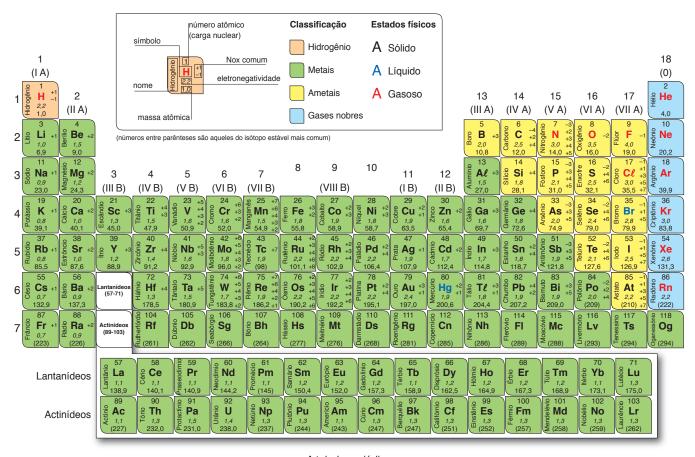


Capítulo 08 |

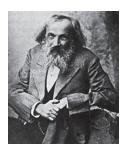
Classificação periódica dos elementos químicos



A tabela periódica.

Por onde você começa a organizar seu quarto? Qual o critério que você usa para isso? Eu sei que essa tarefa é, na maioria das vezes, bem chata e trabalhosa, mas necessária. Da mesma forma, desde que os cientistas começaram a desvendar os mistérios da matéria e se depararam com diferentes tipos de elementos, tiveram que arranjar uma forma de organizá-los para entendê-los. Nasciam, assim, as primeiras tabelas periódicas.

Mendeleev e Lothar Meyer



Dimitri Mendeleev (1834-1907)

Dimitri Mendeleev foi um químico russo muito famoso, sendo considerado pela comunidade científica um dos maiores gênios da Química. Mendeleev nasceu em Tobolsk, na Sibéria, em 1834. Doutorou-se na Universidade de São Petersburgo, onde começou a lecionar em 1866. O conceito de periodicidade química deve seu desenvolvimento, em especial, a dois químicos, Lothar Meyer

(alemão) e Dimitri Mendeleev (russo). Trabalhando independentemente, chegaram a um correlacionamento mais detalhado das propriedades dos elementos e suas **massas atômicas**, o que proporcionou uma melhor visualização da periodicidade das propriedades dos elementos. Vários cientistas contribuíram para que se chegasse à classificação periódica dos elementos; porém, o trabalho de Mendeleev destacou-se por ser o mais completo e ousado.



Lothar Meyer (1830-1895)

Em 1869 Mendeleev apresentou à comunidade científica a sua lei periódica dos elementos. Sentindo-se muito seguro da validade de sua classificação, Mendeleev deixou posições vazias na sua tabela, dedicadas a elementos que ainda eram desconhecidos. Predisse, com uma precisão surpreendente, as propriedades desses elementos quando viessem a ser conhecidos. Para isso, utilizou como base as informações dos elementos vizinhos. Abaixo temos um exemplo de um desses elementos, o eka-silício:

Propriedades	Propriedades previstas por Mendeleev para o eka-silício (1871)	Propriedades deter- minadas experimen- talmente para o ger- mânio (Ge) (1885)	
Massa atômica	72	72,6	
Densidade (g/cm³)	5,50	5,47	
Cor	Cinzento	Cinzento claro	
Densidade (g/cm³) do óxido	4,7	4,7	

A figura abaixo mostra a tabela original de Mendeleev:

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВЪСЪ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВЪ

$$T_1 = 50 \qquad Z_T = 90 \qquad ? = 180.$$

$$V = 51 \qquad Nb = 94 \qquad Ta = 182$$

$$C_T = 52 \qquad Mo = 96 \qquad W = 186.$$

$$Mn = 55 \qquad Rh = 104.4 \qquad P_1 = 197.4.$$

$$Fe = 56 \qquad Ru = 104.4 \qquad Ir = 198$$

$$Ni = Co = 59 \qquad P_1 = 106.6 \quad Os = 199.$$

$$Cu = 63.4 \qquad Ag = 108 \qquad Hg = 200$$

$$Be = 9.4 \qquad Mg = 24 \qquad Zn = 65.2 \qquad Cd = 112$$

$$B = 11 \qquad A1 = 27.4 \qquad ? = 68 \qquad Ur = 116 \qquad Au = 197?$$

$$C = 12 \qquad Si = 28 \qquad ? = 70 \qquad Sn = 118$$

$$N = 14 \qquad P = 31 \quad As = 75 \qquad Sb = 122 \qquad B_1 = 210?$$

$$0 = 16 \qquad S = 32 \quad Se = 79.4 \qquad Te = 128?$$

$$F = 19 \qquad C1 = 35 \quad Br = 80 \qquad I = 127$$

$$Li = 7 \quad Na = 23 \qquad K = 39 \quad Rb = 85.4 \quad Cs = 133 \qquad T_1 = 204$$

$$Ca = 40 \quad Sr = 87.6 \quad Ba = 137 \quad Pb = 207$$

$$? = 45 \quad Ce = 92$$

$$?Er = 56 \quad La = 94$$

$$?Y1 = 60 \quad D_1 = 95$$

$$?In = 75.6 \quad Th = 118?$$

Д. Менделвевъ

Fonte: upload.wikimedia.org.

Os outros elementos previstos por Mendeleev foram o gálio (68) e o escândio (45). Outra grande "sacada" desse cientista foi violar sua própria lei periódica, colocando o Telúrio (128) antes do lodo (127). Prevaleceram para ele as propriedades do elemento, pois o cientista acreditava que as massas na época apresentavam medidas erradas.

