

# A origem da tabela periódica dos elementos

# AULA 12

## Metas da aula

Introduzir os conceitos de massa atômica e de escalas de massa atômica, bem como os conceitos de isótopo e de abundância isotópica; apresentar, ainda, os conceitos de mol e de massa molecular. Finalmente, discutir a construção da tabela periódica de Mendeleev.

## objetivos

Espera-se que, após estudar o conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- calcular massas atômicas em qualquer escala;
- calcular massas atômicas médias;
- calcular a massa de um átomo e de uma molécula;
- identificar as diferenças entre a tabela de Mendeleev e a tabela periódica atual.

## INTRODUÇÃO

Na aula passada, conseguimos finalmente estabelecer um elo entre os mundos micro (de átomos e moléculas) e o nosso mundo macro. A partir do modelo atômico de Schroedinger, do conceito de configuração eletrônica e do princípio da exclusão de Pauli, mostramos ser possível reproduzir a distribuição dos elementos na tabela periódica de Mendeleev, construída de forma empírica, com base nas propriedades dos elementos químicos.

O fato de podermos reproduzir aquela ordenação, a partir das configurações eletrônicas dos respectivos estados fundamentais dos átomos dos elementos, é uma clara indicação de que *as propriedades de um elemento são definidas pela estrutura eletrônica do seu átomo.*

Na Aula 4, nos colocamos algumas perguntas que, àquela altura, pareciam ser bastante pretensiosas. Tínhamos acabado de descobrir que deveriam existir tipos diferentes de átomos, tantos quantos fossem os *elementos químicos*. E nos perguntamos: “Mas em que eles diferem?” Na seqüência, vimos que, mesmo sem sermos capazes de ver um átomo, era possível prever que eles teriam massas e/ou volumes diferentes. Agora já sabemos por que eles têm que ter massas e volumes diferentes. Podemos até fazer boas estimativas dos valores de volumes atômicos, a partir das funções de distribuição radial.

Entretanto, com relação às massas dos átomos, não parece haver nenhuma maneira óbvia de fazer qualquer tipo de estimativa, a partir das estruturas eletrônicas. Mesmo que soubéssemos quantos prótons, nêutrons e elétrons o átomo e cada elemento possui (e eu ainda estou lhe devendo isto), não sabemos a massa de cada uma dessas partículas. Apesar disso, numa outra aula (Aula 3), eu fui mais além e afirmei que em uma colherinha de café cheia d’água teríamos aproximadamente  $3 \times 10^{22}$  moléculas! Vamos ter que arrumar alguma maneira de resolver esse problema das massas.

A tentativa de atribuir massa aos átomos acabou por dar origem a importantes conceitos, tais como: o de massa atômica, mol e massa molecular. Nesta aula, veremos, entre outras coisas, como o conceito de massa atômica foi fundamental para o estabelecimento do mais poderoso sistema de classificação dos elementos químicos: a tabela periódica dos elementos.

## MASSA ATÔMICA

De que maneira poderíamos determinar a massa de algo tão pequeno quanto um átomo? É tão simples fazer isso com os objetos do nosso mundo macroscópico. Só precisamos de uma balança, e nada mais. Porém, não temos como colocar um átomo numa balança e determinar a sua massa, não é mesmo? Creio que esta é uma causa perdida.

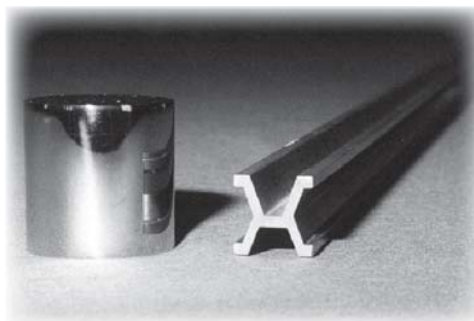
Uma curiosidade: qual a sua massa? “Sessenta e cinco quilos, medidos na balança da farmácia do bairro.” É um bom valor. Mas espere um instante! Como é que a balança da farmácia pode saber qual a sua massa? Afinal, somos formados de bilhões de moléculas, e cada uma delas é formada de átomos. Se não temos como determinar a massa de um único átomo de qualquer um dos elementos, como vamos determinar a massa de *bilhões de átomos*? Essa balança só pode ser mágica. Bem, não só a da sua farmácia, mas todas as demais balanças do universo.

Que mágica é essa? Não, não há mágica alguma. Na verdade, nós não sabemos determinar a massa absoluta de nenhum objeto do nosso mundo macroscópico. A única coisa que realmente sabemos é quanto vale a massa de um objeto comparada com a de um outro, tomado como *referência*, ou seja, só podemos determinar *massas relativas*. Se atribuímos a esse objeto de referência um determinado valor de massa, por exemplo, um quilograma, podemos determinar a massa de outros objetos por simples comparação.

Por exemplo, podemos colocar esse objeto, que *definimos ter a massa exata de um quilograma*, numa balança, e medir a posição do ponteiro. A essa posição do ponteiro vamos associar uma massa de um quilograma. Da mesma forma, podemos associar a posição do ponteiro, sem nenhum objeto na balança, com o valor zero de massa. Podemos agora subdividir esse intervalo da escala, entre 0 e 1kg, em partes iguais, como numa régua, para estabelecer uma *escala de massas*. Pronto, resolvido o problema, você diria. Calma, ainda não terminamos.

Se cada dono de farmácia resolvesse adotar um objeto diferente como referência de massa, você dizer que a sua massa é de 65kg não serviria para muita coisa, já que este valor seria diferente em cada farmácia, não é? Portanto, a menos que todo mundo adote uma *mesma referência* (padrão), não haverá nenhum sentido em especificar a massa de um objeto.

