



**UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Projeto Pró-Ensino de Química Geral**

APOSTILA TABELA PERIÓDICA

São Mateus/ES
2019

Sumário

1. Tabela Periódica.....	2
1.1 A história da tabela periódica.....	2
2. A descoberta da lei periódica e a tabela periódica moderna.....	3
2.1 Dimitri Svanovich Mendeleev (1834-1907).....	3
2.2 Moseley (1887-1915).....	3
2.3 Julius Lothar Meyer (1830-1895).....	4
3. A Tabela Periódica é dividida entre períodos e grupos.....	4
4. Os elementos, na tabela periódica, também podem ser classificados como:.....	5
4.1 Grupos dos elementos representativos.....	5
4.2 Grupos dos elementos de transição.....	6
5. A periodicidade nas configurações eletrônicas.....	7
5.1 A periodicidade nas propriedades atômicas.....	7
6. Tamanho do átomo.....	8
7. Raio iônico.....	10
8. Raio covalente.....	10
9. Energia de ionização.....	11
10. Afinidade eletrônica.....	12
11. Eletronegatividade.....	12
12. Densidade.....	13
13. Ponto de fusão e ponto de ebulição.....	13
Referências bibliográficas.....	14
LISTA DE EXERCÍCIOS.....	14

1. Tabela Periódica

1.1 A história da tabela periódica

Desde a sua criação, no início do século XIX, até hoje, ela já passou por diversas alterações. Atualmente, nas escolas, o modelo majoritariamente adotado é o proposto pelo químico Dmitri Mendeleiev. A tabela periódica deu-se pela descoberta individual dos elementos químicos. Os elementos, tais como ouro (Au), prata (Ag), estanho (Sn), cobre (Cu), chumbo (Pb) e mercúrio (Hg) eram conhecidos desde a antiguidade, em 1669 ocorreu a primeira descoberta científica de um elemento, quando o alquimista Henning Brand descobriu o fósforo. Um grande volume de conhecimento relativo às propriedades dos elementos e seus compostos, foram adquiridos pelos químicos durante os 200 anos seguintes.

Os cientistas iniciaram a investigação de modelos para reconhecer as propriedades e desenvolver esquemas de classificação devido ao aumento do número de elementos que foram descobertos. Os elementos foram classificados pela divisão de metais e não-metais. Com isso, foi possível antecipar as propriedades de outros elementos, determinando se seriam metálicos ou não metálicos. John Dalton, no início do século XIX, calculou o primeiro valor de massa atômica para os elementos químicos conhecidos. As massas atômicas adotadas por Dalton, estavam longe dos valores atuais, devido à ocorrência de erros.

Com desenvolvimento de tabelas dos elementos e suas massas atômicas, outros cientistas conseguiram corrigir os possíveis erros anteriores, e assim, centralizou-se o estudo sistemático da química.

Os elementos foram ordenados de forma crescente de massa atômica, cada um com suas propriedades, e não listados ou arranjados em modelo periódico. Os químicos, ao estudarem tal lista, concluíram que ela não estava muito clara. Os elementos cloro, bromo e iodo, que tinham propriedades químicas semelhantes possuíam massas atômicas muito distantes, desta forma, eles ficavam dispostos separadamente. Em 1829, Johann W. Boebereiner teve a primeira idéia, com sucesso parcial, de agrupar os elementos em três - ou tríades. Essas tríades também estavam separadas pelas massas atômicas, mas com propriedades químicas muito semelhantes. A massa atômica do elemento central da tríade era supostamente a média das massas atômicas do primeiro e do terceiro membro. Lamentavelmente, muitos dos metais não podiam ser agrupados em tríades. Os elementos cloro, bromo e iodo eram uma tríade, lítio, sódio e potássio formavam outra.

Foi sugerido em 1864 por John A.R. Newlands um segundo modelo em que os elementos poderiam ser arranjados de forma periódico de oitavas, ou grupos de oito, na ordem crescente de suas massas atômicas. Este modelo colocou o elemento lítio, sódio e potássio juntos. Esquecendo o grupo dos elementos cloro, bromo e iodo, e os metais comuns como o ferro e o cobre. A idéia de Newlands foi ridicularizada pela analogia com os sete intervalos da escala musical. A Chemical Society recusou a publicação do seu trabalho no periódico Journal of the Chemical Society. Nenhuma regra numérica foi encontrada para que se pudesse organizar completamente os elementos químicos numa forma consistente com as propriedades químicas e suas massas atômicas.

A base teórica na qual os elementos químicos estão arranjados atualmente - número atômico e teoria quântica - era desconhecida naquela época e permaneceu assim por várias décadas. A tabela periódica foi organizada e desenvolvida não teoricamente, mas com base na observação química de seus compostos, por Dmitri Mendeleev.

Em 1869, Mendeleev organizou os elementos na forma da tabela periódica atual. Ele criou uma carta para cada um dos 63 elementos conhecidos. Cada carta continha o símbolo do elemento, a massa atômica e suas propriedades químicas e físicas. Colocando as cartas em uma mesa, organizou-as em ordem crescente de suas massas atômicas, agrupando-as em elementos de propriedades semelhantes. Formou-se então a

tabela periódica. A vantagem da tabela periódica de Mendeleev sobre as outras, é que esta exibia semelhanças, não apenas em pequenos conjuntos como as tríades. Mostravam semelhanças numa rede de relações vertical, horizontal e diagonal.

Em 1906, Mendeleev recebeu o Prêmio Nobel por este trabalho. Em 1913, o cientista britânico Henry Mosseley descobriu que o número de prótons no núcleo de um determinado átomo era sempre o mesmo. Mosseley usou essa idéia para o número atômico de cada átomo. Quando os átomos foram arranjados de acordo com o aumento do número atômico, os problemas existentes na tabela de Mendeleev desapareceram. Devido ao trabalho de Mosseley, a tabela periódica moderna está baseada no número atômico dos elementos. A tabela atual se difere bastante da de Mendeleev.