Moseley



Moseley (1887-1915)

Em 1913, o cientista britânico Henry Moseley descobriu que o número de prótons no núcleo de um determinado átomo era sempre o mesmo. Moseley usou essa ideia 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 Moseley, 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, aplicando novos dados, como as descobertas de novos elementos ou um número mais preciso na massa atômica, e rearranjando os existentes, sempre em função dos conceitos originais.

As últimas modificações ocorreram através do trabalho de Glenn Seaborg, na década de 50. A partir da descoberta do plutônio em 1940, Seaborg descobriu todos os elementos transurânicos (do número atômico 94 até 102). Reconfigurou a tabela periódica colocando a série dos actnídeos abaixo da série dos lantanídeos. Em 1951, Seaborg recebeu o Prêmio Nobel em Química pelo seu trabalho. O elemento 106 da tabela periódica é chamado seabórgio, em sua homenagem.

Estrutura da tabela

A estrutura atual da tabela é apresentada a seguir. Vamos abordar os detalhes de períodos e colunas.

Períodos

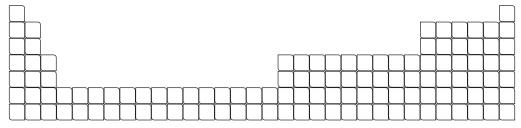
Ao contrário das colunas, os períodos não apresentam nenhum nome específico. Eles são simplesmente numerados de 1 a 7.

7 linhas horizontais

- 1º período: é muito curto, tem 2 elementos, o H e o He.
- 2º período: é curto, tem 8 elementos; vai do Li ao Ne.
- 3º período: é curto, tem 8 elementos; vai do Na ao Ar.
- 4º período: é longo, tem 18 elementos; vai do K ao Kr.
- 5º período: é longo, tem 18 elementos; vai do Rb ao Xe.
- 6º período: é superlongo, tem 32 elementos; vai do Cs ao Rn.
- 7º período: é superlongo, tem 32 elementos, vai do Fr ao Og.

Obs: a série dos lantanídeos e a série dos actinídeos estão, por comodidade, representadas abaixo da tabela. Dessa forma, temos 18 grupos principais na tabela tradicional.

Uma outra visão da tabela periódica que obedece aos sete períodos seria a da forma alongada. Abaixo temos essa representação sem os elementos químicos.



Representação da tabela periódica alongada.

Famílias ou grupos

Até 1985 a tabela era organizada por 16 grupos divididos em A e B. Eram 8 grupos A e oito grupos B. O grupo 8B era formado por três colunas: Fe-Co-Ni.

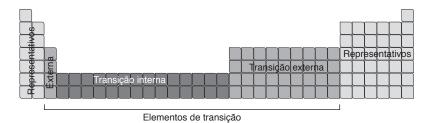
Os principais grupos, com seus respectivos nomes, são:

• 1 ou 1A: família dos metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs e Fr)



- Álcali significa "cinza de plantas". São encontrados principalmente K e Na
- 2 ou 2A: família dos metais alcalinoterrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra)
- 16 ou 6A: família dos calcogênios (O, S, Se, Te e Po)
 - Formadores de cobre: o metal cobre é encontrado na natureza normalmente associado a O ou S.
- 17 ou 7A: família dos halogênios (F, Cℓ, Br, I e At)
 - Formadores de sal: os principais sais extraídos da água do mar apresentam halogênios.
- 18, 8A ou 0: família dos gases nobres (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)
 - O termo nobre relaciona-se à baixa reatividade desse elementos.
 - Na tabela original de Mendeleev, n\u00e3o constam os gases nobres. Eles foram descobertos 26 anos depois.

A classificação anterior está também baseada na seguinte divisão da tabela:

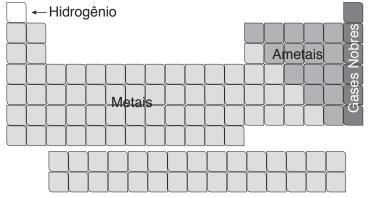


- As colunas "A" trazem os elementos representativos da Classificação Periódica.
 - · São 50 elementos
- Os elementos das colunas "B" são os chamados elementos de transição, sendo:
 - 38 de transição externa;
 - 30 de transição interna.

Metais, ametais (não metais) e gases nobres

Podemos classificar os elementos químicos, de acordo com as propriedades físicas que apresentam, em metais, ametais, semimetais e gases nobres.

- **METAIS**: são bons condutores de calor e eletricidade, dúcteis e maleáveis. À temperatura ambiente, apresentam-se no estado sólido, com exceção do mercúrio (Hg, Z = 80), que é líquido; localizam-se à esquerda na Tabela Periódica.
- AMETAIS: são maus condutores de calor e eletricidade. Não são dúcteis, nem maleáveis. À temperatura ambiente, podem ser sólidos (B, Si, As, Te, At, C, P, S, Se e I), líquido (Br) ou gasosos (N, O, F e Cℓ); localizam-se à direita na Tabela Periódica, entre os semimetais e os gases nobres.
- GASES NOBRES: são elementos quimicamente inertes; apresentam-se na natureza na forma de substâncias simples monoatômicas. São todos gasosos à temperatura ambiente.
- SEMIMETAIS: possuem propriedades intermediárias entre as dos metais e dos ametais. São todos sólidos à temperatura ambiente; na Tabela Periódica, localizam-se entre os metais e os ametais. A União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) aceita as classificação dos semimetais, mas não os define. B, Si, Ge, As, Sb, Te e Po são os mais prováveis.

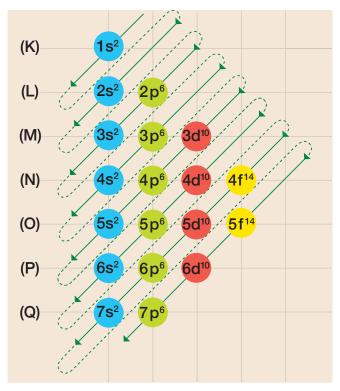


Disposição atual da tabela periódica.

