

Tabela Periódica

A ORIGEM DA TABELA PERIÓDICA

TRÍADES DE DOBEREINER (1829): Elementos em grupos de três, sendo a massa do segundo a média das outras massas.

PARAFUSO TELÚRICO DE CHANCOURTOIS (1862): Elementos organizados em ordem crescente de massa atômica ao longo de um cilindro.

LEI DAS OITAVAS DE NEWLANDS (1865): Colunas verticais com os elementos dispostos em ordem crescente de massa atômica, respeitando as notas musicais.

MENDELEEV (1869): Elementos dispostos em ordem crescente de massa atômica em colunas.

MOSELEY (1913): Elementos em ordem crescente de número atômico.

A TABELA PERIÓDICA ATUAL

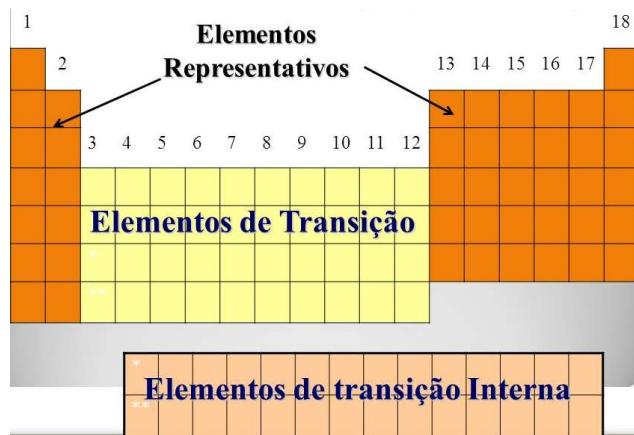
A TABELA PERIÓDICA ESTÁ ORGANIZADA EM ORDEM CRESCENTE DE NÚMERO ATÔMICO (Z), que caracteriza melhor um elemento químico

Períodos	Grupos ou Famílias																				
<ul style="list-style-type: none">✓ São as linhas horizontais✓ Indica o número de camadas eletrônicas <p>É importante notar também que:</p> <ul style="list-style-type: none">• No 6º período, a terceira "casa" contém 15 elementos (do lantânio ao lutécio), que por comodidade estão indicados numa linha fora e abaixo da tabela; começando com o lantânio, esses elementos formam a chamada série dos lantanídios.• Analogamente, no 7º período, a terceira "casa" também contém 15 elementos químicos (do actínio até o laurêncio), que estão indicados na segunda linha fora e abaixo da tabela; começando com o actínio, eles formam a série dos actinídios.	<ul style="list-style-type: none">✓ São as linhas verticais✓ Indicam as propriedades semelhantes dos elementos✓ Os grupos da tabela são numerados de 1 a 18.✓ Alguns grupos ou famílias possuem nomes especiais. <table border="1"><thead><tr><th>Famílias</th><th>Nome da Família</th></tr></thead><tbody><tr><td>Família 1A ou Grupo 1</td><td>Metais Alcalinos</td></tr><tr><td>Família 2A ou Grupo 2</td><td>Metais Alcalino-Terrosos</td></tr><tr><td>Família B</td><td>Metais de Transição</td></tr><tr><td>Família 3A ou Grupo 3</td><td>Família do Boro</td></tr><tr><td>Família 4A ou Grupo 4</td><td>Família do Carbono</td></tr><tr><td>Família 5A ou Grupo 5</td><td>Família do Nitrogênio</td></tr><tr><td>Família 6A ou Grupo 6</td><td>Calcogênios</td></tr><tr><td>Família 7A ou Grupo 7</td><td>Halogênios</td></tr><tr><td>Família 0A/8A ou Grupo 18</td><td>Gases Nobres</td></tr></tbody></table>	Famílias	Nome da Família	Família 1A ou Grupo 1	Metais Alcalinos	Família 2A ou Grupo 2	Metais Alcalino-Terrosos	Família B	Metais de Transição	Família 3A ou Grupo 3	Família do Boro	Família 4A ou Grupo 4	Família do Carbono	Família 5A ou Grupo 5	Família do Nitrogênio	Família 6A ou Grupo 6	Calcogênios	Família 7A ou Grupo 7	Halogênios	Família 0A/8A ou Grupo 18	Gases Nobres
Famílias	Nome da Família																				
Família 1A ou Grupo 1	Metais Alcalinos																				
Família 2A ou Grupo 2	Metais Alcalino-Terrosos																				
Família B	Metais de Transição																				
Família 3A ou Grupo 3	Família do Boro																				
Família 4A ou Grupo 4	Família do Carbono																				
Família 5A ou Grupo 5	Família do Nitrogênio																				
Família 6A ou Grupo 6	Calcogênios																				
Família 7A ou Grupo 7	Halogênios																				
Família 0A/8A ou Grupo 18	Gases Nobres																				