A necessidade de se estabelecer um padrão de massa surgiu com os comerciantes, é claro, muitos anos atrás. Em 1875, foi criado o Birô Internacional de Pesos e Medidas (BIPM), com sede em Paris, França. Com o objetivo de garantir a unificação mundial dos valores das medidas das diversas grandezas, o BIPM estabelece os padrões fundamentais e as escalas das diversas grandezas, e conserva, nas suas dependências, os padrões (protótipos) internacionais, como, por exemplo, o padrão de massa igual a 1kg. Na **Figura 12.1** são mostrados os padrões de quilograma e metro depositados no BIPM (<https://www.bipm.org>):



**Figura 12.1:** Padrões de quilograma e de metro, depositados no BIPM.

Muito bem. Estávamos preocupados pelo fato de não podermos determinar a massa de um átomo e acabamos por descobrir que não podemos nem mesmo determinar a massa de um corpo macroscópico. Mas podemos determinar a sua massa relativa. Por que não tentar adotar uma estratégia semelhante para o mundo microscópico?

### Escalas de massa atômica

É dos antigos pensadores gregos a idéia de que toda a matéria do universo seria composta de “partículas indivisíveis” (átomo, em grego, significa *indivisível*). Dalton retomou essa idéia em 1803 e formulou a teoria atômica da matéria. Na formulação da sua teoria, Dalton adotou a definição de elemento de Lavoisier, segundo a qual *uma substância elementar (ou elemento) era aquela que não podia ser decomposta em outras mais simples*.

A partir desta definição, Dalton supôs que cada elemento fosse formado de um tipo de átomo e que deveriam existir tantos tipos distintos de átomos quantos fossem os distintos elementos químicos. A partir desta

hipótese, imaginou as moléculas como sendo formadas por combinações de átomos, em certas proporções. Supondo os átomos como espécies indestrutíveis, propôs também que as reações químicas decorreriam por troca de átomos entre as moléculas dos reagentes, proposição esta que explicava a lei da conservação das massas, da qual falamos em aulas passadas.

É evidente que sua teoria era bastante abstrata, pois se baseava na existência dessas “entidades”, átomos, que não podiam ver vistas nem tocadas. Com a finalidade de atrair mais adeptos para as suas idéias e atribuir a essas entidades algum elemento de realidade, Dalton procurou estabelecer um elo entre os seus “hipotéticos” átomos e o mundo “real”, macroscópico. Para isso, Dalton propôs atribuir a cada átomo uma propriedade que pudesse ser medida no laboratório e uma sistemática para a determinação desta propriedade. A propriedade escolhida foi a massa atômica, ou seja, a massa do átomo de um elemento químico.

Àquela época (1803), já se sabia que a água era formada pelos elementos oxigênio e hidrogênio. Na verdade, o nome hidrogênio (do grego *hydros*, água, e *gennein*, gerar) vem exatamente do fato de que podemos gerar água a partir da sua combinação com o oxigênio. Dalton também sabia das experiências de Humboldt e Gay-Lussac que 87,4 partes (em massa) de oxigênio se combinavam exatamente com 12,6 partes de hidrogênio, para formar água. Supondo que a molécula de água fosse feita de um átomo de cada elemento, Dalton concluiu que a razão entre essas massas (12,6/87,4) deveria ser igual à razão entre as massas atômicas dos elementos ( $m_{\text{H}}/m_{\text{O}}$ ). Como o hidrogênio era o elemento *mais leve* até então conhecido, ele atribuiu a este elemento *massa atômica igual a 1*. Assim, a partir daquela relação, se  $m_{\text{H}} = 1$ , então  $m_{\text{O}} \cong 7$ .

Dalton também sabia que a molécula de amônia era formada pelos elementos nitrogênio e hidrogênio. Assim, dos estudos sobre a amônia realizados por Berthelot, da suposição de que a molécula da substância continha um átomo de cada elemento, e usando a massa atômica do hidrogênio como referência, Dalton deduziu que a massa atômica do nitrogênio seria  $m_{\text{N}} = 5$ .

A partir de dados existentes de outras substâncias contendo o elemento hidrogênio, Dalton estabeleceu a primeira *escala de massas atômicas, tendo a massa atômica do hidrogênio como padrão*,  $m_{\text{H}} = 1$ . É evidente que os valores das massas atômicas eram bastante suscetíveis de erros na determinação das massas usadas para a construção da escala

de Dalton. Mesmo assim, este foi capaz de estabelecer uma tabela de massas atômicas que continha um bom número dos elementos conhecidos à época.

A escolha do hidrogênio como padrão apresenta a desvantagem de que este elemento não se combina facilmente com todos os demais. Entretanto, o elemento oxigênio (do grego, significa gerador de ácido) reage com quase todos os demais elementos para formar óxidos. Uma segunda escala de massas atômicas foi então proposta por Berzelius, tendo o *elemento oxigênio como padrão*:  $m_{\text{O}} = 16$ . É claro que os valores das massas atômicas nessa nova escala eram bem diferentes dos valores obtidos por Dalton, exceto para o elemento hidrogênio.

A idéia de Dalton surtiu efeito, e o problema de determinar massas atômicas com a maior precisão possível passou a ocupar a atenção de vários outros pesquisadores. Porém, apesar de usarem como padrão o oxigênio, diferentes pesquisadores acabavam obtendo diferentes valores para a massa atômica de um mesmo elemento. Essa situação era bastante desconfortável, e a idéia de massa atômica quase foi abandonada, devido aos resultados conflitantes obtidos por diferentes pesquisadores.

### A hipótese de Avogadro

Esses resultados conflitantes poderiam ser atribuídos, pelo menos em parte, aos erros nas medidas experimentais das massas. Entretanto, a suposição de que as moléculas eram todas formadas de um átomo de cada elemento constituinte (HO, NH etc.) introduzia uma outra fonte de erro, ainda maior.