A tabela periódica apresenta elementos naturais (encontrados na natureza) e elementos artificiais (produzidos em laboratório). Todos os elementos situados na tabela após o urânio (Z = 92) são artificiais e conhecidos por transurânicos; os elementos artificiais situados antes do urânio são chamados cisurânicos: são o tecnécio (Tc; Z = 43) e o promécio (Pm; Z = 61).

Distribuição Eletrônica de Linus Pauling

Como vimos, os números quânticos estão diretamente relacionados ao estado de energia dos elétrons nos átomos. Dessa forma, existe uma forma prática de entender como estes elétrons se distribuem pelas camadas e orbitais atômicos. O dispositivo é chamado de Distribuição Eletrônica de Linus Pauling, embora não tenha sido inventada por este cientista. Basicamente, o que acontece é que existe uma ordenação energética que devemos seguir para preencher os orbitais atômicos. No estado fundamental, essa ordem segue o esquema abaixo:



Representação da Distribuição Eletrônica de Linus Pauling.

Repare que o preenchimento começa pelo orbital 1s que comporta até 2 elétrons (é isso que indica do expoente). Se precisarmos alocar mais elétrons, vamos para o 2s e assim por diante. A ordem na diagonal segue o sentido de crescimento energético dado pelo aumento do número quântico principal e pelo aumento do número quântico secundário.

Ex.: Distribuindo os 11 elétrons do sódio: $11Na - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

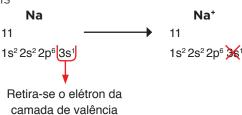
Ex.: Distribuindo os 22 elétrons do Titânio: 22Ti - 1s 2 2s 2 2p 6 3s 2 3p 6 4s 2 3d 2

Distribuição eletrônica de íons

Para fazer a distribuição eletrônica de íons deve-se fazer a distribuição como se fosse um átomo neutro. Em seguida retiramos eletrons se for um cátion e acrescentamos elétrons se for um ânion.

Estas operações são realizadas na camada de valência.

Cátions



Ânion



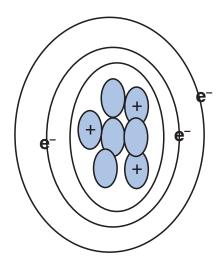
Propriedades periódicas

São propriedades que variam periodicamente com o aumento de seus números atômicos.

Carga nuclear efetiva

Muitas dessas propriedades periódicas são determinadas pela quantidade de carga positiva "sentida" pelos elétrons presentes no átomo. Com exceção do hidrogênio, esta carga positiva é sempre menor que a carga nuclear total, pois a carga negativa de elétrons de mesmo nível ou de níveis interiores "blinda" parcialmente a carga positiva do núcleo.

O lítio ($_3$ Li), por exemplo, apresenta configuração eletrônica $1s^2\ 2s^1$.



Configuração eletrônica do lítio.

Os elétrons do primeiro nível de energia experimentam uma maior interação com a carga nuclear (+3) do que o elétron de valência. A carga residual nuclear que sobra para esse elétron é aproximadamente +1.

Essa carga sentida é chamada de carga nuclear efetiva. Vale ressaltar que elétrons de mesmo nível blindam pouco um ao outro. É o caso do berílio ($_4$ Be), que tem a seguinte configuração: 1s² 2s². Nesse caso, a carga nuclear efetiva dos elétrons de valência é aproximadamente +2.

A carga nuclear efetiva "percebida" pelos elétrons de valência é determinada principalmente pela diferença entre a carga do núcleo e a carga total dos elétrons interiores.

Numericamente, a carga nuclear efetiva ($Z_{\rm eff}$) pode ser calculada como a diferença entre a carga nuclear total (Z) e a blindagem (S) realizada pelos elétrons.

$$Z_{\text{eff}} = Z - S$$



É fácil entender que quanto maior o número de elétrons no átomo, menor será a carga nuclear efetiva sentida pelo elétron de valência. Dessa forma, fica fácil compreender as propriedades periódicas.

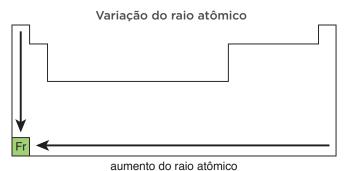
Raio atômico

As propriedades ondulatórias do elétron tornam difícil definir quais são exatamente as dimensões de um átomo ou íon. Em certos casos, encontramos padrões de dimensões. Em compostos orgânicos que apresentam somente carbono e hidrogênio, a distância entre os núcleos dos átomos é praticamente a mesma, independente do composto formado.

As dimensões dos raios atômicos são medidas pela distância média entre núcleos de átomos vizinhos. Nos sólidos que apresentam organização, como os metais, uma simples difração de raio X pode fornecer esse valor.

Para um ametal, como o ${\rm C}\ell_2$, usamos o raio covalente para predizer o valor. Já para um gás nobre, utilizamos o raio de van der Waals, que é a metade da distância entre os centros dos átomos vizinhos em uma amostra da substância no estado sólido. Esse, em geral, é muito maior que os raios covalentes.

A figura seguinte mostra a variação do raio atômico em uma tabela alongada. O valor do raio, normalmente dado em angstrom ($Å = 1,0.10^{-10}$ m), aumenta da direita para a esquerda nos períodos e cresce de cima para baixo em um grupo.





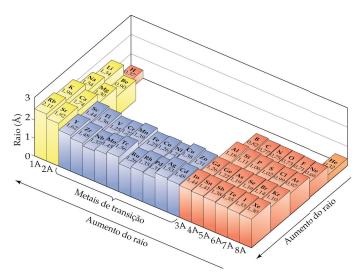
São dois fatores para compreender essas variações: o número quântico principal dos elétrons de valência e a carga nuclear efetiva.