Com o passar do tempo, os químicos foram melhorando a tabela periódica moderna, aplicando novos dados, como as descobertas de novos elementos, de números mais precisos de massa atômica e rearranjando as informações existentes. A última maior troca na tabela periódica resultou do trabalho de Glenn Seaborg, na década de 50. A partir da descoberta do plutônio em 1940, Seaborg descobriu outros elementos transurânicos (do número atômico 94 até 102). Reconfigurou a tabela periódica colocando a série dos actínidos abaixo da série dos lantanídeos. Em 1951, Seaborg recebeu o Prêmio Nobel em química, pelo seu trabalho.

Com a oficialização de quatro novos elementos químicos em 2016 (Ununséptio, Ununtrio, Ununpêntio e Ununóctio), a Tabela Periódica sofreu sua alteração mais recente, e passou a contar, oficialmente, com 118 elementos químicos, sendo 92 naturais e 26 artificiais.

Eles estão representados por cada quadradinho da tabela, e além do nome, eles contêm o símbolo, o peso atômico e o número atômico de cada elemento.

Este padrão é estabelecido em todo o mundo pela *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC), ou em português, União Internacional de Química Pura e Aplicada. Trata-se de organização não governamental (ONG) destinada aos estudos de química.

2. A descoberta da lei periódica e a tabela periódica moderna

A construção da tabela deu-se a partir da listagem dos elementos em linhas ou colunas ordenados pela massa atômica e por começo de uma nova coluna ou linha quando as características dos elementos começavam a se repetir.

2.1 Dimitri Svanovich Mendeleev (1834-1907)

Mendeleev e o alemão Lothar Meyer, descobriram experimentalmente a lei periódica e publicaram suas tabelas de elementos demonstrando a variação de propriedades consequente da ordenação dos elementos adotada por eles. Em suas tabelas, ambos listaram os elementos em ordem crescente de massa atômica (na época, não se conheciam os números atômicos, só as massas atômicas). Atualmente, sabemos que a periodicidade é mais facilmente visualizada se a listagem for feita em ordem crescente do número atômico, o que ocasiona uma pequena diferença sequencial em relação à ordenação por massa atômica. A lei periódica estabelece que quando os elementos são listados em ordem crescente do número atômico, observa-se uma repetição periódica em suas propriedades.

2.2 Moseley (1887-1915)

Foi um jovem cientista inglês que trabalhava com Rrnest Rusthenford. Ele corrigiu a superposição de Mendeleev. Moseley fazia experiências nas quais bombardeava muitos metais diferentes com elétrons em um tubo de raio catódico e examinava os raios x emitidos no processo.

Ao procurar alguma ordem em seus dados, ele notou que o comprimento de onda do raio X emitido por um elemento estava relacionado de forma precisa com o número atômico desse elemento. De fato, os químicos rapidamente perceberam que a organização dos elementos em uma tabela em ordem crescente de número atômico corrigia as inconsistências da tabela de Mendeleev. A lei da periodicidade química é agora formulada como “as propriedades dos elementos são funções periódicas do número atômico.”

As propriedades eram determinadas pelo número atômico e pelo número de elétrons na camada de valência.

Tabela periódica atual:

- Elementos químicos dispostos em ordem crescente de número atômico.
- Elementos químicos originam períodos na horizontal e grupos na vertical.

2.3 Julius Lothar Meyer (1830-1895)

Foi quem chegou mais próximo que qualquer outro da descoberta da Tabela Periódica. Ele desenhou um gráfico dos volumes atômicos dos elementos em função de sua massa atômica. Isso mostrou claramente um aumento periódico do volume atômico ao percorrermos o que hoje chamamos de períodos da Tabela. Meyer passou o artigo para um colega para que este fizesse comentários. Seu colega demorou para devolver o artigo e, infelizmente para Meyer, o artigo de Mendeleev foi publicado. Como os químicos reconheceram imediatamente a importância do artigo de Mendeleev, Meyer não recebeu o reconhecimento que ele talvez merecesse.

3. A Tabela Periódica é dividida entre períodos e grupos.

Períodos: ao todo, os períodos da tabela são divididos em sete. Eles são as linhas horizontais onde os elementos que possuem o mesmo número de camadas eletrônicas ficam agrupados.

- 1º Período: 2 elementos
- 2º Período: 8 elementos
- 3º Período: 8 elementos
- 4º Período: 18 elementos
- 5º Período: 18 elementos
- 6º Período: 32 elementos
- 7º Período: 32 elementos

Grupos: se por um lado os períodos são as linhas horizontais, os grupos são as linhas verticais. Basicamente elas agrupam elementos que possuem o mesmo número de elétrons na sua camada mais externa, conhecida como camada de valência.

Ao todo, são 18 Grupos, divididos de 1 a 18, se relacionando principalmente de acordo com suas propriedades químicas.

Elementos representativos: podem ser conhecidos também como elementos típicos ou característicos. São considerados os elementos mais conhecidos da Tabela Periódica. Eles apresentam como característica comum, que é possuir o elétron mais energético no subnível **s** ou **p**, ou seja, possuem subníveis completos.

O **hidrogênio** não pertence à família dos metais alcalinos e não se encaixa em nenhum outro grupo, uma vez que possui propriedades diferentes de todos os demais elementos químicos.

Elementos naturais – são encontrados na natureza.

Elementos artificiais – são produzidos em laboratórios.

Os elementos artificiais são classificados em:

Cisurânicos – apresentam número atômico abaixo do urânio ($Z = 92$). São: o tecnécio ($Z = 43$), astato ($Z = 85$), frâncio ($Z = 87$) e o promécio ($Z = 61$).

Transurânicos – apresentam número atômico acima do urânio ($Z = 92$). O urânio é o último elemento natural, portanto todos os elementos *com* número atômico acima do urânio são artificiais.

4. Os elementos, na tabela periódica, também podem ser classificados como:

Metais

Representam mais de 70% dos elementos da tabela, sendo a eletropositividade (tendência de doar elétrons) a principal característica. São bons condutores de calor e eletricidade e sua condutividade elétrica diminui com o aumento da temperatura; são dúcteis e maleáveis; sólidos à temperatura ambiente, com exceção do mercúrio que é líquido. Geralmente apresentam menos de quatro elétrons na camada de valência. Como consequência, esses elementos possuem tendência para perder elétrons (oxidação), transformando-se em íons positivos (cátions).

