

Tabela periódica

A tabela periódica é uma disposição sistemática dos elementos químicos ordenados por seus números atômicos, configuração eletrônica, e recorrência das propriedades periódicas. Este ordenamento mostra tendências periódicas, tais como elementos com comportamentos similares na mesma coluna. Também mostra quatro blocos retangulares com propriedades químicas similares. Em geral, dentro de uma linha (período) os elementos são metálicos na esquerda e não metálicos na direita.

As linhas da tabela são denominadas períodos; as colunas são denominadas grupos. Seus grupos têm nomes específicos além de uma numeração: por exemplo o grupo 17 são os halogênios; e o grupo 18 são os gases nobres. A tabela periódica pode ser usada para deduzir as relações entre as propriedades dos elementos, e prever as propriedades dos novos elementos ainda não descobertos ou sintetizados. A tabela fornece uma estrutura útil para analisar o comportamento químico, e é amplamente utilizada na química e em outras ciências.

O químico Dmitri Mendeleev publicou em 1869 a primeira versão amplamente reconhecida da tabela. Seu trabalho no desenvolvimento da tabela demonstra as tendências periódicas dos elementos até então conhecidos e também prevê algumas propriedades dos elementos ainda não descobertos que iriam preencher espaços vazios em sua tabela. A maioria de suas previsões se mostrou correta quando os elementos em questão foram descobertos posteriormente. Desde então a tabela de Mendeleev tem sido expandida e refinada com a descoberta ou sínteses de novos elementos e o desenvolvimento de modelos teóricos para explicar o comportamento químico.

Todos os elementos do número atômico 1 (hidrogênio) ao 118 (oganessônio) foram descobertos ou sintetizados, sendo as adições mais recentes (elementos 113, 115, 117 e 118) confirmadas pela IUPAC em dezembro de 2015. Os primeiros 94 elementos existem naturalmente, embora alguns sejam encontrados somente em quantidades de traços e foram sintetizados em laboratório antes de serem encontrados na natureza. Elementos com o número atômico de 95 ao 118 foram somente sintetizados em laboratório ou reatores nucleares. Tem sido buscada a síntese de elementos com números atômicos maiores. Vários elementos radionuclídeos sintéticos ou que ocorrem naturalmente também têm sido produzidos em laboratórios.

Visão geral

Cada elemento químico tem um número atômico único (Z) representando o número de prótons em seu núcleo atômico. A maioria dos elementos tem um número diferente de nêutrons entre átomos diferentes, com estas variações sendo referidas como isótopos. Por exemplo, o carbono tem três isótopos naturais: todos têm seis prótons e a maior parte dos átomos existentes do elemento têm seis nêutrons, mas aproximadamente um por cento tem sete nêutrons e uma pequena fração tem oito nêutrons. Os isótopos não são separados na tabela periódica; eles são agrupados sob um único elemento. Elementos sem isótopos estáveis têm a massa atômica de seus isótopos mais estáveis, onde tais massas são mostradas entre parênteses.

Na tabela periódica padrão, os elementos estão listados em ordem crescente do número atômico (o número de prótons no núcleo atômico). Uma nova linha (período) é iniciada quando uma nova camada eletrônica tem o seu primeiro elétron. Colunas (grupo) são determinadas pela configuração eletrônica do átomo; elementos com o mesmo número de

elétrons em um subcamada estão na mesma coluna (e.g., oxigênio e selênio são da mesma coluna porque ambos têm quatro elétrons na camada p mais externa). Elementos com propriedades químicas semelhantes normalmente caem no mesmo grupo da tabela periódica, embora no bloco f, e para alguns do bloco d, os elementos no mesmo período também tendem a ter propriedades similares. Assim, é relativamente fácil prever as propriedades químicas de um elemento se são conhecidas as propriedades dos elementos à sua volta.

Até 2016, a tabela periódica contém 118 elementos confirmados, do elemento 1 (hidrogênio) até o 118 (oganesson). Os elementos 113, 115, 117 e 118 foram confirmados oficialmente pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) em dezembro de 2015. Os nomes propostos, nihonium (Nh), moscóvio (Mc), tennessine (Ts) e oganesson (Og) respectivamente, foram anunciados pela IUPAC em junho de 2016. Estes nomes não serão aprovados formalmente até o final da consulta pública de cinco meses que termina em novembro de 2016.