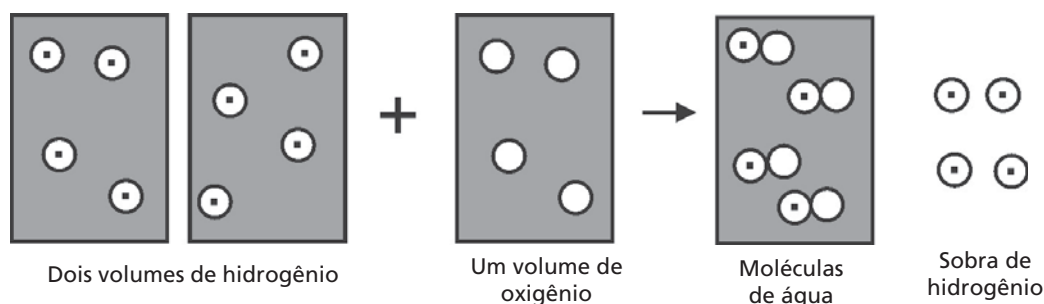
Em 1808, Gay-Lussac, baseado numa série de resultados experimentais, concluiu que, numa reação química *entre gases*, eles se combinam em *proporções simples dos seus volumes*. Por exemplo, 50mL de oxigênio se combinam exatamente com 100mL de hidrogênio, para formar água; 30mL de nitrogênio se combinam com exatamente 90mL de hidrogênio para formar amônia; 50mL de nitrogênio se combinavam com 100mL de oxigênio para formar óxido de nitrogênio etc. Essas *relações volumétricas* se expressavam sempre em termos de *números inteiros*, ao contrário das *relações de massa*:

Água	1:2 (leia-se 1 para 2)
Amônia	1:3
Óxido de nitrogênio	1:2

Esses resultados sugeriam fortemente as seguintes fórmulas químicas para estas substâncias: água ( $\text{H}_2\text{O}$ ); amônia ( $\text{NH}_3$ ); óxido de nitrogênio ( $\text{NO}_2$ ), todas em desacordo com a proposta de Dalton. Além disso, os resultados de Gay-Lussac, caso corretos, indicavam que *iguais volumes de gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, teriam de conter o mesmo número de “partículas” (átomos ou moléculas) ou um múltiplo inteiro do número de partículas!*

Os resultados volumétricos de Gay-Lussac jamais foram aceitos por Dalton, e não é difícil perceber por que razões.

Vamos analisar o processo de síntese da água, supondo corretos os resultados de Gay-Lussac, e a fórmula de Dalton para a molécula de água. Na **Figura 12.2**, ilustramos o processo de síntese, representando as “partículas” de oxigênio por uma bolinha e as de hidrogênio por uma bolinha com um ponto no interior.



**Figura 12.2:** Síntese da água a partir de dois volumes de hidrogênio e um de oxigênio.

Se o processo de síntese se passasse dessa forma, haveria *sobra de hidrogênio*, o que *contrariaria* a lei da conservação das massas.

Uma maneira de contornar este problema seria admitir que um volume de oxigênio contivesse duas vezes o número de partículas contidas num mesmo volume de hidrogênio, nas mesmas condições de temperatura e pressão. Neste caso, não haveria sobra de hidrogênio, mas Dalton teria de admitir que os resultados de Gay-Lussac estavam corretos. Outra maneira seria supor que as “partículas” de oxigênio poderiam se subdividir, no ato da reação. Entretanto, esta hipótese era inadmissível para Dalton, para quem as “partículas” (átomos) de um elemento químico eram indivisíveis. O problema também se resolveria se, novamente contrariando Dalton, admitíssemos que a *fórmula química*

da água fosse  $H_2O$  e não  $HO$ . Portanto, para Dalton os resultados volumétricos de Gay-Lussac não podiam estar corretos, porquanto qualquer interpretação possível iria de encontro às suas idéias.

Por outro lado, se os resultados de Gay-Lussac estivessem corretos, as fórmulas químicas de várias substâncias teriam de ser revistas, o que forçaria também uma revisão dos valores das massas atômicas.

Em 1811, Avogadro formulou uma hipótese, numa tentativa de conciliar os dados mássicos e volumétricos, de forma que uma mesma fórmula química fosse obtida para uma determinada substância. Segundo a sua hipótese, hoje conhecida como *hipótese de Avogadro, volumes iguais de gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas*. Avogadro jamais se preocupou em estabelecer qual seria este número e também não propôs nenhuma forma de medi-lo. Sabemos hoje que este número, conhecido como *número de Avogadro*, é da ordem  $6,022 \times 10^{23}$ . Ele pode ser determinado de várias maneiras, como veremos adiante.

É importante notar que Avogadro usou a expressão *moléculas*, e não átomos, para designar o número de “partículas” contidas num certo volume de gás. Isso foi certamente proposital, uma vez que, para explicar os resultados volumétricos de Gay-Lussac e conciliá-los com os dados de massa, essas “partículas” teriam de ser *divisíveis*. Logo, não poderiam ser atômicas. Por outro lado, para serem *divisíveis*, as *moléculas dos elementos químicos* poderiam conter mais de um átomo! Esta última hipótese era também frontalmente contrária às idéias de Dalton, para quem átomos de um mesmo elemento não podiam se combinar.