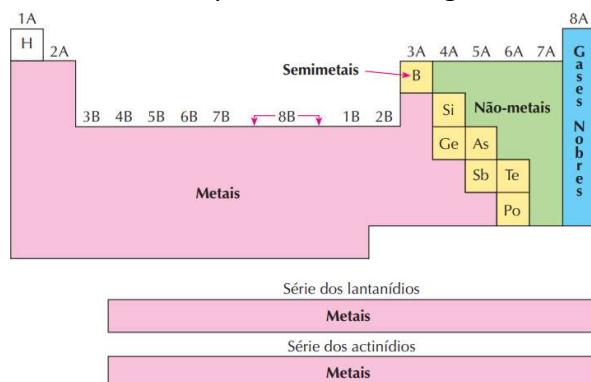
É ainda importante considerar os seguintes aspectos:

- O hidrogênio (H-1), embora apareça na coluna 1A, não é um metal alcalino. Aliás, o hidrogênio é tão diferente de todos os demais elementos químicos que, em algumas classificações, prefere-se colocá-lo **fora da Tabela Periódica**.
- As colunas A são as mais importantes da tabela. Seus elementos são denominados elementos típicos, ou característicos, ou **representativos** da Classificação Periódica. Em cada coluna A, a semelhança de propriedades químicas entre os elementos é máxima.
- Os elementos das colunas 3 a 12 constituem os chamados **elementos de transição**.

G						
P	E	R	I	O	D	O
U						
P						
O						



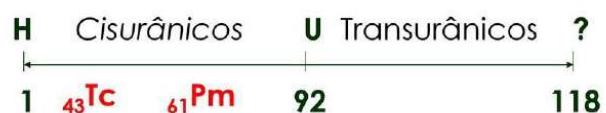
- Outra separação importante, existente na Classificação Periódica, é a que divide os elementos em metais, não-metais (ou ametais) e gases nobres, como podemos ver a seguir



- Os **metais** são elementos sólidos (exceto o mercúrio), em geral duros, com brilho característico — denominado brilho metálico —, densos, de pontos de fusão e de ebulação altos, bons condutores de calor e de eletricidade, maleáveis (podem ser transformados em lâminas finas), dúcteis (podem ser transformados em fios finos) e que formam íons positivos (cátions).
- Os **não-metais (ametais)** têm propriedades completamente opostas.
- Os **gases nobres**, ou gases raros, têm comportamento químico específico. Como o próprio nome diz, são gasosos à temperatura ambiente e sua principal característica é a grande estabilidade, ou seja, pequena capacidade de reagir com outros elementos.
- Os **semimetais** estão em desuso, pois a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) não reconhece mais essa classificação desde 1986. Entretanto, em muitas Tabelas sete elementos ainda são classificados dessa forma, pois possuem características intermediárias às dos metais e às dos ametais. Nas Tabelas Periódicas em que essa classificação não é mais usada, os elementos Germânio (Ge), Antimônio (Sb) e o Polônio (Po) são considerados metais. E os elementos Boro (B), Silício (Si), Arsênio (As) e o Telúrio (Te) são não metais.

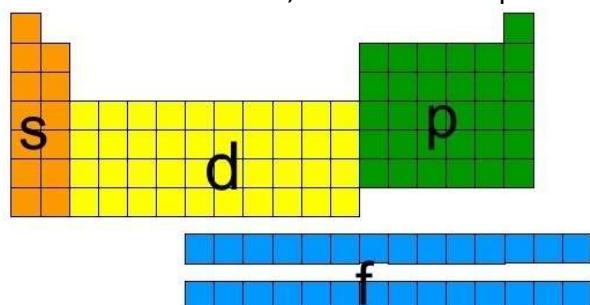
Elementos Naturais: $Z \leq 92$ (cisurânicos)

Elementos Artificiais: $Z > 92$ (transurânicos)