Não metais

Representa cerca de 11% da tabela. Não são maleáveis nem dúcteis e têm como principal característica a eletronegatividade (tendência a receber elétrons). Esses elementos não conduzem corrente elétrica ou calor (são isolantes). Em geral apresentam quatro ou mais elétrons na última camada. Assim, possuem tendência para receber elétrons (redução), tornando-se íons negativos (ânions).

Sólidos: C, P, S, Se, I

Líquido: Br

Gasoso: H, N, O, F, Cl

Os elementos hidrogênio, nitrogênio, oxigênio, flúor, cloro, bromo e iodo não são encontrados livres na natureza, e sim combinados, formando moléculas ou substâncias simples.

Semimetais

Possuem propriedades intermediárias entre as de um metal e um não metal. Sua condutividade elétrica é pequena e tende a aumentar com a elevação da temperatura, são todos sólidos em temperatura ambiente. São seis os elementos considerados semimetais: boro (B) sílico (Si), germânio (Ge), arsênio (As), antimônio (Sb) e telúrio (Te). Segundo a classificação atual, essa classe não é mais usada. Alguns elementos são classificados como metais, outros como ametais.

Gases nobres

São os elementos de maior estabilidade química da tabela periódica, em virtude da configuração eletrônica de suas camadas de valência, que se completam com oito elétrons (regra do octeto) ou com dois elétrons (caso exclusivo do He).

4.1 Grupos dos elementos representativos

Os elementos dos grupos 1 e 2 e os de 13 a 18 são chamados de representativos e seus dois primeiros elementos, exceto no caso do grupo 18, são denominados típicos, por apresentarem bem as propriedades químicas dos demais componentes de seus grupos. Os átomos desses elementos constituem a maior parte das substâncias que nos rodeiam.

- Grupo 1 – Metais Alcalinos: lítio, sódio, potássio, rubídio, célio e frâncio;
- Grupo 2 – Metais Alcalino-Terrosos: berílio, magnésio, cálcio, estrôncio, bário e rádio;
- Grupo 13 – Boro, alumínio, gálio, índio, tálio e unúntrio;
- Grupo 14 – Carbono, silício, germânio, estanho, chumbo e fleróvio;

- Grupo 15– Nitrogênio, fósforo, arsênio, antimônio, bismuto e ununpêntio;
- Grupo 16– Grupo dos Calcogênios: oxigênio, enxofre, selênio, telúrio, polônio, livermório;
- Grupo 17– Grupo dos Halogênios: flúor, cloro, bromo, iodo, astato e ununséptio;
- Grupo 18– Grupo dos Gases Nobres: hélio, neônio, argônio, criptônio, xenônio, radônio e ununóctio.

QUADRO 1 – Distribuição eletrônica.

Grupo	Nº de elétrons na camada de valência	Distribuição eletrônica na camada de valência	Nome
1	1	1s ¹	Metais Alcalinos
2	2	2s ²	Metais Alcalinos Terrosos
13	3	3s ² 3p ¹	Família do Boro
14	4	4s ² 4p ²	Família do Carbono
15	5	5s ² 5p ³	Família do Nitrogênio
16	6	6s ² 6p ⁴	Calcogênios
17	7	7s ² 7p ⁵	Halogênios
18	8	8s ² 8p ⁶	Gases Nobres

4.2 Grupos dos elementos de transição

Os elementos dos grupos de 3 a 12 são chamados elementos de transição, pois as suas substâncias possuem propriedades entre os dois primeiros grupos dos elementos representativos e os grupos dos elementos representativos logo a seguir.

Elementos de transição também são conhecidos como metais de transição. Isso porque eles possuem propriedades intermediárias entre os elementos metálicos e não-metálicos.

Eles podem ser classificados como de transição interna ou transição externa e estão localizados na região central da Tabela. São bastante conhecidos por sua alta condutividade elétrica e térmica.

- Grupo 3 – escândio, ítrio e todos os lantanídeos (elementos do 57 até o 71) e actinídeos (elementos do 89 até o 103);
- Grupo 4 – titânio, zircônio, háfnio e rutherfordio;
- Grupo 5 – vanádio, nióbio, tântalo e dúbnio;
- Grupo 6 – cromo, molibdênio, tungstênio e seabórgio;
- Grupo 7 – manganês, tecnécio, rênio e bóhrio;
- Grupo 8 – ferro, rutênio, ósmio, hássio, cobalto, ródio, irídio, meitnério, níquel, paládio, platina, darmstádio.
- Grupo 9 - Cobalto, Ródio, Irídio, Meitnério;
- Grupo 10 - Níquel, Paládio, Platina, Darmstádio
- Grupo 11 – cobre, prata, ouro e roentgênio;
- Grupo 12 – zinco, cádmio, mercúrio e copernício;

Existem 18 grupos. Representação: De 3 a 12: Indicam a posição do elétron mais energético dos subníveis.

QUADRO 2 – Posição do elétron mais energético.

3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰

5. A periodicidade nas configurações eletrônicas

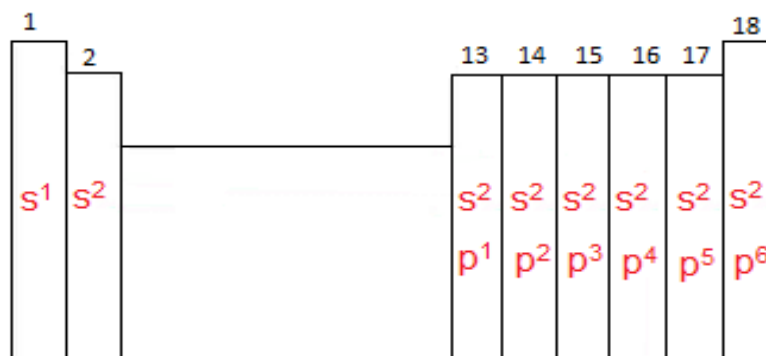
A organização da tabela periódica está relacionada com a configuração eletrônica dos átomos. Cada período começa com um elemento que possui um elétron de valência do tipo s. O primeiro período possui apenas dois elementos, pois o orbital 1s comporta até 2 elétrons. O segundo período possui oito elementos, com o lítio de início, pois seu terceiro elétron é do tipo 2s. Como há um orbital 2s e 3 orbitais 2p, cada um acomodando dois elétrons, é possível colocar 8 elementos neste período. O mesmo também ocorre para o terceiro período com os orbitais 3s e 3p. O orbital 4s tem menor energia que os orbitais 3d e por este motivo, o quarto período inicia com o potássio (4s¹) e após o preenchimento do orbital 4s no cálcio, os orbitais vazios de menor energia são os cinco orbitais 3d. Como os orbitais 3d podem acomodar 10 elétrons, este período terá mais 10 elementos (metais de transição). Em seguida, o quarto período pode ser completado com o preenchimento dos 3 orbitais 4p (mais 6 elementos).