Admitindo que Avogadro estivesse correto, a síntese da água poderia ser agora representada da seguinte maneira:

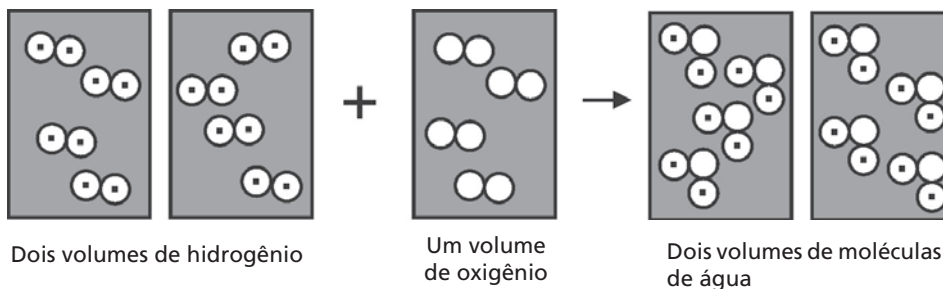


Figura 12.3: Síntese da água de acordo com a hipótese de Advogadro.



Repare que os volumes iguais contêm o mesmo número de moléculas, independentemente de serem moléculas de hidrogênio, oxigênio ou de água. De acordo com essa descrição, a fórmula química da água seria então  $H_2O$ , e não  $HO$ , como queria Dalton. Da mesma maneira, as fórmulas químicas da amônia e do óxido de nitrogênio seriam, respectivamente,  $NH_3$  e  $NO_2$ .

A hipótese de Avogadro ficou esquecida por quase cinquenta anos, em parte por ter sido publicada num periódico científico de pouco prestígio, em parte por ela contradizer as idéias de Dalton. Ignorar o trabalho de Avogadro custou caro à comunidade de químicos. A falta de uma clara distinção entre os conceitos de *átomo* e de *molécula de uma substância elementar* gerou grandes conflitos com relação à determinação das fórmulas químicas das substâncias. Por sua vez, essa confusão em relação às fórmulas químicas acabou por produzir sérias divergências na determinação das massas atômicas, o que quase levou os químicos a abandonarem este importante conceito.

### **Cannizzaro e a escala de massas atômicas**

Esses conflitos só foram resolvidos em 1860, por Cannizzaro. Adotando a hipótese de Avogadro, Cannizzaro obteve as fórmulas químicas que ele considerou corretas e a partir das quais mostrou ser possível conciliar os resultados obtidos por meio das relações de massa com os dados volumétricos. Assim, considerando correta a hipótese de Avogadro e usando o elemento oxigênio como padrão ( $m_o = 16$ ), Cannizzaro promoveu uma completa revisão dos valores das massas atômicas de todos os elementos conhecidos. Os novos valores de massas atômicas de Cannizzaro foram aprovados em um congresso realizado em Karlsruhe, Alemanha, em 1860, e passaram a ser internacionalmente aceitos.

O trabalho de Cannizzaro recolocou o conceito de massa atômica em grande evidência, o que se mostrou de enorme importância para o desenvolvimento da química moderna, como veremos mais adiante.

### **Uma nova escala de massas atômicas**

Estabelecido o elemento oxigênio como padrão ( $m_o = 16$ ), físicos e químicos, durante vários anos, aperfeiçoaram as técnicas de medida,

com a finalidade de obter valores cada vez mais precisos para as massas atômicas. Curiosamente, embora baseadas num mesmo padrão, as massas atômicas dos químicos diferiam das massas atômicas dos físicos! Não muito, mais diferiam. Como isso é possível?

Para entender a razão dessas diferenças, temos que retomar a nossa discussão sobre a estrutura dos átomos. Na Aula 4, quando propusemos a existência dos átomos, e depois das substâncias elementares (aquelas que são formadas por um único tipo de átomo), dissemos que os átomos de um mesmo elemento eram todos iguais. Já na Aula 8, mencionamos que o número de nêutrons do núcleo de um átomo não é necessariamente igual ao número de prótons. E para levar em conta essa possibilidade, introduzimos o conceito de número de massa. Se você não se recorda dessas coisas, recomendo uma releitura daquelas aulas.

Bem, não é verdade que os átomos de um elemento são *todos iguais*, embora isso se aplique a alguns poucos casos. Por outro lado, o processo de descobrimento da maioria dos elementos químicos não revelava essa possibilidade. Isso porque os elementos químicos foram sendo descobertos por meio de processos de *análise química*, em que uma substância era considerada elementar quando não podia ser decomposta em nada mais simples ainda. Além disso, a confirmação de que uma dada substância era formada de “partes elementares” envolvia o processo de *síntese química*.

Mas os processos de análise e síntese evidenciam somente as *propriedades químicas* dos elementos que, por sua vez, dependem do *número de elétrons do elemento e de como eles estão distribuídos em relação ao núcleo atômico*, e não da massa do núcleo. Assim, se por acaso a natureza resolvesse fabricar um núcleo de oxigênio com 9 ou 10 nêutrons, em vez de somente 8 (igual ao número de prótons), as propriedades químicas desses átomos mais pesados seriam absolutamente iguais às do átomo de *oxigênio* com 8 prótons no seu núcleo. Portanto, do ponto de vista químico, todos esses átomos são representativos do elemento químico oxigênio. Esses átomos teriam o mesmo número atômico ( $Z = 8$ ), mas números de massa diferentes:  $A = 16, 17$  e  $18$ .

Átomos de um *mesmo elemento*, ou seja, de mesmo número atômico, mas números de massa diferentes são chamados de isótopos. O fenômeno da isotopia foi descoberto por Soddy somente em 1913. A natureza realmente fabricou três tipos de átomo do elemento oxigênio.

Para diferenciá-los, colocamos um índice superior à esquerda do símbolo do elemento químico:  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$  e  $^{18}\text{O}$ . Na verdade, o fenômeno da isotopia é extremamente comum, e poucos são os elementos químicos (flúor, por exemplo) que só possuem um isótopo.

