um elemento é dada pela média das massas dos seus isótopos, levando em conta a abundância relativa de cada um. Vamos tomar o Boro como um exemplo: 80% dos isótopos de Boro possuem massa 11 e 20% possuem massa 10. Assim, a massa do Boro é calculada por:

$$\frac{11 \times 80 + 10 \times 20}{100} = 10,8$$

A massa dos elementos é medida em unidades de massa atômica (u). Uma unidade de massa atômica é, oficialmente, 1/12 avos da massa de um átomo de carbono com 6 prótons e 6 nêutrons. Isso nos permite presumir que uma unidade de massa atômica é a massa média entre um próton e um nêutron.

O grupo e o período ocupados por um elemento na tabela nos permitem extrair algumas informações sobre ele: Os períodos indicam qual é o último nível de energia ocupado pelos elétrons de um átomo, O grupo indica o número de elétrons que o elemento tem em seu último nível. Elementos do mesmo grupo possuem propriedades semelhantes. Percebam que muitos dos elementos agrupados por Dobereiner em uma mesma tríade fazem parte do mesmo grupo na tabela periódica moderna.

## Os subníveis de energia e o formato da tabela:

Os sete níveis de energia da eletrosfera podem se dividir em até 4 subníveis de energia. Cada subnível tem uma capacidade máxima de elétrons específica. Os quatro tipos diferentes de subníveis que podemos encontrar em cada nível são:

- subnível s: até 2 elétrons
- subnível p: até 6 elétrons
- subnível d: até 10 elétrons
- subnível f: até 14 elétrons

Nível de energia	Subníveis	Quantidade máxima de elétrons
K	1s	2
L	2s, 2p	8
M	3s, 3p, 3d	18
N	4s, 4p, 4d, 4f	32
O	5s, 5p, 5d, 5f	32
P	6s, 6p, 6d	18
Q	7s, 7p	8

Percebam como a capacidade máxima de cada nível de energia coincide com a soma das capacidades dos subníveis que o formam.

A tabela possui um formato dividido em blocos, onde cada bloco representa o subnível onde fica o elétron de maior energia de cada elemento. O preenchimento dos subníveis de energia se dá sempre daquele de menor energia para o de maior. Dentro de um mesmo nível, a ordem crescente de energia sempre é s, p, d e f. Porém, a ordem de preenchimento nem sempre acompanha a ordem dos níveis: Os subníveis s e p de níveis possuem menos energia do que subníveis f de níveis anteriores, por exemplo. O bloco e o período dentro do bloco que um elemento ocupa nos indicam em qual subnível está localizado o seu elétron de maior energia. A seguir, veremos em mais detalhes como ocorre a ordem do preenchimento a partir da estrutura da tabela.

**Tabela Periódica dos Elementos**

**Bloco s**

1s  
2s  
3s  
4s  
5s  
6s  
7s

Observações:  
 1. Massas atômicas limitadas a cinco algarismos significativos, IUPAC-1989.  
 2. As massas atômicas dos elementos fêrricos, polônio, rádio e vácuo referem-se aos isótopos com massas vívidas mais longas.  
 3. (\*) As propriedades físicas e químicas dos elementos atômicos não estão totalmente definidas pela IUPAC.

### Tabela Periódica dos Elementos

**80** → Configuração eletrônica

**Hg** → Símbolo químico

**Mercurio** → Nome

**200,59** → Massa atômica (A) padrão °C

Radioativo \*  
Líquido  
Gasoso  
Artificial

**Bloco p**

- Metals representativos
- Metals de transição externos
- Metals de transição internos
- Não metais
- Gases nobres
- Hidrogênio

**2p**  
**3p**  
**4p**  
**5p**  
**6p**  
**7p**

**Observações:**  
1. Massas atômicas limitadas a cinco algarismos significativos, IUPAC-1989.  
2. As massas atômicas dos elementos técnico, polônio, rádio e rádio referem-se aos isotópos com meia-vida mais longa.  
3. (\*) As propriedades físicas e químicas desses novos elementos ainda não estão totalmente definidas pela IUPAC.