No quinto período, os orbitais 5s, 4d e 5p são preenchidos em sequência. No sexto período, após o preenchimento do orbital 6s e a entrada de um elétron nos orbitais 5d, os 7 orbitais 4f são os próximos, em ordem de energia crescente, possibilitando o encaixe de 14 elementos (lantanídeos) antes do preenchimento do próximo orbital 5d. Os orbitais 5d preenchidos são sucedidos pelos 6 elementos requeridos pelos 3 orbitais 6p.

O sétimo período começa com o preenchimento do orbital 7s; em seguida, um elétron é adicionado a um dos orbitais 6d. Os próximos elétrons vão para os orbitais 5f, cujos 14 elementos formam a série dos actinídeos, grupo de elementos com propriedades e estruturas eletrônicas semelhantes aos dos lantanídeos.

Os átomos de um mesmo grupo (coluna) da tabela periódica apresentam os elétrons de valência com a mesma configuração e por isso são quimicamente semelhantes. Por outro lado, sempre que existir uma semelhança entre as propriedades químicas dos elementos de um mesmo período, tais como entre os lantanídeos ou entre os metais de transição, os elementos quimicamente semelhantes diferem somente no número de elétrons encontrados num tipo particular de orbital, por exemplo, 4f ou 3d.

FIGURA 1- Orbitais na tabela periódica.



5.1 A periodicidade nas propriedades atômicas

As propriedades químicas e físicas de um elemento são determinadas pelo número atômico e pelo número e disposição dos elétrons existentes nos orbitais. Condutividade elétrica, estrutura cristalina, energia de ionização, afinidade eletrônica são exemplos de

propriedades que estão relacionadas com o comportamento químico geral dos elementos. Uma grande vantagem de uma disposição de elementos conforme a atual estrutura da tabela periódica é a facilidade de se estudar inicialmente as propriedades de um grupo de elementos e não as propriedades de todos os elementos isoladamente.

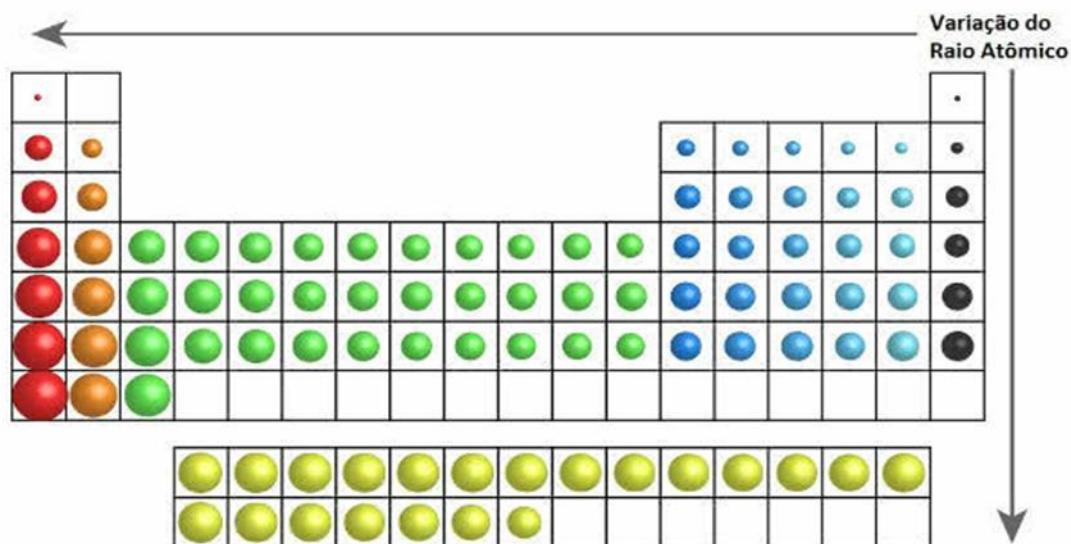
6. Tamanho do átomo

Esta é uma propriedade difícil de se determinar, pois a probabilidade de se encontrar um elétron ainda a uma distância muito grande (tendendo ao infinito) do núcleo nunca é igual a zero, de modo que a distância “limite” do átomo é arbitrária. A distribuição da probabilidade eletrônica é afetada pelo que há ao redor do núcleo. Tabelas proporcionam uma comparação dos tamanhos relativos, geralmente obtidos da divisão exata da distância observada entre centros de átomos idênticos adjacentes.

A dedução é feita da seguinte maneira: primeiramente, numa molécula de H_2 a distância de ligação (distância entre os núcleos dos dois átomos ligantes) é de $0,740 \text{ \AA}$, assim o raio de um único átomo de hidrogênio é igual a $0,370 \text{ \AA}$. No diamante, a distância entre átomos de carbono é de $1,54 \text{ \AA}$, logo o raio de um único carbono é $0,77 \text{ \AA}$. Finalmente, no metano (CH_4), se os raios dos átomos de carbono e hidrogênio fossem fixos, conforme mensurados anteriormente, a distância de ligação C-H seria $1,14 \text{ \AA}$ ($0,370 \text{ \AA} + 0,77 \text{ \AA}$) mas na verdade é $1,10 \text{ \AA}$. A dificuldade em determinar as medidas experimentais dos tamanhos atômicos deve-se, portanto, não à técnica de mensuração, mas sim à interpretação dos resultados, já que os raios efetivos dos átomos não são constantes.