Agora já podemos entender por que as escalas de massa atômica dos físicos e dos químicos eram diferentes. Os químicos adotaram o elemento oxigênio como padrão ( $m_{\text{O}} = 16$ ), enquanto os físicos adotaram o isótopo  $^{16}\text{O}$ . Mas não é a mesma coisa? Não, não é. Pense no processo que os químicos usavam para determinar a massa atômica de um elemento. A partir de uma substância formada pelo elemento X e oxigênio, de fórmula química bem determinada,  $\text{X}_a\text{O}_b$ , procedia-se ao processo de análise e determinava-se a *massa de oxigênio* ( $M_{\text{O}}$ ) e de X ( $M_{\text{X}}$ ) contida na massa analisada da substância. A massa atômica do elemento X era então calculada, igualando-se a razão entre as massas à razão entre as massas atômicas:

$$M_{\text{X}} / M_{\text{O}} = (a m_{\text{X}} / b m_{\text{O}}) = (a m_{\text{X}} / 16 b) \quad (1).$$

Porém, a substância  $\text{X}_a\text{O}_b$  não é só formada pelo isótopo  $^{16}\text{O}$  do elemento oxigênio; ela é certamente uma mistura de moléculas do tipo  $\text{X}_a\text{ }^{16}\text{O}_b$ ,  $\text{X}_a\text{ }^{17}\text{O}_b$  e  $\text{X}_a\text{ }^{18}\text{O}_b$ . A equação (1), usada pelos químicos, só estaria correta se todas as moléculas fossem do tipo  $\text{X}_a\text{ }^{16}\text{O}_b$ . Nesse caso, o oxigênio obtido no processo de análise conteria somente esse isótopo, e a massa  $M_{\text{O}}$  corresponderia somente a átomos desse isótopo, com  $m_{\text{O}} = 16$ .

Bem, parece que isto está começando a ficar complicado. Como saber quantas moléculas de cada tipo de  $\text{X}_a\text{O}_b$  estariam presentes na amostra analisada? Para isto eu precisaria saber quanto, de cada um dos isótopos do oxigênio, existe na amostra analisada. Bem, foi exatamente isso que os físicos fizeram. Para todos os elementos conhecidos, eles determinaram o que se denomina *abundância isotópica*, ou seja, a quantidade relativa de cada isótopo de um mesmo elemento. De que maneira isto pode ser feito?

Como não há maneira de distingui-los por meio de nenhuma propriedade química, o jeito é tentar usar alguma técnica que *distinga os átomos pelas suas massas*. Um modo extremamente elegante de fazer esta distinção é por meio da técnica de espectrometria de massas.

Eu vou explicar como esta técnica funciona, mas somente na última aula. No momento, só vou fornecer os resultados da aplicação dessa técnica para alguns elementos.

**Tabela 12.1:** Abundância relativa dos isótopos de alguns elementos.

Isótopo	Abundância (%)
Hidrogênio ( $^1\text{H}$ )	99,985
Hidrogênio ( $^2\text{H}$ )	0,015
Oxigênio ( $^{16}\text{O}$ )	99,762
Oxigênio ( $^{17}\text{O}$ )	0,038
Oxigênio ( $^{18}\text{O}$ )	0,200
Cloro ( $^{35}\text{Cl}$ )	75,77
Cloro ( $^{37}\text{Cl}$ )	24,23



### ATIVIDADE

#### 1. Verificando a diferença

A partir dos dados da **Tabela 12.1**, você conseguiria entender por que as massas atômicas nas escalas química e física não diferem muito?

---



---



---



---



---



---

#### RESPOSTA COMENTADA

No caso dos elementos hidrogênio e oxigênio, há predominância de um dos isótopos; logo, a massa atômica média será quase igual à massa desse isótopo.

$$\text{Hidrogênio: } \frac{99,985 \times 1 + 0,015 \times 2}{100}$$

No caso do cloro, há quantidades apreciáveis dos isótopos 35 e 37. No entanto, como seus valores são relativamente próximos (35 e 37), a média ficará relativamente próxima de cada um dos valores.

$$\text{Cloro: } \frac{75,77 \times 35 + 24,23 \times 37}{100}$$

Vale notar, entretanto, que não ficará tão próxima quanto nos casos anteriores.

Na Tabela 12.1, vemos que para cada 100 átomos de oxigênio 99,985 são do isótopo  $^{16}\text{O}$ . Mas isso é muito estranho. Como pode haver um número *não-inteiro* de átomos? Não pode, é claro. Este número não é inteiro porque ele representa *a média de um grande número de medidas, com diferentes amostras de oxigênio*. Para determinar as abundâncias, é necessário fazer-se um grande número de medidas porque não há como garantir que o *número de isótopos de mesma massa seja igual em todas as amostras de oxigênio*. E isto vale para qualquer outro elemento químico.

Uma vez estabelecido que a abundância isotópica do  $^{16}\text{O}$  é igual a 99,985%, podemos dizer que numa massa qualquer de oxigênio,  $M_{\text{O}}$ , somente uma parte dela, mais precisamente  $0,99985 \times M_{\text{O}}$ , é devida àquele isótopo. Assim, se substituirmos essa massa na equação (1), obteremos a massa atômica do elemento X na escala física, em que o padrão é o isótopo  $^{16}\text{O}$ :

$$(M_{\text{X}} / 0,99985 M_{\text{O}}) = (a m_{\text{X}} / 16 b) \quad (2).$$



Agora, atenção! Se o elemento X também possuir diferentes isótopos, teremos de levar isso em consideração e determinar a massa atômica para cada diferente isótopo.



### ATIVIDADE

#### 2. Equação para isótopos do cloro

Para os isótopos do cloro, cujas abundâncias são dadas na Tabela 12.1, como ficaria a equação (2)?