**80** → Configuração eletrônica

**Hg** → Símbolo químico

**Mercurio** → Nome

**200,59** → Massa atômica (A) padrão °C

Radioativo \*  
Líquido  
Gasoso  
Artificial

**Bloco d (metais de transição)**

- Metals representativos
- Metals de transição externos
- Metals de transição internos
- Não metais
- Gases nobres
- Hidrogênio

**3d**  
**4d**  
**5d**  
**6d**

**Observações:**  
1. Massas atômicas limitadas a cinco algarismos significativos, IUPAC-1989.  
2. As massas atômicas dos elementos técnico, polônio, rádio e rádio referem-se aos isotópos com meia-vida mais longa.  
3. (\*) As propriedades físicas e químicas desses novos elementos ainda não estão totalmente definidas pela IUPAC.

**80** → Configuração eletrônica

**Hg** → Símbolo químico

**Mercurio** → Nome

**200,59** → Massa atômica (A) padrão °C

Radioativo \*  
Líquido  
Gasoso  
Artificial

**Bloco f (metais de transição interna)**

- Metals representativos
- Metals de transição externos
- Metals de transição internos
- Não metais
- Gases nobres
- Hidrogênio

**4f**  
**5f**

**Observações:**  
1. Massas atômicas limitadas a cinco algarismos significativos, IUPAC-1989.  
2. As massas atômicas dos elementos técnico, polônio, rádio e rádio referem-se aos isotópos com meia-vida mais longa.  
3. (\*) As propriedades físicas e químicas desses novos elementos ainda não estão totalmente definidas pela IUPAC.

Conforme foi visto acima, se nos guirmos pela ordem crescente de número atômico dos elementos, que consequentemente nos dá também a ordem crescente de elétrons da eletrosfera, a ordem de preenchimento dos subníveis de energia é: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p. (você não precisam ter medo, não vou exigir que você decore essa ordem).

### Camada de valência:

Os átomos utilizam a camada mais externa da sua eletrosfera para fazerem ligações químicas com outros átomos. Chamamos essa camada de camada de valência. Ela é

composta pelos subníveis s e p do último nível de energia dos átomos. Os grupos cujos elementos possuem o elétron de maior energia nos subníveis s ou p são chamados de elementos representativos. Os elementos que fazem parte desses grupos possuem a mesma quantidade de elétrons na camada de valência:

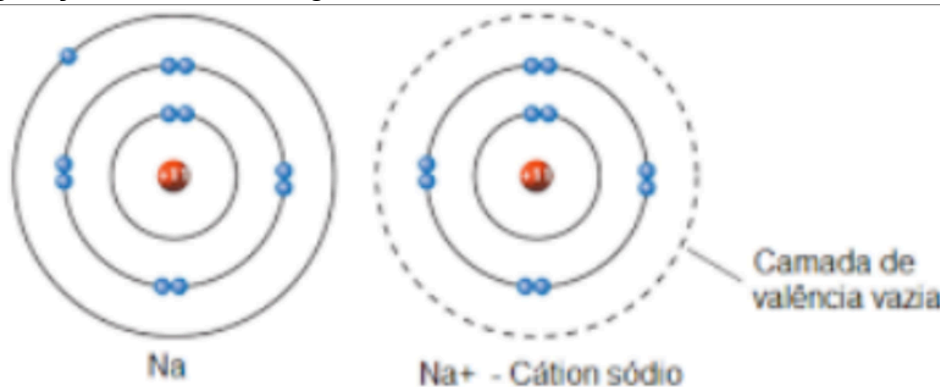
- **Elementos do grupo 1:** 1 elétron de valência
  - **Elementos do grupo 2:** 2 elétrons de valência
  - **Elementos do grupo 13:** 3 elétrons de valência
  - **Elementos do grupo 14:** 4 elétrons de valência
  - **Elementos do grupo 15:** 5 elétrons de valência
  - **Elementos do grupo 16:** 6 elétrons de valência
  - **Elementos do grupo 17:** 7 elétrons de valência
  - **Elementos do grupo 18:** 8 elétrons de valência
- 
- **Regra do octeto:** A Regra do Octeto determina que os átomos são mais estáveis quando possuem 8 elétrons na sua camada de valência. As ligações químicas sempre ocorrem de modo que os elementos passem a ter 8 elétrons na sua camada de valência, doando, recebendo, ou dividindo elétrons entre si. Os elementos do grupo 18 são conhecidos como gases nobres e já possuem 8 elétrons na sua última camada, por isso não fazem ligações com outros átomos. Fazem parte desse grupo o **Hélio**, o **Neônio**, o **Argônio**, o **Criptônio**, o **Xenônio**, o **Radônio** e o **Oganessônio**.