A contribuição de cada átomo na distância de ligação total depende da natureza da ligação, que por sua vez depende, em parte, das propriedades dos átomos. Considerando então raios atômicos aproximados obtidos através de medidas de distâncias interatômicas, pode-se observar que o tamanho do átomo varia periodicamente dentro da tabela periódica, obedecendo a uma tendência geral de aumentar de cima para baixo nos grupos e diminuir da esquerda para a direita nos períodos.

FIGURA 2 – Variação do Raio Atômico.



A explicação para a redução do raio atômico ao longo do segundo e terceiro períodos é que, nestes períodos, os elétrons são adicionados na camada de valência dos átomos e, com o aumento do número atômico, para cada elétron adicionado, há também o acréscimo de um próton no núcleo, tornando a carga nuclear maior. A força de atração eletrostática do núcleo sobre os elétrons é proporcional à carga nuclear e, conforme esta carga aumenta, a atração sobre os elétrons também aumenta, reduzindo o raio atômico.

O decréscimo moderado do raio atômico, observado no quarto, quinto e sexto períodos, também é explicado pela configuração eletrônica de seus elementos.

Os elementos de transição, que são maioria nestes três períodos, são caracterizados por receber elétrons não na camada de valência, mas sim na segunda camada mais externa. Uma vez que os elétrons são colocados nos orbitais $(n - 1)d$, entre o núcleo e a camada de valência n , eles protegem parcialmente os elétrons de valência da força de atração exercida pelo núcleo. Este efeito de blindagem faz com que o raio não decresça tão rapidamente ao longo dos períodos, nos trechos dos elementos de transição.

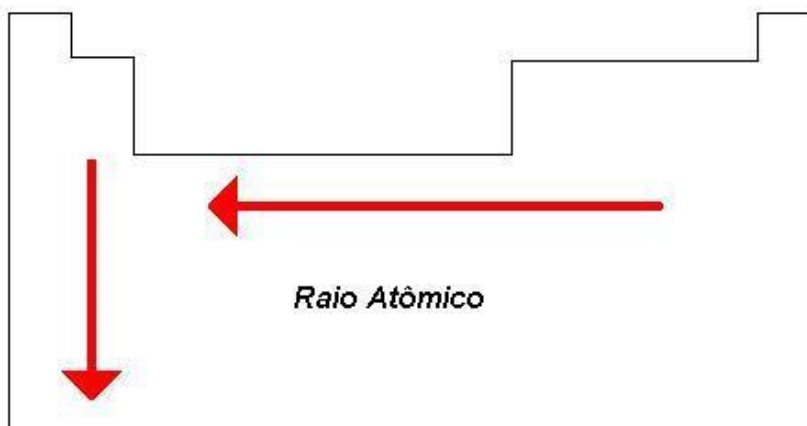
No final da série dos elementos de transição, a subcamada $(n - 1)d$ se aproxima de sua população máxima, 10 elétrons, aumentando o efeito de blindagem; conseqüentemente, as repulsões interatômicas entre a camada $(n - 1)d$ e a camada de valência compensam quase completamente o aumento na carga nuclear, acarretando um menor aumento no tamanho do raio, principalmente nas séries dos elementos de transição interna, onde a subcamada $(n - 2)f$, que é preenchida ao longo do período, comporta um grande número de elétrons (14, no máximo).

No grupo, o aumento de tamanho se explica, pois quanto maior o número de camadas utilizadas, maior o tamanho. Se há aumento da carga nuclear, se esperaria uma maior atração do núcleo, entretanto o número de elétrons por camada aumenta, causando o aumento na distância entre a camada de valência e o núcleo. Conseqüentemente, o aumento do número de camadas internas de elétrons implica no aumento do efeito de blindagem que compensa o aumento da carga nuclear, resultando num aumento do raio atômico.

Existem, porém, lugares na tabela periódica onde o tamanho atômico não varia significativamente no grupo. Analisando qualquer elemento de transição do quarto período e um imediatamente abaixo, do quinto período, notamos apreciável aumento do raio atômico. Do quinto para o sexto período, praticamente não há alteração. Isso ocorre devido à contração lantanóidica. O zircônio ($Z = 40$) com um raio de 1,45 Å é aproximadamente igual ao háfnio ($Z = 72$), de raio 1,44 Å. Esta contração corresponde à aparição de elétrons em orbitais 4f que se situam profundamente dentro do átomo, onde os efeitos de aumento de carga nuclear e população eletrônica se cancelam, ou seja, a blindagem da camada interna compensa completamente o efeito de aumento da carga nuclear.

Similaridade no tamanho e na configuração eletrônica entre os elementos de transição do quinto e sexto períodos conduz a semelhanças notáveis em propriedades químico-físicas. O zircônio e o háfnio formam compostos químicos com fórmulas similares, apresentam-se juntos nos minérios no estado natural e apresentam propriedades semelhantes.

FIGURA 3 – Raio Atômico.