---



---



---

#### RESPOSTA COMENTADA

$(M_{\text{Cl}} / 0,99985 M_{\text{O}}) = (a m_{\text{Cl}} / 16 b)$ . No entanto, a massa atômica assim calculada é na verdade uma média ponderada dos valores dos isótopos 35 e 37, ou seja,  $M_{\text{Cl}} = 0,7577 M_{\text{Cl}}(35) + 0,2423 M_{\text{Cl}}(37)$ .

Muito bem, já entendemos a origem da diferença dos valores de massa atômica nas escalas física e química. Mas qual delas usar? Em 1961, para resolver definitivamente esse problema, químicos e físicos concordaram em tomar como *padrão o isótopo*  $^{12}\text{C}$  do átomo de carbono, ao qual foi atribuído o valor de massa atômica *exatamente igual a 12*. Dessa forma, as escalas física e química de massa atômica foram unificadas. As massas atômicas encontradas em qualquer tabela publicada depois daquela data referem-se ao padrão  $^{12}\text{C}$ .

Resolvida essa diferença, temos ainda um outro problema. Como a maioria dos elementos químicos possui mais de um isótopo, para cada um deles teremos uma massa atômica própria. Porém, isso é pouco prático e foge à idéia original de Dalton, que era a de associar, a cada elemento, uma massa atômica própria. Mas isso é ainda possível porque podemos determinar a massa atômica de qualquer isótopo do elemento e a sua respectiva abundância isotópica.

Por exemplo, as massas atômicas dos isótopos  $^{35}\text{Cl}$  e  $^{37}\text{Cl}$  do elemento cloro foram determinadas em relação ao padrão  $^{12}\text{C}$  e valem respectivamente 34,968852721 e 36,96590262. Considerando as abundâncias relativas dadas na **Tabela 12.1**, podemos calcular uma massa atômica média, ponderada pelas abundâncias relativas:

$$m_{\text{Cl}} = (34,968852721) \times (0,7577) + (36,96590262) \times (0,2423),$$

ou seja,  $m_{\text{Cl}} = 35,4527$ .



### ATIVIDADE

#### 3. Massa atômica do hidrogênio

Sabendo que as massas atômicas dos isótopos  $^1\text{H}$  e  $^2\text{H}$  do elemento hidrogênio, na escala atual, valem 1,007825035 e 2,014101779, e usando as abundâncias relativas na **Tabela 12.1**, determine a massa atômica do elemento hidrogênio em relação ao padrão  $^{12}\text{C}$ . O isótopo  $^2\text{H}$  é também chamado de deutério.

---



---

#### RESPOSTA

$$M_{\text{H}} = (1,007825035) \times (0,99985) + (2,014101779) \times (0,00015) = 1,0079.$$

Os valores de massas atômicas que aparecem nas tabelas modernas (após 1961) correspondem aos valores médios das massas atômicas dos possíveis isótopos de cada elemento. Assim, se você procurar pela massa atômica do elemento cloro, o valor indicado na tabela será igual a 35,4527. Alguns valores são mostrados na tabela a seguir. Compare o valor encontrado na Atividade 3, para a massa atômica do hidrogênio, com o da Tabela 12.2.

**Tabela 12.2:** Massa atômica de alguns elementos

H 1,00794							He 4,002602
Li 6,941	Be 9,012182	B 10,811	C 12,0107	N 14,00674	O 15,9994	F 18,9984	Ne 20,1797

### O conceito de mol

Muito bem, parece que finalmente conseguimos atingir o nosso objetivo de associar uma massa a cada átomo de um elemento químico. De acordo com a Tabela 12.2, temos então que a massa de um átomo de lítio vale 6,941, a de um átomo de boro vale 10,811 etc. Mas 6,941 o quê? Quilogramas? Gramas? Miligramas? Já sabemos, da Aula 2, que toda grandeza deve ser expressa por um número e uma unidade. Qual das unidades seria a mais apropriada? Nenhuma delas, é claro, porque um átomo é algo muito leve para ter uma massa de até mesmo 6,941 microgramas. E agora?

A primeira coisa a notar é que os números da tabela representam massas relativas. Por essa razão eles não têm unidades. Podemos resolver esse problema inventando *uma unidade atômica de massa (u.m.a.)*. Lembre-se de que o padrão para determinar as massas atômicas da Tabela 12.2 é o isótopo  $^{12}\text{C}$  do átomo de carbono, ao qual foi atribuído o valor  $m_{\text{C}} = 12$ . Assim, podemos definir *a unidade de massa atômica como sendo 1/12 da massa daquele isótopo*. Usando a unidade assim definida, podemos dizer que a massa atômica de um átomo de lítio vale 6,841 u.m.a, a do neônio 20,1797 u.m.a, e assim por diante.

Embora não possamos medir a massa de um átomo, é evidente que podemos determinar a massa de um *grande número deles*. Afinal, é isso que fazemos quando usamos uma balança para determinar a massa de qualquer objeto, não é? Se pudéssemos determinar a *massa de um mesmo número de átomos* de dois elementos quaisquer, poderíamos compará-las. O problema é como garantir que as amostras que vamos usar terão o *mesmo número de átomos dos dois elementos*. Bem, se acreditarmos em Avogadro, isso é possível.

Segundo a hipótese dele, volumes iguais de gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de “partículas” (átomos ou moléculas). Não sabemos ainda como esse número foi determinado, mas sabemos que ele é muito grande e vamos representá-lo por  $N_A$ . Se tomarmos esse número como referência, poderemos comparar massas de diferentes átomos. Entretanto, podemos fazer ainda melhor, quer ver?