Os primeiros 94 elementos ocorrem naturalmente; os 24 remanescentes, do Amerício ao Ununóctio (95-118) ocorrem apenas quando sintetizados em laboratórios. Dos 94 elementos que ocorrem naturalmente, 84 são elementos primordiais e 10 ocorrem somente a partir do decaimento radioativo dos elementos primordiais. Nenhum elemento mais pesado que o Einstênio (elemento 99) foi observado em quantidades macroscópicas na forma pura, e nem o Astatino (elemento 85); o Frâncio (elemento 87) foi somente fotografado na forma de luz emitida em quantidades microscópicas (300 000 átomos).

História

Em 1789, Antoine Lavoisier publicou uma lista de 33 elementos químicos. Embora Lavoisier tenha agrupado os elementos em substâncias simples, metálicas, não metálicas e salificáveis ou terrosas, químicos passaram o século seguinte à procura de um esquema de construção mais precisa. Em 1829, Johann Wolfgang Döbereiner observou que muitos dos elementos poderiam ser agrupados em tríades (grupos de três) com base em suas propriedades químicas. Lítio, sódio e potássio, por exemplo, foram agrupados como sendo metais reativos frágeis. Döbereiner observou também que, quando organizados por peso atômico, o segundo membro de cada tríade tinha aproximadamente a média do primeiro e do terceiro. Isso ficou conhecido como a lei das tríades. O químico alemão Leopold Gmelin trabalhou com esse sistema e por volta de 1843 ele tinha identificado dez tríades, três grupos de quatro, e um grupo de cinco. Jean Baptiste Dumas publicou um trabalho em 1857 descrevendo as relações entre os diversos grupos de metais. Embora houvesse diversos químicos capazes de identificar relações entre pequenos grupos de elementos, não havia ainda um esquema capaz de abranger todos eles.

Em 1869, o também químico alemão Julius Lothar Meyer publicou uma tabela com os 49 elementos conhecidos organizados pela valência, conceito desenvolvido por August Kekulé seis anos antes. A tabela revelava que os elementos com propriedades semelhantes frequentemente partilhavam a mesma valência. O químico inglês John Newlands publicou uma série de trabalhos em 1863 e 1866 que descreviam sua tentativa de classificar os elementos: quando listados em ordem crescente de peso atômico, semelhantes propriedades físicas e químicas retornavam em intervalos de oito, que ele comparou a oitavas de músicas. Esta lei das oitavas, no entanto, foi ridicularizada por seus contemporâneos. Tabela proposta por Mendeleev em 1869.

O professor de química russo Dmitri Ivanovich Mendeleev e Julius Lothar Meyer publicaram de forma independente as suas tabelas periódicas em 1869 e 1870, respectivamente. Ambos

construíram suas tabelas de forma semelhante: listando os elementos de uma linha ou coluna em ordem de peso atômico e iniciando uma nova linha ou coluna quando as características dos elementos começavam a se repetir. O sucesso da tabela de Mendeleev surgiu a partir de duas decisões que ele tomou: a primeira foi a de deixar lacunas na tabela quando parecia que o elemento correspondente ainda não tinha sido descoberto. Mendeleev não foi o primeiro químico a fazê-lo, mas ele deu um passo adiante ao usar as tendências em sua tabela periódica para prever as propriedades desses elementos em falta, como o gálio e o germânio. A segunda decisão foi ocasionalmente ignorar a ordem sugerida pelos pesos atômicos e alternar elementos adjacentes, tais como o cobalto e o níquel, para melhor classificá-los em famílias químicas. Com o desenvolvimento das teorias de estrutura atômica, tornou-se aparente que Mendeleev tinha, inadvertidamente, listado os elementos por ordem crescente de número atômico.

Com o desenvolvimento das modernas teorias mecânica quântica de configuração de elétrons dentro de átomos, ficou evidente que cada linha (ou período) na tabela correspondia ao preenchimento de um nível quântico de elétrons. Na tabela original de Mendeleev, cada período tinha o mesmo comprimento. No entanto, como os átomos maiores têm subníveis, tabelas modernas têm períodos cada vez mais longos na parte de baixo.

Em 1913, através do trabalho do físico inglês Henry G. J. Moseley, que mediu as frequências de linhas espectrais específicas de raios X de um número de 40 elementos contra a carga do núcleo (Z), pôde-se identificar algumas inversões na ordem correta da tabela periódica, sendo, portanto, o primeiro dos trabalhos experimentais a ratificar o modelo atômico de Bohr. O trabalho de Moseley serviu para dirimir um erro em que a química se encontrava na época por desconhecimento: até então os elementos eram ordenados pela massa atômica e não pelo número atômico.

Nos anos que se seguiram após a publicação da tabela periódica de Mendeleev, as lacunas que ele deixou foram preenchidas quando os químicos descobriram mais elementos químicos. O último elemento de ocorrência natural a ser descoberto foi o frâncio (referido por Mendeleev como eka-césio) em 1939. A tabela periódica também cresceu com a adição de elementos sintéticos e transurânicos. O primeiro elemento transurânico a ser descoberto foi o netúnio, que foi formado pelo bombardeamento de urânio com nêutrons em 1939.