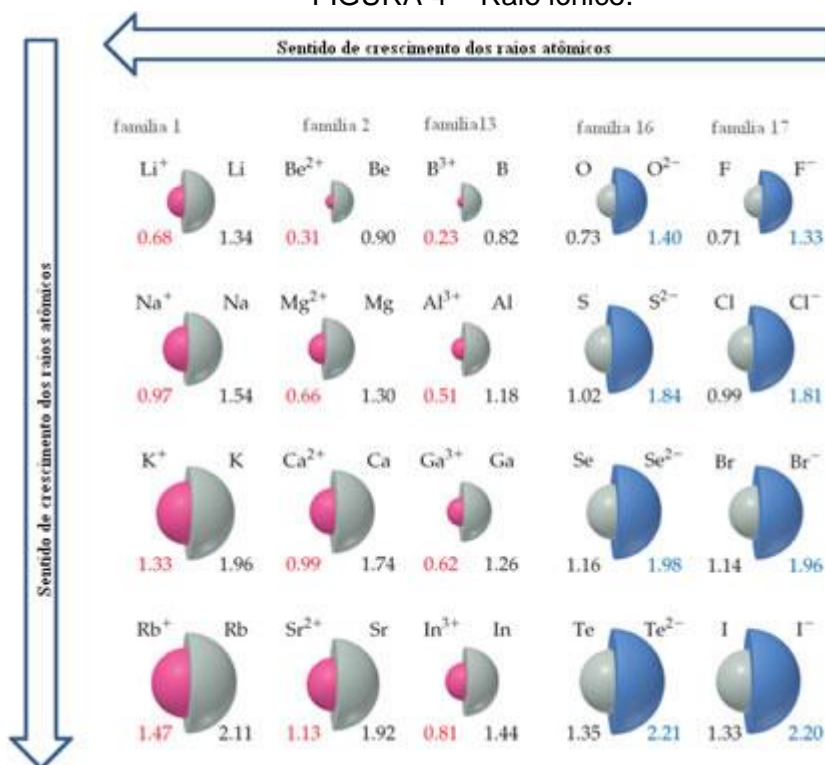
7. Raio iônico

O raio de um íon é chamado raio iônico, ele ocorre quando o raio de um átomo é alterado em tamanho quando o átomo se transforma em um íon. Quando comparamos um átomo neutro com seu íon, a carga efetiva do núcleo sobre os elétrons permanece constante, pois o número atômico não se altera. Porém, como o número de elétrons em um íon é sempre diferente do número de elétrons do átomo neutro, ocorrerá uma diferença no raio atômico decorrente dessa situação.

Por exemplo, um átomo de sódio, cuja configuração é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, quando perde seu elétron 3s, logicamente, perde também a terceira camada, o que leva à redução do raio. Além disso, o menor número de elétrons facilita a atração nuclear sobre a nuvem eletrônica, contribuindo para a redução do raio. Podemos generalizar que um cátion é sempre menor do que o átomo neutro que o originou.

Por outro lado, o cloro, por exemplo, cuja configuração é $1s^2 2s^2 2p^5$, quando recebe um elétron, aumenta seu número de elétrons e, conseqüentemente, as repulsões intereletrônicas na camada 2p. Isso contribui para uma expansão da nuvem eletrônica, que aumenta o raio iônico.

FIGURA 4 – Raio iônico.

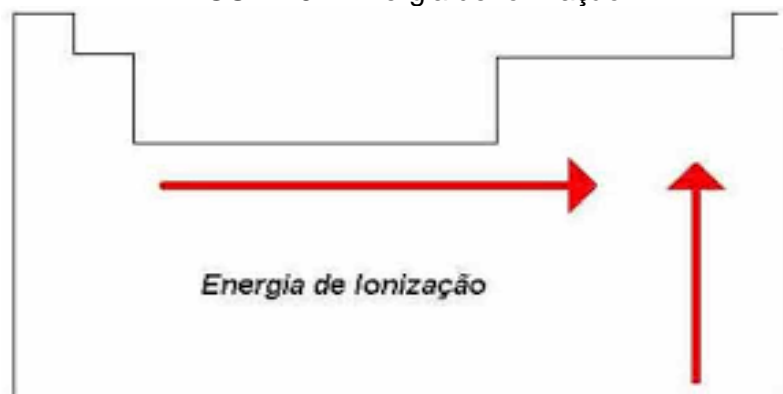


8. Raio covalente

Além do raio atômico e do raio iônico, podemos ainda falar em raio covalente e raio de Van der Waals. O raio atômico corresponde ao raio do átomo em seu estado neutro, ou seja, sem se combinar; o raio iônico corresponde ao raio de um íon, ou seja, do átomo que forma uma ligação iônica; logicamente, o raio covalente corresponde ao raio de um átomo que forma uma ligação covalente. O raio covalente é menor que o raio iônico, devido ao fato de o átomo não receber elétrons, mas compartilhar, fazendo com que a expansão da nuvem eletrônica seja menos intensa, já que o elétron não pertence somente a um átomo.

Para exemplificar o conceito de raio de Van der Waals vamos imaginar uma substância diatômica no estado sólido. Nesse estado, as moléculas “encostam-se” umas às outras. Podemos esquematizar as moléculas desenhando átomos com raios

FIGURA 6 – Energia de Ionização.

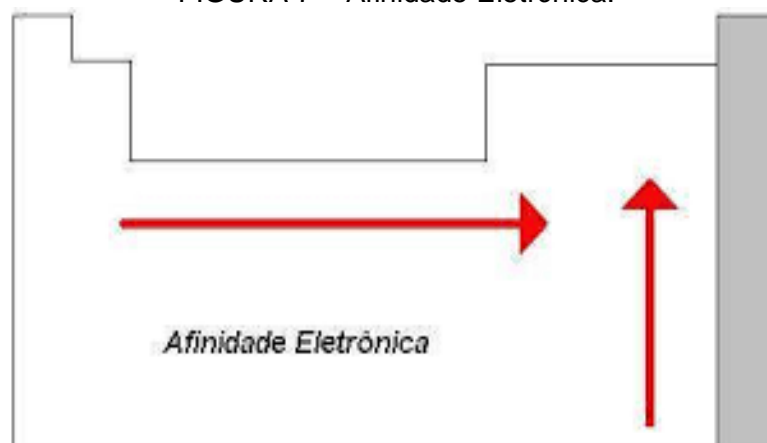


10. Afinidade eletrônica

A afinidade eletrônica ou eletro-afinidade pode ser definida como a quantidade de energia liberada no processo em que um átomo isolado, no seu estado fundamental, recebe um elétron, formando um íon negativo (ânion).

A liberação de energia mede o quão fortemente o elétron se liga ao átomo, portanto quanto mais negativo o valor da afinidade eletrônica, maior é a tendência do átomo em receber o elétron. Isso, porém, não impede que alguns elementos tenham afinidade eletrônica positiva, o que indica uma baixíssima tendência de receber elétrons e a necessidade de absorver energia para poder ganhar elétrons.

FIGURA 7 – Afinidade Eletrônica.