Sabemos que a escala de massas atômicas está toda baseada no fato de que a massa do isótopo  $^{12}\text{C}$  do átomo de carbono vale  $12 \text{ u.m.a}$ . Podemos, então, definir que a *massa de  $N_A$  átomos de  $^{12}\text{C}$*  (um número muito grande de átomos) *vale exatamente 12g*. Isto é equivalente a dizer que:

$$N_A \times 12 \text{ u.m.a} = 12\text{g}. \quad (3).$$

Da equação (3) podemos dizer que:

$$1 \text{ u.m.a} = 1\text{g}/N_A \quad (4).$$

Essa coisa toda está começando a melhorar. Como todas as outras massas atômicas estão referenciadas à do isótopo  $^{12}\text{C}$ , sabemos que, por exemplo, a massa atômica de um átomo de lítio vale  $6,841 \text{ u.m.a}$ , a do neônio  $20,1797 \text{ u.m.a}$ , e assim por diante. Então, eu pergunto: qual seria a massa de  $N_A$  átomos de lítio? E de  $N_A$  átomos de neônio? Fácil:

$$\text{Li: } N_A \times 6,841 \text{ u.m.a} = N_A \times 6,841 (1\text{g}/N_A) = 6,841\text{g}.$$

$$\text{Ne: } N_A \times 20,1797 \text{ u.m.a} = N_A \times 20,1797 (1\text{g}/N_A) = 20,1797\text{g}.$$

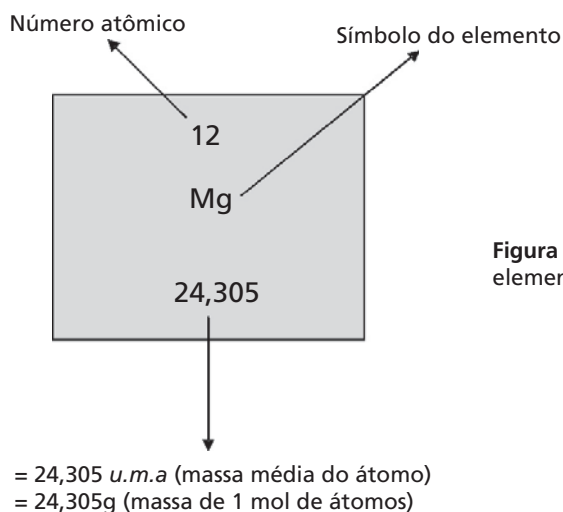


Creio que não é difícil perceber que a *massa, em gramas, de  $N_A$  átomos de qualquer elemento, é numericamente igual a sua massa atômica.*

Quando queremos nos referir a um conjunto de 12 “objetos” *de mesma natureza* – bananas, laranjas, cadeiras, carros, enfim, qualquer coisa que possa ser contabilizada –, usamos a palavra *dúzia*, ou seja, uma dúzia representa um conjunto de 12 “objetos”. De maneira análoga, podemos chamar de *mol um conjunto de  $N_A$  átomos ou moléculas:*

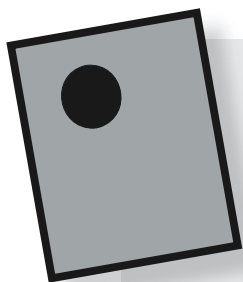
$$1 \text{ mol} \equiv N_A \text{ átomos ou moléculas.} \quad (5)$$

Usando essa definição, podemos dizer que a massa de 1 mol de átomos de  $^{12}\text{C}$  vale 12g. Analogamente, podemos dizer que 14,0067 representa a massa atômica média (considerando todos os possíveis isótopos) do átomo de nitrogênio, e que 14,00674g é a massa média de 1 mol de átomos de nitrogênio. Essas informações aparecem nas tabelas periódicas juntamente com outras propriedades dos elementos. Um exemplo típico é mostrado a seguir, para o átomo de magnésio.



**Figura 12.4:** Representação de um elemento na tabela periódica.

Podemos estender essas idéias também para moléculas. Por exemplo, a fórmula química da molécula de hidrogênio é  $\text{H}_2$ . Portanto, a massa de uma molécula de hidrogênio vale  $2 \times 1,00794 = 2,01588 \text{ u.m.a}$ . Logo, a massa de 1 mol de  $\text{H}_2$  vale 2,01588g. A massa equivalente a 1 mol de qualquer molécula é também chamada de *massa molecular.*



### ATIVIDADE

#### 4. Massas moleculares

Dadas as fórmulas químicas a seguir, determine as massas moleculares:

a. HCl; b. H<sub>2</sub>O; c. NH<sub>3</sub>; d. CH<sub>4</sub>:

---



---



---

### RESPOSTA

a.  $M(\text{HCl}) = 1,00794 + 35,4527 = 36,46064$

b.  $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,00794 + 15,9994 = 18,01528$

c.  $M(\text{NH}_3) = 3 \times 1,00794 + 14,00674 = 17,03056$

d.  $M(\text{CH}_4) = 4 \times 1,00794 + 12,0107 = 16,04246$

Agora, o mais interessante de tudo. Se descobrirmos uma maneira de determinar o número de Avogadro, poderemos calcular a massa de um único átomo ou de uma única molécula. Claro está que essas massas serão relativas à massa de um átomo do isótopo <sup>12</sup>C do carbono. Porém, esta é a mesma situação que encontramos no nosso mundo macroscópico. Sua massa vale 65kg em referência à de um objeto padrão, de massa 1kg, depositado no BIPM, na França.

Existem vários procedimentos experimentais para determinar este número, mas não vamos discuti-los agora. O valor atualmente aceito para este número é de  $6,0221499 \times 10^{23}/\text{mol}$ , mas em nossos cálculos usaremos sempre  $N_A = 6,022 \times 10^{23}/\text{mol}$ .