Um grupo ou família é uma coluna vertical na tabela periódica. Os grupos normalmente têm mais tendências periódicas significativas do que os períodos ou blocos, explicados abaixo. A teoria da mecânica quântica moderna da estrutura atômica explica a tendência no grupo pela proposição que elementos dentro do mesmo grupo normalmente têm a mesma configuração eletrônica em sua camada de valência. Consequentemente, elementos do mesmo grupo tendem a ter uma química compartilhada e exibem uma clara tendência em suas propriedades com o aumento do número atômico. Entretanto, em algumas partes da tabela periódica, tais como no bloco d , as similaridades horizontais podem ser tão importantes quanto, ou mais pronunciadas do que, as similaridades verticais.

Sob a convenção internacional de nomenclatura, os grupos são numerados de 1 a 18 a partir da coluna à esquerda (os metais alcalinos) para à direita (os gases nobres). Alguns dos grupos possuem nomes triviais não sistemáticos, conforme na tabela abaixo, embora raramente sejam utilizados. Os grupos do 3 ao 10 não possuem nomes triviais e são referidos simplesmente pelo número do grupo ou pelo nome do primeiro elemento do grupo (e.g., grupo do Escândio para

os elementos do Grupo 3, uma vez que eles mostram menos similaridades e/ou tendências verticais.

Elementos no mesmo grupo tendem a mostrar padrões no raio atômico, energia de ionização e eletronegatividade. Do topo para baixo, o raio atômico dos elementos aumenta. Uma vez que existem mais níveis energéticos preenchidos, a camada de valência eletrônica está mais afastada do núcleo. A partir do topo, cada elemento tem uma energia de ionização menor porque é mais fácil remover um elétron, pois estão conectados com menos firmeza. De modo similar, a partir do topo, um grupo tem a eletronegatividade menor devido ao aumento da distância entre os elétrons de valência e o núcleo. Porém, existem exceções nestas tendências como por exemplo nos elementos do Grupo 11 no qual a eletronegatividade aumenta a partir do topo dentro do grupo.

Ver também: Período (química)

Um período é uma linha horizontal da tabela periódica. Embora os grupos tenham propriedades periódicas mais significativas, existem regiões onde a tendência horizontal é mais significativa do que a vertical, tais como no bloco f, onde os lantanídeos e actinídeos formam duas séries de grupos de elementos horizontais substanciais.

Os elementos no mesmo período apresentam tendências no raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica e eletronegatividade. Da esquerda para a direita, através do período, o raio atômico normalmente diminui. Isto acontece porque a cada elemento é adicionado um próton e um elétron, o que traz o elétron para mais perto do núcleo. Esta diminuição do raio atômico também provoca o aumento da energia de ionização quando movendo da esquerda para a direita no período. Quanto mais firmemente conectado aos seus elétrons, mais energia é necessária para removê-los. A eletronegatividade aumenta da mesma maneira que a energia de ionização por causa da atração exercida nos elétrons pelo núcleo.[34] A afinidade eletrônica também possui uma leve tendência ao longo do período. Os metais à esquerda no período normalmente possuem uma afinidade eletrônica menor que os não metais à direita no período, com exceção dos gases nobres.

Blocos

Regiões específicas da tabela periódica podem ser referidas como blocos em reconhecimento da sequência na qual as camadas eletrônicas dos elementos são preenchidas. Cada bloco é nomeado de acordo com a subcamada no qual o local fictício do "último" elétron.[notas 3] O bloco s compreende os dois primeiros grupos (metais alcalinos e alcalinos terrosos) assim como o hidrogênio e o hélio. O bloco p compreende os últimos seis grupos, que são os grupos 13 ao 18 na numeração da IUPAC e contém, entre outros elementos, todos os metaloides. O bloco d compreende os grupos 3 ao 10 e contém todos os metais de transição. O bloco f, às vezes mostrado abaixo do resto da tabela, não tem numeração de grupo e compreende os lantanídeos e actinídeos.

Metais, metaloides e ametais

De acordo com as propriedades físicas e químicas, os elementos podem ser classificados em três categorias maiores de metais, metaloides e ametais. Os metais são geralmente brilhantes, sólidos, altamente condutores e formam ligas metálicas. Também formam compostos iônicos, como os sais, quando se juntam aos ametais, e hidretos, quando se juntam aos hidrogênios. A maioria dos ametais são coloridos e gases isolantes incolores; ametais que formam compostos

com outros ametais apresentam ligações covalentes. Entre metais e não metais estão os metaloides, que possuem propriedades mistas ou intermediárias.