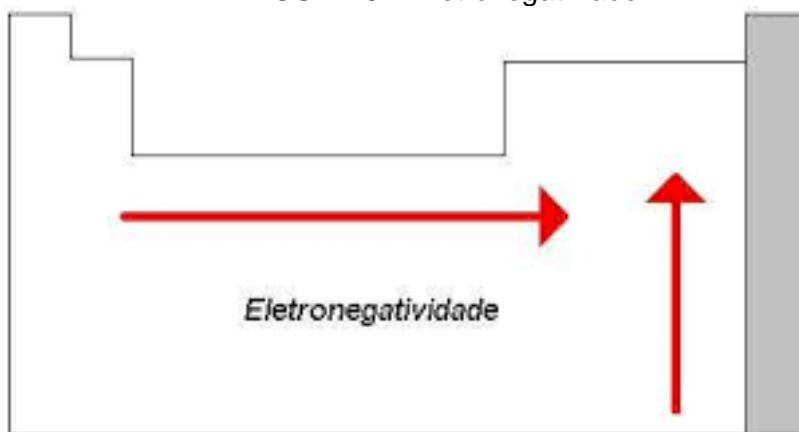


11. Eletronegatividade

A eletronegatividade é definida como o grau de intensidade com que um átomo atrai elétrons. Tende a crescer da esquerda para a direita através de um período na tabela periódica devido ao aumento da carga nuclear, e de cima para baixo num grupo. A eletronegatividade decresce à medida que a camada de valência se torna mais afastada do núcleo e à medida que o efeito de blindagem compensa amplamente o aumento da carga nuclear.

Segundo a primeira definição de eletronegatividade, que seria a capacidade de um átomo em atrair elétrons e, portanto, tornar-se um íon negativo (ânion), podemos então definir eletropositividade como a capacidade de um átomo em perder elétrons, originando cátions.

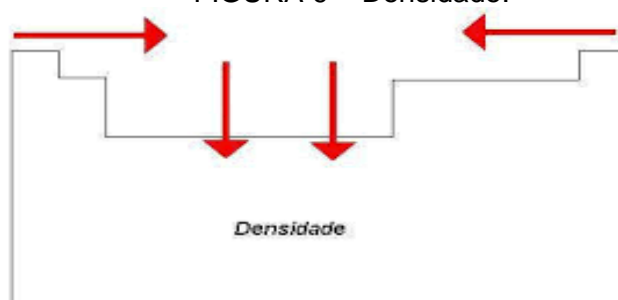
FIGURA 8 – Eletronegatividade.



12. Densidade

A densidade dos elementos é uma propriedade física que apresenta periodicidade dentro da disposição da tabela periódica, embora as variações de densidade não sejam muito regulares, pois diferentes características estruturais influenciam na densidade da substância. Num período, a densidade aumenta das extremidades para o centro. Nos grupos, ela aumenta de cima para baixo.

FIGURA 9 – Densidade.



13. Ponto de fusão e ponto de ebulição

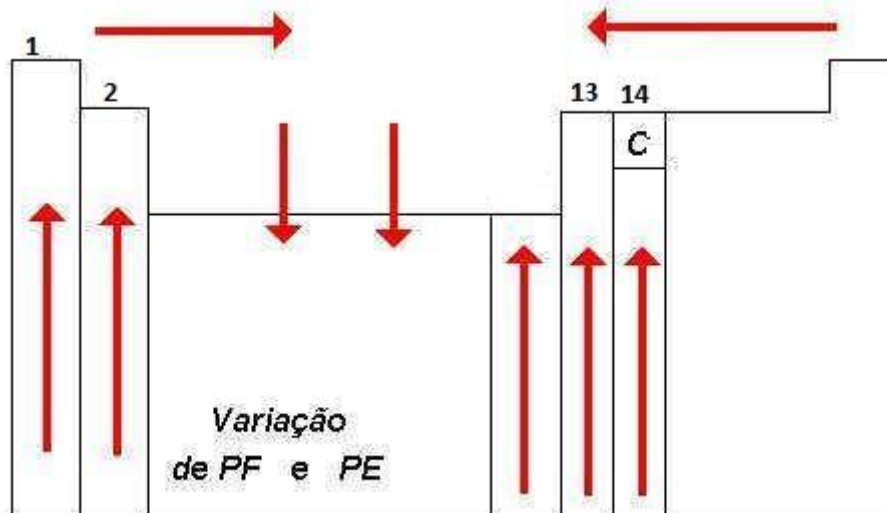
O ponto de fusão é a temperatura na qual uma substância passa do estado sólido para o estado líquido. Os elementos de transição do 4º período tem uma variação interessante de ponto de fusão, o ponto de fusão aumenta em direção ao centro do período e caem novamente ao final. Pode-se perceber que, devido ao número de elétrons desemparelhados nos átomos desses elementos, existe algum grau de ligações entre eles. Já os metais com mais alto ponto de fusão se encontram no 6º período após o lantânio.

Os metais que tem baixo ponto de fusão tendem a ser mais macios. Os metais com pontos de fusão intermediários tendem a ter sua dureza intermediária e os com alto ponto de fusão tende a ser duros.

O ponto de ebulição é a temperatura na qual uma substância passa do estado líquido para o estado gasoso.

Nos demais grupos, os elementos com maiores pontos de fusão e ebulição estão posicionados na parte inferior da tabela periódica. Nos períodos, de maneira geral, os pontos de fusão e ebulição crescem das extremidades para o centro da tabela.

FIGURA 10 – Ponto de Fusão e Ponto de Ebulição.



Referências bibliográficas

- 1) ALMEIDA, L. R. Tabela periódica interativa. Disponível na internet. <http://www.merck.com.br>. 24 jul. 2003.
- 2) BRADY, J. E.; HUMISTON, G. E. Química geral. 2. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1986. V. 1.
- 3) LEE, J. D. Química inorgânica não tão concisa. São Paulo: E. Blücher, 2001.
- 4) JOHN C. KOTZ; PAUL M. TREICHEL; GABRIELA C. WEAVER. Química Geral. 6. ed., vol 1. São Paulo: Cengage Learning, 2009.

LISTA DE EXERCÍCIOS

- 1) Diga o nome e o símbolo para os elementos cuja localização na tabela periódica é:
 - a) Grupo 1 período 4
 - b) Grupo 3 período 3
 - c) Grupo 6 período 2
 - d) Grupo 2 período 6
- 2) Por que o flúor apresenta raio atômico menor que o oxigênio e cloro?
- 3) Quantos elétrons não pareados são encontrados nos seguintes átomos nos seus estados fundamentais:
 - a) Mn
 - b) Sc
 - c) Fe
 - d) Zn
- 4) O primeiro estado excitado é a configuração mais próxima do estado fundamental e ao mesmo tempo mais alta que este. Escreva a configuração eletrônica correspondente ao primeiro estado excitado dos seguintes elementos:
 - a) Ne
 - b) Li.