Em um grupo a variação da carga nuclear efetiva é praticamente constante. O césio ($_{55}$ Cs), por exemplo, tem carga nuclear igual a 55, e entre seu elétron de valência e o núcleo há 54 elétrons "blindantes". A carga experimentada por esse elétron é praticamente igual a 1. O mesmo ocorre com o potássio ($_{19}$ K), que apresenta carga nuclear igual a 19 e 18 elétrons entre o núcleo e o elétron de valência. O que vai prevalecer nesse caso é o valor de n; quanto maior ele for, maior será o orbital e maior será o raio atômico.

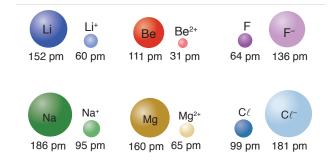
Da esquerda para a direita em um período, são adicionados elétrons em um mesmo nível de energia. Todos os elétrons então terão o mesmo valor de n. Nesse sentido ocorre o aumento da carga nuclear. Se observamos, do ₃Li ao ₉F, a carga nuclear aumenta em seis unidades. O nível anterior (1s²) permanece inalterado. Como elétrons de mesmo nível têm pouco efeito de blindagem, individualmente cada elétron "experimenta"

uma maior carga nuclear efetiva, diminuindo a probabilidade de encontrar um elétron mais distante do núcleo,reduzindo, assim, o raio atômico.

Uma outra observação importante é que as variações menos pronunciadas se referem aos raios dos metais de transição, comparados aos representativos. Isso acontece porque a configuração do nível de valência permanece praticamente a mesma. No quarto período, por exemplo, do 21 Sc ao 30 Zn, os elétrons adicionados entram no subnível 3d, enquanto os elétrons exteriores estão no 4s. O aumento da blindagem é bem significativo nesse caso. O aumento da carga nuclear efetiva é mais gradual e o mesmo acontece com o raio. Algumas inversões de raios são normais nos elementos de transição.



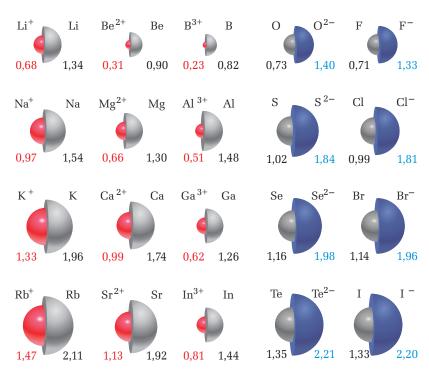
Raio iônico



Quando adicionamos elétrons em um átomo, o efeito repulsivo entre os elétrons do nível aumenta. Esse afastamento faz com que os elétrons ocupem um maior volume; dessa forma, tem-se um aumento do raio.

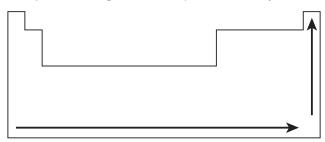
No caso dos cátions, a remoção de um elétron diminui a repulsão entre os remanescentes e aumenta a carga nuclear efetiva.

Para espécies isoeletrônicas, quanto maior a carga nuclear, menor o raio.



Energia de ionização

Variação da Energia de Ionização da tabela periódica



aumento da energia de ionização

Energia necessária para remover um elétron de um átomo ou íon isolados na fase gasosa. Essa energia é expressa em eV para um átomo isolado e em kJ por mol de átomos. Esse processo sempre ocorre com um aumento da energia potencial.

Em um grupo, a primeira energia de ionização decresce. À medida que descemos no grupo, o valor de n aumenta e os elétrons exteriores ficam mais distantes do núcleo, enfraquecendo, portanto, suas interações com ele. Em um período, já vimos que a carga nuclear efetiva aumenta da esquerda para a direita. Ocorre, então, um decréscimo das dimensões do átomo, fazendo com que os elétrons de valência interajam mais fortemente com o núcleo; sendo assim, teremos uma maior energia de ionização.

Energias sucessivas de ionização

Para um dado elemento, a energia de ionização sucessiva aumenta até que o nível de energia fique vazio. Isso é explicado, pois cada elétron remanescente experimenta uma maior carga nuclear efetiva. Quando o próximo elétron a ser retirado pertence a um nível de energia menor, ocorre um aumento bem significativo da energia de ionização. Observe a tabela de energias de ionização sucessivas em kJ/mol:

	1ª.	2ª.	3ª.	4 ^a .	5ª.	6ª.
H	1312					
Не	2372	5250				
Li	520	7297	11810			
Ве	899	1757	14845	21000		
В	800	2426	3659	25020	32820	
C	1086	2352	4619	6221	37820	47260
N	1402	2855	4576	7473	9442	53250
0	1314	3388	5296	7467	10987	13320
F	1680	3375	6045	8408	11020	15160
Ne	2080	3963	6130	9361	12180	15240

Irregularidades

Boro e berílio

Ocorre uma diminuição da primeira energia de ionização no sentido berílio-boro. Para ambos, o elétron retirado é do nível 2. A diferença é que, no caso do boro, o elétron retirado pertence ao subnível 2p, que é mais energético. Logo, uma menor energia é necessária para ionizá-lo se comparada à do elétron 2s do berílio.



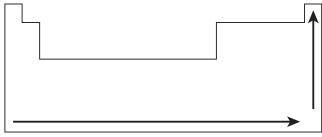
Nitrogênio e oxigênio

Nesse caso, o elétron removido do oxigênio encontra-se emparelhado com outro no orbital p. As repulsões entre os elétrons ajudam na remoção deste. No caso do nitrogênio, não existem elétrons emparelhados, logo a primeira energia de ionização é maior.



Afinidade eletrônica

Variação da afinidade na tabela periódica



aumento da afinidade eletrônica

É a variação de energia potencial associada com a adição de um elétron a um átomo ou íon de um gás em seu estado fundamental. Do mesmo modo que as energias de ionização, as unidades utilizadas nesse caso também são kJ/mol ou eV.