O metal e ametal pode ser ainda classificado em subcategorias que demonstram uma graduação da propriedade metálica para a não metálica, quando indo da esquerda para a direita no período. Os metais são subdivididos em metais alcalinos, metais alcalinos terrosos, lantanídeos e actinídeos, através dos metais de transição, e terminando nos metais pós transição que são fracos quimicamente e fisicamente. Os ametais são simplesmente divididos nos ametais poliatômicos, que são essencialmente os ametais; e os gases nobres monoatômicos, que são não metais e praticamente inertes. Também são conhecidos grupos especializados tais como, por exemplo, os metais refratários e os metais nobres que são subconjuntos dos metais de transição e são ocasionalmente destacados.

A alocação dos elementos em categorias ou subcategorias baseada nas propriedades compartilhadas é imperfeita. Existe um espectro de propriedades dentro de cada categoria e não é difícil encontrar sobreposições nos limites, conforme acontece com a maioria dos esquemas de classificação. O berílio, por exemplo, é classificado como um alcalino terroso embora sua química anfotérica e tendência a formar compostos covalentes seja característica dos metais pós-transição. O radônio ainda é classificado como um ametal e gás nobre embora possua química catiônica que é uma característica metálica. São possíveis outros esquemas de classificação tais como a divisão dos elementos nas categorias de ocorrência mineralógica ou nas estruturas cristalinas. A categorização dos elementos desta maneira iniciou em 1869 quando Hinrichs escreveu que uma simples linha de limite poderia ser desenhada na tabela periódica para mostrar elementos que tem propriedades similares tais como os metais e ametais, ou os elementos gasosos.

Configuração eletrônica

Ordem aproximada em que as camadas e subcamadas são arranjadas pelo nível de energia de acordo com o princípio de Aufbau.

A configuração eletrônica ou organização dos elétrons orbitando átomos neutros mostra um padrão recorrente ou periodicidade. Os elétrons ocupam uma série de níveis eletrônicos (numera dos nível 1, nível 2, e assim em diante). Cada nível consiste de um ou mais subníveis (nomeados s, p, d, f e g). Conforme o número atômico aumenta, os elétrons progressivamente ocupam estes níveis e subníveis de acordo com o princípio de Aufbau ou regra de ordenamento energético, conforme demonstrado no diagrama. A configuração eletrônica para o neônio, por exemplo, é $1s^2 2s^2 2p^6$. Com o número atômico de dez, o neônio tem dois elétrons no primeiro nível e oito no segundo nível — dois ocupam o subnível s e seis o subnível p —. Em termos de tabela periódica, a primeira vez que um elétron ocupa um novo nível corresponde ao início de um novo período, estas posições sendo ocupadas pelo hidrogênio e os metais alcalinos.

Uma vez que as propriedades de um elementos são na maioria das vezes determinada pela configuração eletrônica, da mesma forma as propriedades dos elementos mostram um padrão recorrente ou periódico com alguns mostrados no diagrama abaixo para o raio atômico, energia de ionização e afinidade eletrônica. Foi esta periodicidade das propriedades,

manifestação que foi bem observada antes da teoria atual ser estabelecida, que levou a formulação da lei periódica (as propriedades dos elementos recorrem em intervalos variados) e a formulação das primeiras tabelas periódicas.

Referências

Emsley, J. (2011). *Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements* New ed. New York, NY: Oxford University Press. ISBN 978-0-19-960563-7.

Silva, Robert J. (2006). «Fermium, Mendelevium, Nobelium and Lawrencium». In: Morss, L.R.; Edelstein, N.M.; Fuger, J. *The Chemistry of the Actinide and Transactinide Elements* 3rd ed. Dordrecht, The Netherlands: Springer Science+Business Media. ISBN 1-4020-3555-1

Rouvray, Dennis H. (2004). «Elements in the history of the Periodic Table» 2 ed. *Endeavour* (em inglês). 28: 69–74. doi:10.1016/j.endeavour.2004.04.006. ISSN 0160-9327

Tolentino, Mario; ROCHA-FILHO, Romeu C.; CHAGAS, Aécio Pereira (1997). «Alguns aspectos históricos da classificação periódica dos elementos químicos» (PDF) 1 ed. *Química Nova*. 20: 103–117. ISSN 0100-4042

Horvitz, Leslie (2002). *Eureka!: Scientific Breakthroughs That Changed The World*. New York: John Wiley. p. 43. ISBN 978-0-471-23341-1. OCLC 50766822