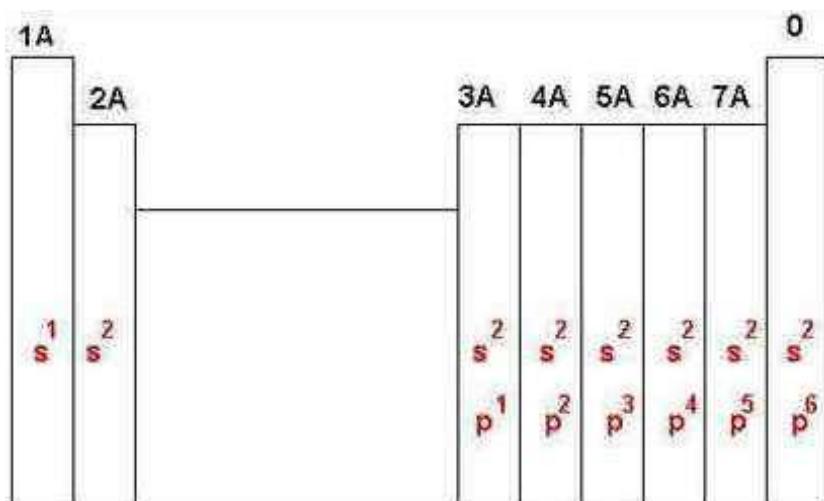


CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA E LOCALIZAÇÃO NA TABELA PERIÓDICA

Os elementos químicos estão dispostos na tabela periódica de acordo com a configuração eletrônica da camada de valência, conforme o esquema abaixo:



Grupo 1 e 2 = ns^1 ou ns^2
Grupo 13 ao 18 = $ns^2 np^1$ ao 6
Transição Externa = $ns^2 (n - 1) d$
Transição Interna = $ns^2 (n - 2) f$



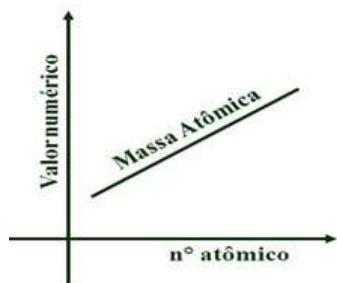
118	(294)
Og	=
[Rn]5f ¹ 46d ¹⁰ 7s ² 7p ⁶	oganesson

O Oganesson é o elemento de maior número atômico (118) oficializado até agora pela IUPAC. Embora tendo sido produzido pela primeira vez em 2002, pouco se sabe sobre ele. Muito ainda se especula, pois esse elemento não é encontrado na natureza. Sua produção é feita em laboratório, o que o configura como um elemento sintético. Além disso, sua meia-vida é menor do que um milissegundo (10^{-3} segundo) — lembrando que a meia-vida é o tempo necessário para a quantidade cair pela metade. Os efeitos relativísticos afastam o Og daquilo que era esperado para ele. O elemento, por exemplo, não possui comportamento semelhante ao dos gases nobres. Cálculos demonstram que o oganesson seria um sólido em temperatura ambiente, com um ponto de fusão na faixa de 52 °C e um ponto de ebulição na faixa de 177 °C. Também se sabe que o Og pode ser mais reativo que os demais gases nobres, além de ser um semicondutor, enquanto os demais são isolantes.

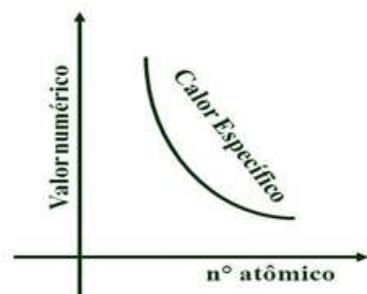
PROPRIEDADES APERIÓDICAS

São as propriedades que crescem ou decrescem à medida que o número atômico aumenta.

MASSA ATÔMICA: Aumenta com o número atômico



CALOR ESPECÍFICO: Diminui com o aumento do número atômico.

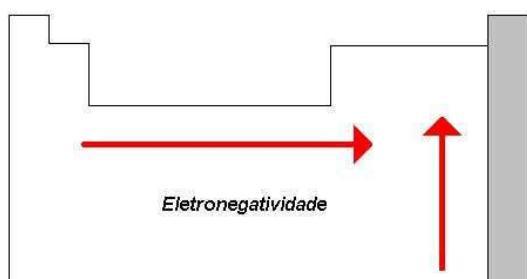


PROPRIEDADES PERIÓDICAS

São as propriedades que variam periodicamente em relação ao número atômico

ELETRONEGATIVIDADE

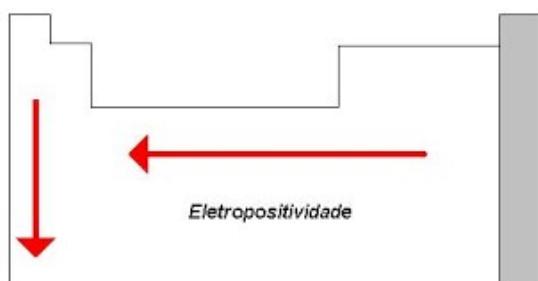
É a capacidade que um elemento tem de atrair elétrons para perto de si. Tendência de ganhar elétrons transformando-se em um ânion.