#### Metais e ametais:

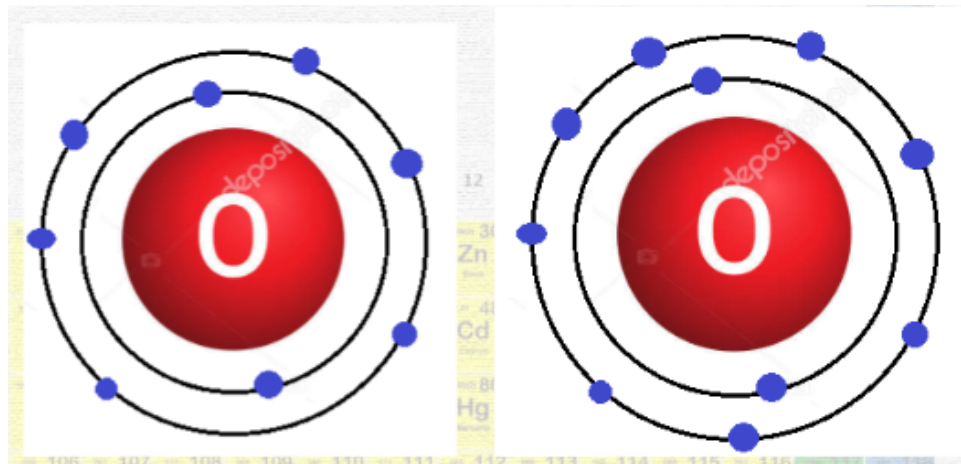
Os elementos da tabela periódica se dividem fundamentalmente em metais e ametais. Os metais têm tendência de perder elétrons nas ligações químicas, são brilhantes, duros, são bons condutores de calor e eletricidade, e também possuem altos pontos de fusão e ebulição. Os ametais têm tendência de ganhar elétrons nas ligações químicas, são maus condutores de calor e eletricidade, e podem existir nos 3 estados físicos a temperatura ambiente.

#### Íons: cátions e ânions:

Quando um átomo perde ou ganha elétrons, ele se torna um íon. **Os metais** tendem a formar íons positivos, chamados **cátions**, porque possuem poucos elétrons na sua camada de valência, então tendem a perdê-los para que a camada mais externa passe a ser a anterior, que está completa. Vamos utilizar o átomo de sódio, que possui 1 elétron no seu último nível de energia como um exemplo: Ao perder 1 elétron, o sódio passa a ter a mesma configuração eletrônica do gás nobre neônio.



**Os ametais** tendem a formar íons negativos, chamados **ânions** porque possuem uma quantidade maior de elétrons na sua camada de valência, então tendem a ganhar elétrons para chegar até 8. Vamos utilizar agora o oxigênio, que possui 6 elétrons de valência, como um exemplo: Ao ganhar 2 elétrons, o oxigênio passa a ter 8 elétrons na sua última camada, assim como o neônio