Para guase todos os elementos, a adição de um elétron ocorre de forma exotérmica, isso para a primeira afinidade eletrônica. Justifica-se isso devido à ação da força atrativa do núcleo que ocorre com diminuição de energia potencial. No caso de ânions bivalentes, como o O2-, um trabalho é realizado para aproximar o segundo elétron.

$$O_{(q)} + e^- \rightarrow O^-_{(q)}$$
 -141 kJ

$$O^{-}_{(a)} + e^{-} \rightarrow O^{-2}_{(a)}$$
 +844 kJ

A formação do O2- será, então, endotérmica.

Irregularidades

Elementos do grupo 2 ou 2A

Pouca tendência de receber elétrons, pois seus orbitais s já estão preenchidos. O elétron a ser adicionado deve entrar em um orbital p mais energético. Logo, o processo será endotérmico.

Elementos do grupo 15 ou 5A

A afinidade eletrônica para esses elementos é endotérmica ou levemente exotérmica. O elétron adicional deve entrar em um orbital onde já existem elétrons. Esse elétron vai "experimentar" uma força repulsiva, logo teremos tendências de aumento de energia potencial.

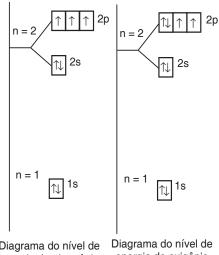


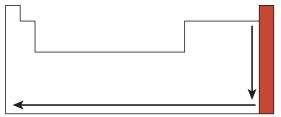
Diagrama do nível de energia do oxigênio energia do nitrogênio

Ametais do segundo e terceiro períodos

Em qualquer grupo, o elemento do segundo período tem uma afinidade eletrônica menos exotérmica que o elemento abaixo. O tamanho reduzido e o grande número de elétrons justificam isso. A atração do elétron que se aproxima será menor do que o então esperado. Dessa forma, será menos exotérmica a afinidade eletrônica se comparada à dos elementos do terceiro

Eletropositividade ou caráter metálico

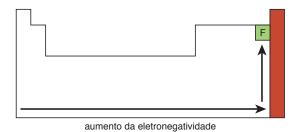
Variação da eletropositividade na tabela periódica



aumento da eletropositividade

É a tendência que os átomos possuem de ceder elétrons de seu nível mais externo, na formação de uma ligação com outros átomos. Aumenta de cima para baixo e da direita para esquerda.

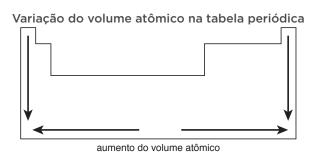
Eletronegatividade



É a tendência que os átomos possuem de receber elétrons na formação de uma ligação com outros átomos. Aumenta de baixo para cima e da esquerda para a direita.

Propriedades físicas

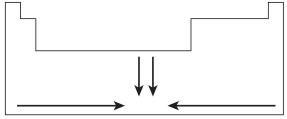
Volume atômico



É o volume ocupado por 1 mol de átomos de um determinado elemento quando no estado sólido. Aumenta de cima para baixo e do centro para as extremidades.

Densidade absoluta

Variação da densidade absoluta da tabela periódica

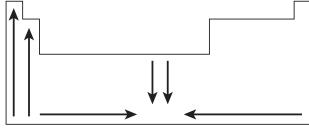


aumento da densidade absoluta

Também chamada massa específica, é a relação existente entre a massa e o volume ocupado por essa massa de um determinado elemento. Aumenta de cima para baixo e das extremidades para o centro.

Pontos de fusão e ebulição

Variação das temperaturas de fusão e de ebulição na tabela periódica



aumento das temperaturas

Indicam, respectivamente, as temperaturas em que os elementos se fundem ou entram em ebulição. Aumentam de cima para baixo (exceto nas colunas 1 A e 2 A, onde aumentam de baixo para cima) e das extremidades para o centro.