- 5)
- Que subcamada está sendo preenchida para os elementos terras raras e quais são estes elementos?
 - Que subcamada eletrônica está sendo preenchida para os actinóides?
 - Baseando-se na configuração eletrônica o que tem em comum os elementos do grupo 7?
- 6) As energia de ionização do Li e K são 519 e 418 kJ/mol, respectivamente. Dos seguintes valores, qual seria a energia de ionização para o sódio e por quê?
- 334;
 - 360;
 - 450;
 - 494;
 - 635.
- 7) Os números atômicos de três elementos A, B, e C são 20, 30 e 53, respectivamente. Indicar:
- símbolo,
 - configuração eletrônica,
 - posição na tabela periódica,
 - ordenar por eletronegatividade.
- 8) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.
- 9) Quais das seguintes designações de orbitais não são possíveis:
6s, 2d, 8p, 4f, 1p e 3f?
- 10) A quais grupos pertencem os seguintes elementos: Cl, Al, Cs, Ce e U? Por que o Al é usado como material estrutural de baixo peso? Como reage com a água? Compare com o Fe.
- 11) Escreva uma tabela comparativa das principais propriedades físicas e químicas dos metais e não metais.
- 12) Qual é a configuração eletrônica e valência mais provável do elemento de número atômico 10?
- 13) Quais as características em comum que possuem os metais de transição? Explique brevemente cada uma de elas.
- 14) Quais são algumas das aplicações dos lantanídeos?
- 15) Defina ou explique os seguintes termos: período, grupo, grupo B, elemento representativo, elemento de transição interna?
- 16) Em qual grupo da tabela periódica está: a) um halogênio, b) um metal alcalino, c) um metal alcalino-terroso, d) um calcogênio, e) um gás nobre?
- 17) Por que um número de elementos de cada período da tabela periódica aumenta de cima para baixo?

- 18) Usando somente a tabela periódica, dê as configurações eletrônicas nos estados fundamentais de: a) C ($Z=6$), b) P ($Z=15$), c) Cr ($Z=24$), d) As ($Z=33$), e) Sr ($Z=38$), f) Cu ($Z=29$). Usar a notação espectroscópica.
- 19) Usando somente a tabela periódica, dê as configurações eletrônicas nos estados fundamentais de: a) Al^{3+} , b) Ca^{2+} , c) Rb^+ , d) O^{2-} , e) Br^- , f) Ti^{2+} , g) Mn^{3+}
- 20) Usando somente a tabela periódica, dê o símbolo do átomo, no estado fundamental, que tem a seguinte configuração na camada de valência: a) $3s^2$, b) $2s^2, 2p^1$, c) $4s^2, 4p^3$, d) $5s^2, 5p^4$, e) $6s^2, 6p^6$.
- 21) Qual o significado do tamanho de um átomo? Quais são os problemas associados às determinações do tamanho atômico?
- 22) Onde se encontram na tabela periódica os elementos com primeiras energias de ionização mais altas. Explique?
- 23) O volume de uma amostra de um sólido C contendo 1 mol de átomos é $5,0 \text{ cm}^3$, enquanto uma amostra de N é de 14 cm^3 . Calcule a densidade de cada um destes dois sólidos.
- 24) Para cada um dos seguintes pares de átomos, indique qual tem a primeira energia de ionização mais alta e explique brevemente por que: (a) S e P, (b) Al e Mg, (c) Sr e Rb, (d) Cu e Zn, (e) Rn e At, (f) K e Rb.
- 25) Como a primeira energia de ionização do íon Cl^- está relacionada com a afinidade eletrônica do átomo de Cl?
- 26) Por que a segunda energia de ionização de qualquer átomo é maior do que a primeira?
- 27) Para cada um dos seguintes pares de átomos, estabeleça qual deveria ter a maior afinidade eletrônica e explique por que: a) Br e I, b) Li e F, c) F e Ne;
- 28) As seguintes partículas são isoeletrônicas, isto é, possuem a mesma configuração eletrônica. Coloque-as em ordem decrescente de raios: Ne, F^- , Na^+ , O^{2-} , Mg^{2+} .
- 29) Que elemento é:
a) um halogênio no quinto período,
b) um gás nobre no terceiro período,
c) um metal alcalino com mais uma camada ocupada do que o potássio,
d) um elemento de transição com uma configuração $4d^3$?
- 30) Coloque em ordem decrescente de raio atômico: Se^{2-} , S^{2-} , Te^{2-} , O^{2-} .
- 31) A primeira energia de ionização do Na é 496 kJ mol^{-1} . A afinidade eletrônica do Cloro é 348 kJ mol^{-1} . Considere que um mol de átomos de Na gasoso reage com 1 mol de átomos de Cl gasoso para formar um mol de Na^+ e Cl^- . Este processo libera ou absorve energia? Quanto?
- 32) Calcule a frequência e o comprimento de onda de luz necessária para ionizar átomos de lítio, sendo que a primeira energia de ionização é 520 kJ mol^{-1} .

- 33) Qual das seguintes espécies tem o menor raio iônico: Fe^{2+} ou Fe^{3+} . Explique.
- 34) Qual dos átomos deve ter maior afinidade eletrônica: C ou N? Explique.
- 35) A primeira energia de ionização do ouro ($Z=79$) é maior do que da prata ($Z=47$), cuja posição é imediatamente acima na tabela periódica. Explique.
- 36) Quantos elétrons estão presentes na camada de valência de:
- N^{3-}
 - O^{2-}
 - F^-
 - Ne
- 37) Dê os símbolos de todos os átomos no estado fundamental que tenha
- configurações da camada de valência $4s^1$,
 - configuração da camada de valência $5s^2 5p^2$,
 - subcamada 3d semipreenchida,
 - subcamada 3d totalmente preenchida;