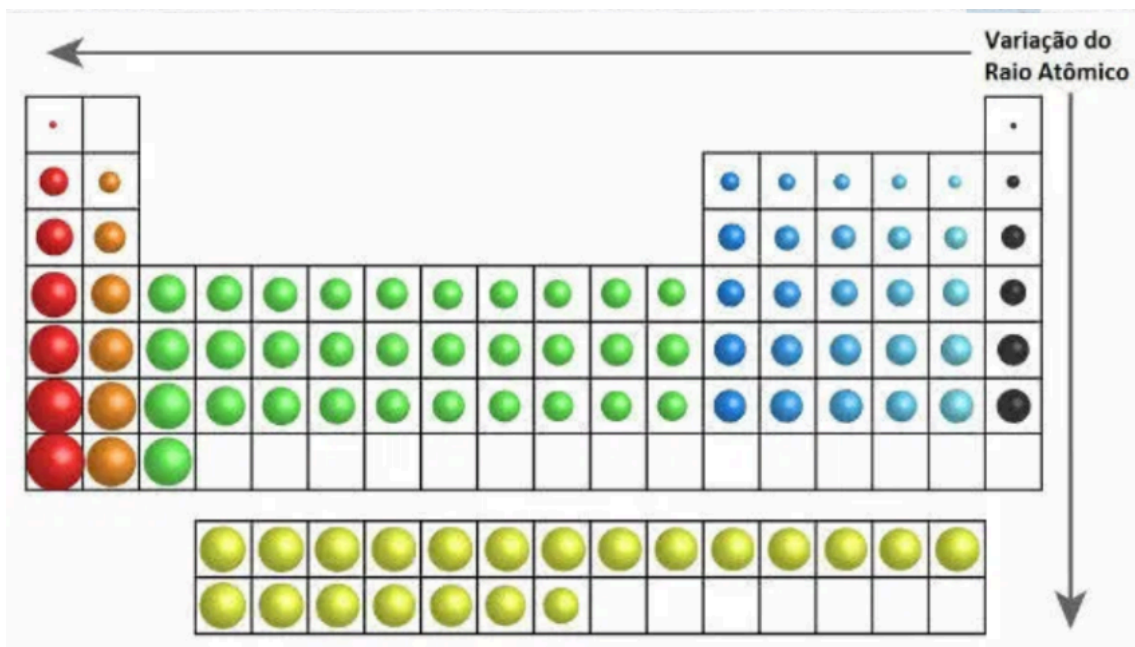
### Grupos notáveis da tabela periódica:

- **Grupo 1: metais alcalinos:** Os elementos do grupo 1 são conhecidos como metais alcalinos. Todos os metais alcalinos possuem 1 elétron na sua camada de valência. Nos compostos químicos, esses elementos perdem o seu elétron de valência formando cátions com carga +1. Eles reagem violentamente com a água formando substâncias corrosivas.
- **Grupo 2: metais alcalinos terrosos:** Os elementos do grupo 2 são conhecidos como metais alcalinos terrosos. Todos os metais alcalinos possuem 2 elétrons na sua camada de valência. Nos compostos químicos, esses elementos perdem os seus elétrons de valência formando cátions com carga +2. Eles estão muito presentes nas rochas e no solo.
- **Grupo 17: halogênios:** Os elementos do grupo 17 são conhecidos como halogênios. Todos os halogênios possuem 7 elétrons na sua camada de valência. Nos compostos químicos, esses elementos tendem a receber um elétron e formar ânions com carga -1. O flúor, o cloro e o bromo existem na natureza como moléculas diatômicas (com dois átomos).
- **Grupos 3 a 12: metais de transição:** Os elementos que fazem parte dos grupos 3 até o 12 são chamados de metais de transição. Os metais de transição possuem seus elétrons de maior energia nos subníveis d, que não fazem parte da camada de valência. Seus elementos podem formar cátions com diferentes cargas. São os melhores condutores de eletricidade e calor.
- **Metais de transição interna:** As linhas de baixo da tabela correspondem aos metais de transição interna, se dividem em lantanídeos e actinídeos, pertencem aos períodos 6 e 7 da tabela, e possuem seus elétrons de maior energia nos subníveis 4f e 5f respectivamente. A partir do plutônio, nenhum dos actinídeos é encontrado na natureza, pois seus núcleos são instáveis devido ao número elevado de prótons. Eles foram apenas obtidos em laboratório a partir da fusão de núcleos atômicos menores e durante um pequeno intervalo de tempo. Os lantanídeos são chamados de terras raras, por serem muito difíceis de purificar. As terras raras possuem muitas aplicações em equipamentos tecnológicos.