pra saber +

Metais alcalinos

Metais alcalinoterrosos

Metais de transição

Hidrogênio

Combustivel para foguete

Bateria para marca-passo

Sódio

Sal de cozinha

Potássio

Adubo químico

Rubídio

Célula fotoelétrica

Césio

Relógio atômico

Trâncio Radioativos

Berílio Esmeraldas

Magnésio Roda de liga leve

Cálcio Dentes

Estrôncio

Fogos de artifício

Bário Vela para motor

Rádio

Tinta autoluminescente

Escândio Germinação de sementes

lÍtrio Radar

> Lantânio Pedra para isqueiro

Camisas para lampião

Praseodímio

Refletores Neodímio

fones de ouvido

Promécio Resistência

Samário Absorção de infravermelho

Európio Lâmpadas econômicas

Gadolínio Tela de TV

Térbio ່⊙` CDs

Disprósio

Lâmpadas de mercúrio

Hólmio Laser odontológico

Érbio

Bijuterias Túlio

Forno de micro-ondas

Itérbio Ligas odontológicas

Lutécio Indústria petrolífera

Actínio Radioterapia

Tório Lentes para instrumentos científicos

Protactínio Radioativos

Urânio Instrumentos de navegação Netúnio

Detecção de nêutrons Plutônio

Bateria nuclear Amerício

Detectors de fumaça

Cúrio Detecção de minerais Berguélio

Radioativos Califórnio

Detecção de vazamentos

Einstênio Radioativos

Férmio Radioativos

Mendelévio Radioativos

Nobélio Radioativos

Laurêncio Radioativos

Titânio Motor de avião

Zircônio

Lantanídeos Actinídeos

Desodorantes

Háfnio

Submarino atômico

Rutherfórdio Radioativos

Vanádio

Ferramentas

Nióbio

Ferramentas de corte

Tântalo Pesos de balança

Dúbnio Radioativos

Crômio Fita de áudio e vídeo

Molibdênio Lubrificantes

Tungstênio Eletrodo de solda

Seabórgio Radioativos

Manganês Cofres

Tecnécio

Fonte de radiação

Catalisador de gasolina

Bóhrio **Radioativos**

Terro

Ferramentas Rutênio

Ponta de caneta

Ósmio Agulha de bússola

THássio Radioativos

Cobalto 🗾 Ímã permanente

Ródio

Instrumentos ópticos

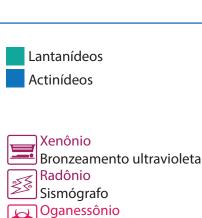
Agulha de injeção Meitnério

Radioativos



Estanho Latas

Chumbo Halteres



Radioativos

Argonio Lâmpada fluorescente

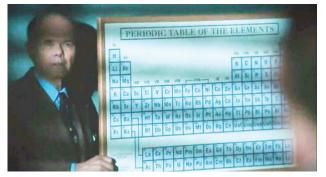
Raio laser ultravioleta

Criptônio

Exercícios

Exercícios orientados

1. (UPE-SSA 1 2017) Marvel Agent Carter é uma série de televisão, que narra as aventuras de Peggy Carter lutando contra os vilões e o machismo da sociedade no final da década de 1940. Em um dos episódios, ao buscar um equipamento escondido em um laboratório, Vernon Masters, agente do FBI, encontra-o atrás de uma tabela periódica, conforme a imagem a seguir:



(Fonte: Agente Carter, ABC) - 2015

A produção da série cometeu um erro de contexto ao utilizar uma tabela periódica com informações não disponíveis à época.

Qual das alternativas a seguir corresponde ao equívoco?

- A) A presença do hidrogênio como elemento do grupo IA é equivocada e deve ser evitada, pois não é um metal alcalino.
- B) A posição do Frâncio (Fr) o coloca como o elemento químico de maior eletronegatividade.
- C) Apresenta incoerência quanto à posição do lantânio e actínio que fazem parte do **bloco d** da classificação periódica.
- D) Apresenta incoerência quanto à presença de elementos transurânicos que não eram conhecidos na década de 1940 e 1950, como o siabórgio (Sg) e o darmstádio (Ds).
- E) Os metais $\operatorname{Ferro}({}_{28}\operatorname{Fe})$ Cobalto (${}_{27}\operatorname{CO})$ Níquel (${}_{28}\operatorname{Ni})$ e Cobre (${}_{29}\operatorname{Cu})$ contrariam a distribuição pela Lei Periódica.
- 2. (Unaerp-SP) A degeneração das articulações, levando as pessoas a sentir dores e limitações nos movimentos, é chamada de artrose. A alimentação artificial e com alimentos refinados tem carências em oligoelementos como: Zn, Mg, Mn, Li, etc., levando a uma carência enzimática, facilitando uma artrose precoce. Alimentos como café, mate, cacau, álcool e produtos sintéticos levam também a um sequestro dos oligoelementos, favorecendo a artrose. Identifique a que família dos elementos químicos pertencem os oligoelementos citados:
 - A) Lantanídeos.
- D) Gases nobres.
- B) Calcogênios.
- E) Metais.
- C) Halogênios.

- 3. (UCS-RS) O elemento químico gálio (Ga-31) possui um ponto de fusão bastante baixo para um metal (29,8 °C), porém seu ponto de ebulição é relativamente alto (1.600 °C). Essa característica permite que ele seja usado em termômetros que registram altas temperaturas. O gálio
 - A) possui configuração eletrônica igual a 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁹ 4s² 4p².
 - B) possui 1 (um) elétron na camada de valência.
 - C) possui o último elétron localizado no subnível p, da última camada.
 - D) é classificado como um elemento de transição interna.
 - E) encontra-se no estado líquido nas CNTP.
- (FCMMG) Com relação às espécies seguintes, a afirmativa ERRADA é:
 - A) Entre O²⁻, F⁻ e Ne, a última possui o menor raio.
 - B) Entre Na, $A\ell$ e $C\ell$, a última possui a maior eletronegatividade.
 - C) Entre Na⁺, Mg²⁺ e Ne, a última possui a maior energia de ionização.
 - D) Entre N, O e F, a última possui, em módulo, a maior afinidade eletrônica.
- (FCMMG) Os conceitos de energia de ionização, de afinidade eletrônica, de raio e de entalpia de formação aplicam-se a qualquer espécie química.

Com relação às espécies gasosas $C\ell^-$, Ar, K^+ e Ca^{2+} , a afirmativa **CORRETA** é:

- A) O menor raio é o do Ar_(g).
- B) A maior energia de ionização é a do $K^{+}_{(q)}$.
- C) A maior afinidade eletrônica, em módulo, é a do Ca²⁺(o).
- D) A menor entalpia padrão de formação, em módulo, é a do $C\ell^-_{(c)}$.

Exercícios complementares

6. (UERJ) Um átomo do elemento químico x, usado como corante para vidros, possui número de massa igual a 79 e número de nêutrons igual a 45. Considere um elemento y, que possua propriedades químicas semelhantes às do elemento x.

Na Tabela de Classificação Periódica, o elemento y estará localizado no seguinte grupo:

- A) 7.
- B) 9.
- C) 15.
- D) 16.

7. (UEPB) "A Tabela Periódica dos elementos químicos é uma das maiores descobertas científicas do mundo. Pode ser comparada em importância com a classificação de espécies de plantas por Lineu ou com a sistematização das partículas subnucleares pelos físicos Gell-Mann e Ne'eman. A Tabela Periódica é o esquema classificatório fundamental para todos os elementos e pode ser dito que resume o conhecimento da Química".

Rouvray, D.H. *Elements in the history of the periodic table*. Endeavour, v. 28, n. 2, 2004.

De acordo com as informações apresentadas na tabela periódica, analise as informações a seguir:

- Boas condutividades térmica e elétrica, maleabilidade e dutibilidade são propriedades dos elementos semimetálicos
- Mendeleev propôs que os átomos poderiam ser classificados na ordem crescente de seu número atômico.
- III. Os gases nobres são átomos que nunca reagem com os outros átomos.
- IV. O elemento hidrogênio deve ser estudado como um grupo à parte por possuir propriedades químicas distintas das dos demais elementos químicos.