- ✓ Os elementos mais eletronegativos da Tabela Periódica são, Flúor, Oxigênio e Nitrogênio. **FON**.
- ✓ Os gases nobres não possuem valores de eletronegatividade pois já estão estáveis, não necessitam atrair elétrons para suas eletrosferas (são inertes e dificilmente reagem).
- ✓ **Esta propriedade é sem dúvida a mais importante**, visto que podemos relacionar as demais propriedades com a eletronegatividade.

ELETROPOSITIVIDADE

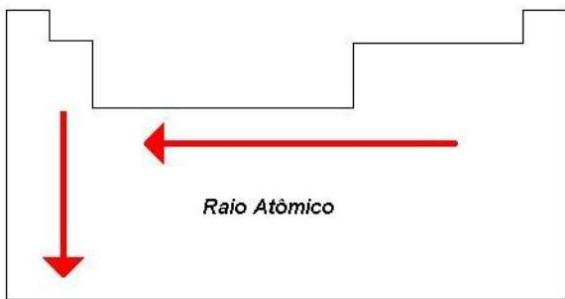
É a capacidade que um elemento possui de repelir elétrons. Tendência de perder elétrons transformando-se em um cátion.



- ✓ O elemento mais eletropositivo é o Frâncio (Fr).
- ✓ Podemos observar que as maiores eletropositividades pertencem aos metais, ou seja, os metais possuem a maior capacidade de perder elétrons. Esta propriedade periódica explica a boa condutibilidade elétrica dos metais.
- ✓ Os gases nobres também não possuem valores de eletropositividade por serem estáveis e inertes.

RAIO ATÔMICO

É o tamanho do átomo. Distância que vai do centro até a última camada.



- ✓ Nos **GRUPOS** o raio atômico aumenta de cima para baixo na Tabela Periódica pois aumenta o número de camadas.
- ✓ Nos **PERÍODOS**, devemos analisar a **CARGA NUCLEAR** e sua capacidade de atração sobre os elétrons da eletrosfera. **Quanto maior o número atômico** (maior o número de prótons no núcleo), **menor o raio atômico**, visto que maior será a atração do núcleo sobre os elétrons da eletrosfera.
- ✓ Por isso, nos períodos, o raio atômico aumenta da direita para a esquerda na tabela periódica.

MAIOR Z → **MAIOR ATRAÇÃO NÚCLEO-ELETROSFERA** → **MENOR RAIO ATÔMICO**

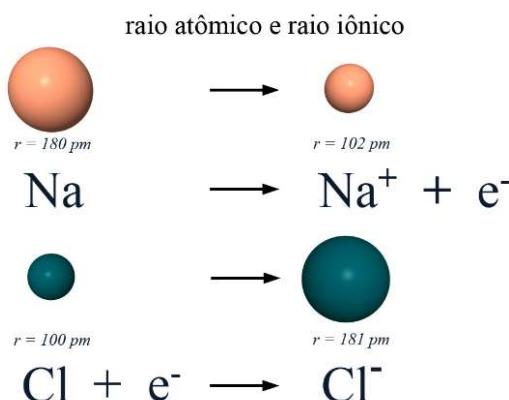
RAIO IÔNICO

O **raio do cátion** é sempre menor que o raio do átomo que lhe deu origem.

PERDE ELÉTRONS → **MAIOR ATRAÇÃO NÚCLEO-ELETROSFERA** → **MENOR RAIO ATÔMICO**

O **raio do ânion** é sempre maior que o raio do átomo que lhe deu origem

GANHA ELÉTRONS → **MENOR ATRAÇÃO NÚCLEO-ELETROSFERA** → **MAIOR RAIO ATÔMICO**

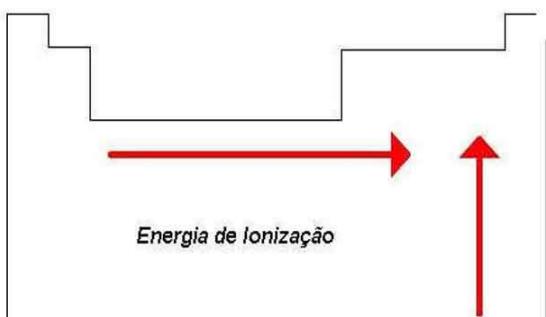
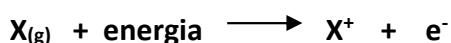


Para **íons isoeletatrônicos**, quanto maior o Z, menor será o raio.