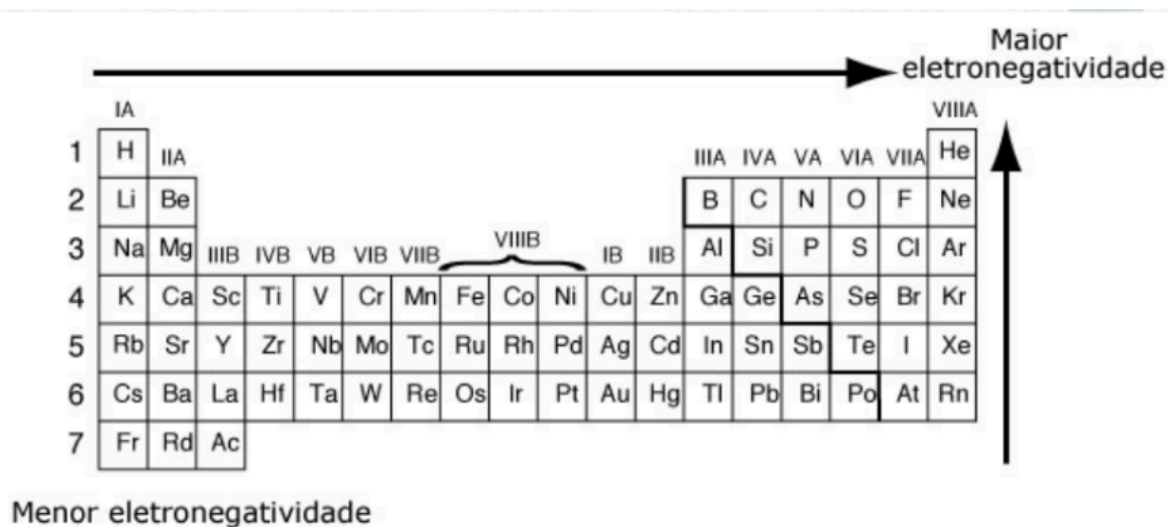
### Propriedades periódicas:

Tendo em vista a forma como os elementos estão organizados, podemos obter informações importantes sobre eles a partir das suas posições na tabela, entre elas o raio atômico e a eletronegatividade.

- **Raio atômico:** O raio atômico nos informa o tamanho dos átomos. Quanto mais níveis de energia ocupados um átomo tem, maior vai ser o seu raio. Dentro de um mesmo período, os elementos mais à direita possuem mais carga no núcleo, e por isso conseguem atrair os elétrons de valência mais para perto, tendo um raio atômico menor.



- Eletronegatividade:** A eletronegatividade é uma propriedade dos elementos relacionada com a sua capacidade de atrair para si os elétrons de uma ligação química. Nos elementos com menos níveis de energia preenchidos, a camada de valência está mais perto do núcleo e por isso seus elétrons são atraídos com mais força. Dentro de um mesmo período, os elementos mais à direita possuem mais carga no núcleo, e por isso conseguem atrair os elétrons de valência com mais força, sendo mais eletronegativos. A eletronegatividade é uma propriedade relativa às ligações químicas, por isso não se aplica aos gases nobres. A eletronegatividade dos elementos determina a natureza das ligações químicas, e conseqüentemente, de muitas propriedades das substâncias químicas.



**Atividades:**

1-Explique como o fenômeno do salto quântico, proposto por Böhr, é capaz de explicar por que a chama do fogão fica amarela quando derramamos um pouco de água nela enquanto estamos cozinhando

2- Qual era o principal problema das primeiras tentativas de organização dos elementos químicos? Como Mendeleev conseguiu resolvê-lo?

3- Qual a informação que podemos obter sobre um elemento químico a partir do período da tabela periódica em que ele está localizado?

4- Com base na região da tabela em que cada um deles está localizado, determine o subnível do elétron de maior energia de cada um dos elementos abaixo:

- A) Selênio
- B) Escândio
- C) Ouro
- D) Prata
- E) Rubídio
- F) Urânio
- G) Sódio
- H) Polônio

5- Determine que tipos de íons são normalmente formados pelos metais e pelos ametais e explique o motivo.

6- Ordene os elementos a seguir por ordem crescente de eletronegatividade, com base em suas posições na tabela periódica: magnésio, oxigênio, carbono, silício, cézio, estrôncio

**Para quem quiser saber mais:**

[▶ O Sonho de Dimitri Mendeleev - organizando a tabela periódica](#)

[▶ os ELEMENTOS QUÍMICOS que NÃO EXISTEM](#)

[▶ Como CRIAR um NOVO Elemento](#)