Das afirmativas acima está(ão) CORRETA(S):

- A) As alternativas II e III.
- D) As alternativas III e IV.
- B) Apenas a alternativa I.
- E) As alternativas I e II.
- C) Apenas a alternativa IV.
- O elemento químico mais eletronegativo da família IIIA da classificação periódica é
 - A) B

D) $C\ell$

Β) Τ*ℓ*

E) A ℓ

- C) Na
- 9. (UFLA-MG) Entre os pares de elementos químicos apresentados, o par cujos elementos têm propriedades químicas semelhantes é:
 - A) Fe Ne.
- C) Mg e Mn.
- B) Li e Be.
- D) Ca e Mg.
- 10. (UFRR) Quando são listados em ordem crescente de seu número atômico formando grupos e períodos, os elementos químicos mostram tendências em suas propriedades. Assinale a alternativa em que todos os elementos representados são do grupo dos halogênios.
 - A) Na, Cℓ, K.
- D) Cℓ, I, Br.
- B) O, S, N.
- E) Li, Na, K.
- C) Cℓ, O, Br.
- 11. (UFPB) Entre os diversos elementos da Tabela Periódica, existem aqueles que possuem átomos radioativos (₅₃I¹³¹, ₂₆Fe⁵⁹, ₁₅P³², ₄₃Tc⁹⁹ e ₁₁Na²⁴) muito utilizados na medicina, tanto para o diagnóstico quanto para o tratamento de doenças como o câncer.

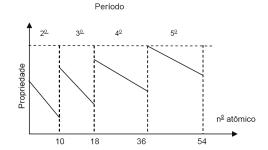
Ainda sobre esses átomos, é CORRETO afirmar:

- A) O iodo é um calcogênio.
- B) O sódio é um metal alcalinoterroso.
- C) O ferro e o fósforo são elementos de transição.
- D) O fósforo é um ametal.
- E) O tecnécio é um elemento representativo.

- (UFV-MG) Associe a segunda coluna de acordo com a primeira e assinale a opção que contém a sequência CORRETA.
 - I. metais alcalinos
 - ()F, Br, I
 - II. metais alcalinoterrosos
- ()Na, K, Cs()Ca, Sr, Ba
- IV. metais de transição
- ()Fe, Co, Ni
- A) I, II, III, IV.

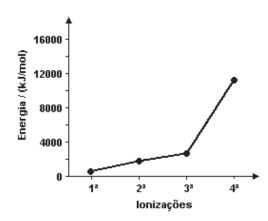
III. halogênios

- D) IV, II, III, I.
- B) III, I, II, IV.
- E) III, I, IV, II.
- C) III, II, I, IV.
- 13. (UFCG-PB) As propriedades dos elementos químicos variam ao longo da Tabela Periódica de forma periódica e aperiódica. O gráfico abaixo representa o perfil de uma dessas variações.



Analise o gráfico e assinale entre as alternativas aquela que expressa **CORRETAMENTE** a forma de variação e o tipo de propriedade, respectivamente.

- A) Aperiódica, densidade.
- B) Periódica, raio atômico.
- C) Periódica, ponto de fusão.
- D) Periódica, eletroafinidade.
- E) Aperiódica, potencial de ionização.
- 14. (UFMG) Este gráfico apresenta as quatro primeiras energias de ionização de átomos de um metal pertencente ao terceiro período da tabela periódica:



Com base nessas informações, é **INCORRETO** afirmar que os átomos desse metal apresentam

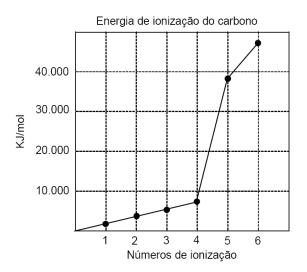
- A) raio atômico maior que o de qualquer dos não metais do mesmo período.
- B) afinidade eletrônica menor que a de qualquer dos não metais do mesmo período.
- C) 2 e 8 elétrons nos dois primeiros níveis de energia.
- D) 4 elétrons no último nível de energia.



15. (UFU-MG) A energia liberada quando o átomo de cloro se transforma em íon cloreto é 3,75 elétron volt, enquanto a energia liberada quando o átomo de bromo se transforma em íon brometo é 3,50 elétron volt.

A respeito dessas informações, marque a alternativa **INCORRETA**.

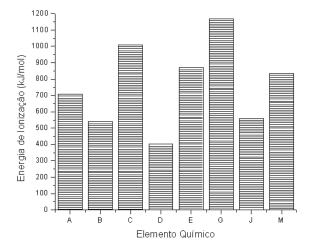
- A) O átomo de bromo possui menor afinidade eletrônica que o átomo de cloro.
- B) O átomo de bromo possui maior raio atômico que o átomo de cloro.
- C) O átomo de cloro recebe elétrons mais facilmente que o átomo de bromo.
- D) O íon cloreto é menos estável que o íon brometo
- **16.** (Unimontes-MG) Considere a variação nas energias de ionização (I) do carbono mostradas no gráfico:



Considerando o gráfico, é INCORRETO afirmar que

- A) a sequência das energias de ionização, I₁ até I₄, representa a perda de elétrons nos orbitais p e s do segundo nível.
- B) o aumento nas energias de ionização, $\rm I_5$ e $\rm I_6$, representa a perda de elétrons do orbital 1s muito próximo do núcleo.
- C) a energia de ionização, para remover o 6° elétron, $I_{\rm 6}$, é maior que $I_{\rm 5}$, pois as interações repulsivas são eliminadas.
- D) a remoção dos quatro elétrons externos do átomo de carbono aumenta a repulsão entre os elétrons remanescentes.
- (UFU-MG) Considere as afirmativas abaixo e marque a alternativa INCORRETA.
 - A) As propriedades dos elementos s\u00e3o fun\u00f3\u00f3es peri\u00f3dicas de seus n\u00eameros at\u00f3micos.
 - B) Um átomo de bromo, quando se torna um íon brometo, tem seu tamanho aumentado.
 - C) Os íons Na⁺ e F⁻ possuem a mesma estrutura eletrônica.
 - D) A eletronegatividade, em um mesmo período da tabela periódica, diminui à medida que o número atômico aumenta.