S²⁻ e K⁺, qual o maior raio iônico?

ENERGIA DE IONIZAÇÃO OU POTENCIAL DE IONIZAÇÃO

É a energia necessária para remover um elétron de um átomo neutro e no estado gasoso, originando assim um cátion.

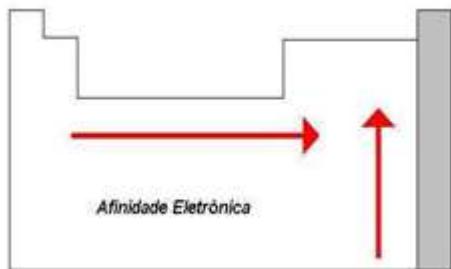


- ✓ Quanto mais difícil for remover um elétron de um átomo neutro, maior será a Energia de Ionização.
- ✓ *Relacionando com a Eletronegatividade:* elementos bastante eletronegativos têm a tendência de atração de elétrons, logo, para remover um será necessário grande quantidade de energia, elevando seu Potencial de Ionização.

- ✓ Os gases nobres devido à sua alta estabilidade têm as maiores energias de ionização (NÃO TENTE REMOVER UM ELÉTRON DE UM GÁS NOBRE, NÃO TERÁS FORÇA PARA ISSO!!)
- ✓ Quanto maior o raio atômico, mais afastado o elétron na última camada, portanto, menor a atração deste com o núcleo. Logo, menos energia é necessária para removê-lo.
- ✓ A 1^a energia de ionização é menor que a 2^a, que é menor que a 3^a e assim por diante, pois para cada elétron removido, o raio atômico acaba diminuindo, aumentando a força de atração nucleo-eletrosfera, exigindo maiores energias para removê-los.

AFINIDADE ELETRÔNICA OU ELETROAFINIDADE

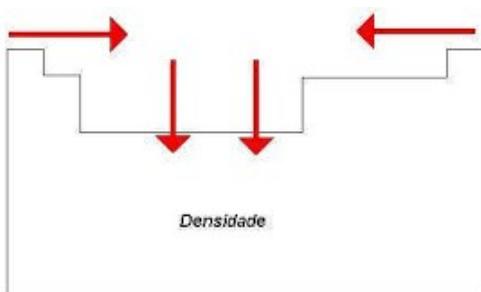
É a energia liberada por um átomo no estado gasoso ao receber um elétron, originando assim um ânion.



- ✓ Podemos associar a Eletroafinidade por “gostar de elétrons” e “alegría ao receber um elétron”.
- ✓ *Relacionando com Eletronegatividade:* Elementos bastante eletronegativos “gostam” de elétrons e por isso liberam bastante energia ao receberem um.
- ✓ Observe que os gases nobres não se incluem nesta propriedade visto que já são estáveis e com a camada de valência completa, não necessitam de mais elétrons.

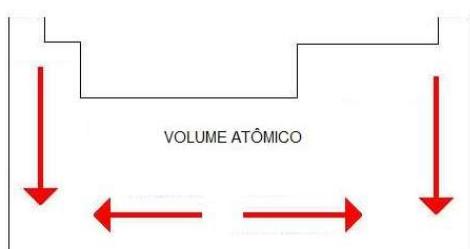
DENSIDADE

É a relação entre a massa e o volume ocupado.



- ✓ O elemento mais denso da Tabela Periódica é o ósmio ($d = 22,4 \text{ g/cm}^3$)
- ✓ São considerados metais pesados os elementos da Tabela Periódica que possuam densidade maior ou igual a 5 g/cm^3 . Por exemplo: Hg ($d = 13,6 \text{ g/cm}^3$), Ir ($d = 22,3 \text{ g/cm}^3$)

VOLUME ATÔMICO



É o volume ocupado pelo valor de massa atômica do elemento expressa em gramas no estado sólido. Os maiores volumes estão situados nas laterais da Tabela.