18. (UEL-PR) O gráfico a seguir mostra, em ordem aleatória de posição na tabela periódica, as primeiras energias de ionização (El) dos oito elementos representativos do quinto período da tabela periódica. Os oito elementos estão denominados genericamente por A, B, C, D, E, G, J e M.



Com base nos dados apresentados no gráfico e nos conhecimentos sobre o tema, analise as afirmativas.

- O elemento B possui dois elétrons na camada de valência.
- II. O elemento D possui apenas 4 camadas eletrônicas.
- III. O elemento G possui configuração de valência igual a 5s²5p⁶.
- IV. O elemento C se estabiliza quando perde 1 elétron da camada de valência.

Assinale a alternativa que contém todas as afirmativas **CORRETAS**.

A) lell.

D) I, II e IV.

- B) I e III.
- E) II, III e IV.
- C) III e IV.
- 19. (Udesc-SC) São chamados íons isoelétricos os íons que apresentam o mesmo número de elétrons. Os íons O²⁻, F⁻, Na⁺ e Mg²⁺ são considerados isoelétricos.

Com relação aos íons isoelétricos, é CORRETO afirmar:

- A) Em uma série de íons isoelétricos, quanto maior o número atômico, maior é o tamanho do átomo.
- B) Em uma série de íons isoelétricos, quanto maior o número atômico, menor é o tamanho do átomo.
- C) A ordem crescente do tamanho dos íons mostrados acima é: O²⁻, F⁻, Na⁺ e Mg²⁺.
- D) O número de prótons é o mesmo para todos os íons citados acima.
- E) Em uma série de íons isoelétricos, o número atômico não interfere no tamanho do átomo.
- (PUCRS) Com relação à classificação periódica dos elementos, pode-se afirmar que
 - A) o rubídio é o elemento de menor raio do 5º período.
 - B) o silício é mais eletronegativo que o enxofre.
 - C) o xenônio é o elemento de maior energia de ionização do 5° período.
 - D) o chumbo é mais eletropositivo que o bário.
 - E) o magnésio é menos reativo que o alumínio.

- **21.** (UEPG-PR) Considere as seguintes propriedades periódicas dos elementos químicos:
 - I. configuração eletrônica da camada de valência ns² np⁴.
 - II. boa condutividade elétrica.
 - III. baixa energia de ionização.
 - IV. alta afinidade eletrônica.

Assinale as alternativas que apresentam elementos com as propriedades I, II, III e IV, nesta ordem.

- 01. O, Fe, K e C ℓ .
- 02. S, Ni, Na e Br.
- 04. C, Au, Na e F.
- 08. Ca, Cu, Br e Na.

Soma: _____

22. (Unifesp-SP) Na tabela a seguir, é reproduzido um trecho da classificação periódica dos elementos.

В	С	Ν	0	F	Ne
$A\ell$	Si	Р	S	$C\ell$	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

A partir da análise das propriedades dos elementos, está **CORRETO** afirmar que

- A) a afinidade eletrônica do neônio é maior que a do flúor.
- B) o fósforo apresenta maior condutividade elétrica que o alumínio.
- C) o nitrogênio é mais eletronegativo que o fósforo.
- D) a primeira energia de ionização do argônio é menor que a do cloro.
- E) o raio do íon $A\ell^{3+}$ é maior que o do íon Se^{2-} .
- 23. Considere as seguintes afirmativas, em relação às propriedades periódicas:
 - o flúor tem raio atômico maior que os demais halogênios porque tem o menor número atômico do grupo;
 - na família dos gases nobres, o potencial de ionização é nulo, porque esses elementos não formam compostos de um modo geral;
 - III. num mesmo período, um elemento de número atômico Z tem geralmente maior energia de ionização que o de número atômico Z-1.

A(s) afirmativa(s) correta(s) é(são) somente

A) I

D) lell

B) II

E) II e III

- C) III
- 24. São dados os valores em ordem crescente, dos raios de algumas espécies, em pm (1 pm = 10⁻¹⁰ cm):

A = 65, B = 95, C = 112, D = 136 e E = 140.

A alternativa que apresenta a correlação entre esses valores e as espécies representadas é

- A) Mg²⁺, Na⁺, Ne, O²⁻, F¹⁻.
- B) Mg²⁺, Na⁺, Ne, F¹⁻, O²⁻.
- C) Na+, Mg2+, Ne, O2-, F1-.
- D) F1-, O2-, Ne, Na+, Mg2+.
- E) O2-, F1-, Na+, Mg2+, Ne.

- **25.** Qual dentre as séries baixo apresenta, respectivamente, metal alcalino, halogênio, gás nobre e calcogênio?
 - A) Li, Br, H, O.
- D) K, Cℓ, He, S.
- B) Na, I, Ne, P.
- E) Na, Ne, F, O.
- C) Ca, F, O, S.

Gabarito

Exercícios orientados

- 1. D
- 2 F
- 3. C
- 4. C
- 5 C

Exercícios complementares

- 6. I
- 7. C
- 8. B
- 9. D
- 10 D
- 10. D
- 11. D12. B
- 13. B
- 14. D
- 15. D
- 16. D
- 17. D
- 18. B
- 19. B
- 20. C
- 21. 01 + 02 = 03
- 22. C
- 23. C
- 24. B
- 25. D

pra saber +



Acesse a plataforma

https://goo.gl/EXgSo3