### ATIVIDADES

#### 5. Massa do átomo de carbono

Calcule a massa, em gramas, de um átomo de carbono.

---



---



---

### RESPOSTA COMENTADA

A massa de 1 mol de carbono vale 12,01g. Mas 1 mol de carbono contém  $6,022 \times 10^{23}$  átomos. Logo, a massa de um único átomo será igual a  $(12,01/6,022 \times 10^{23}) \text{ g} = 1,994 \times 10^{-23} \text{ g}$ .

**6. Massa da molécula de água**

Calcule a massa, em gramas, de  $2,5 \times 10^9$  moléculas de água ( $H_2O$ ).

---

---

---

---

**RESPOSTA COMENTADA**

Primeiro, temos de achar a massa de 1 mol ( $N_A$  moléculas) de água. Como sua fórmula química é  $H_2O$ , a massa de um mol de água será:  $2 \times 1,00794 + 15,9994 = 18,01528g$ . A massa de uma molécula será igual a  $(18,01528/N_A)$  g e a do número de moléculas pedidas será igual a  $(18,01528/N_A) \times 2,5 \times 10^9 = 7,5 \times 10^{-14}$  g.

**MENDELEEV E A TABELA PERIÓDICA**

O problema de *classificar* as substâncias químicas, em função de suas propriedades e composição química, foi sempre de relevância central para a Química. Vários ilustres pesquisadores dedicaram grande parte das suas pesquisas a este tema, sem que nenhum sistema classificatório, satisfatório e suficientemente geral fosse gerado. Entretanto, das várias tentativas de classificação foram surgindo alguns conceitos que se tornaram importantes para o trabalho de Dmitri Mendeleev. Um desses conceitos é o de série homóloga.

A idéia de série homóloga surgiu com Gerhard, em 1842. Segundo ele, substâncias de uma série homóloga *diferem* de um grupamento  $CH_2$  na sua composição química e, em consequência disso, os membros da série podem ser expressos por meio de uma fórmula química geral. Por exemplo, hoje sabemos que os alcanos lineares formam uma série homóloga, de fórmula geral  $C_nH_{2n+2}$ . As substâncias de uma série homóloga apresentavam propriedades químicas similares. Além disso, era curioso, para a época, o fato de a diferença nos valores de algumas propriedades físicas, tais como ponto de fusão e de ebulição, para dois membros vizinhos na série ser mais ou menos constante.

Essa relação entre as propriedades físicas de substâncias de uma série homóloga foi também observada por Mendeleev, em 1861, enquanto escrevia seu livro de Química. Entretanto, ele foi mais além. Tendo participado do congresso de Karlsruhe, Mendeleev já dispunha de um conjunto único de massas atômicas internacionalmente aceitas (graças a Avogadro e Cannizzaro). Assim, as *massas das moléculas* podiam ser também calculadas, para todos os membros de uma série homóloga. E, ao fazer isto, Mendeleev observou que aquela mesma relação existia entre as *propriedades físicas e as massas das moléculas das substâncias*. Diante disto, colocou-se a seguinte pergunta: *não poderia existir também uma relação análoga entre massas atômicas e as propriedades dos elementos?*

Durante alguns anos, Mendeleev trabalhou arduamente para responder a essa pergunta. Finalmente, em 1869, apresentou o resultado de seu trabalho num congresso da Academia Russa de Química. Dispondo os elementos até então conhecidos em ordem crescente de massa atômica, e simultaneamente tentando grupá-los em função das suas similaridades químicas, ele descobriu uma dependência periódica entre propriedades dos elementos e suas massas atômicas. Essa forma de classificar os elementos químicos deu origem à tabela periódica dos elementos.

A primeira tabela periódica elaborada por Mendeleev, mostrada a seguir, não tinha ainda o aspecto das tabelas atuais, mas indicava claramente a dependência periódica entre propriedades dos elementos e suas massas atômicas. Ao contrário das tabelas atuais, Mendeleev dispôs os elementos verticalmente, em ordem crescente de massa atômica, mas de forma que os elementos com propriedades similares ficassem numa mesma linha.

Tabela 12.3: Tabela periódica de Mendeleev

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

Evidentemente, há várias imprecisões nesta tabela, algumas corrigidas em versões posteriores. Por exemplo, o elemento urânio, representado pelo símbolo *Ur* na tabela, não está na sua posição correta e sua massa atômica, na verdade, é bem maior do que o indicado na tabela. O elemento que deveria estar entre os elementos cádmio (Cd) e estanho (Sn) ao longo da coluna deveria ser o índio (In). Numa nova tabela, publicada em 1871, Mendeleev corretamente colocou o elemento In naquela posição.

Independentemente das várias imperfeições, essa tabela representava um enorme avanço com relação a todas as tentativas anteriores de qualquer tipo de classificação. Além da sua clareza e consistência, o esquema de classificação adotado por Mendeleev mostrou-se com enorme poder de previsão.

Os pontos de interrogação na tabela indicavam a provável existência de elementos ainda não descobertos, ou mesmo de elementos cujas massas atômicas deveriam estar erradas. Várias dessas previsões foram posteriormente confirmadas. Por exemplo, Mendeleev previu a

existência de um elemento, com propriedades similares à do alumínio (Al) e massa atômica igual 68. Este elemento, hoje conhecido como gálio (Ga), com massa atômica igual a 70, foi descoberto em 1875. Segundo a tabela, deveria também existir um elemento, com propriedades similares ao silício (Si) e massa atômica igual a 70. Esse é o elemento germânio (Ge), com massa atômica igual a 73, descoberto em 1886.

Por outro lado, não havia como prever a existência dos elementos nobres (He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn), ainda desconhecidos na época em que Mendeleev construiu a sua tabela.

Na próxima aula voltaremos a discutir a tabela periódica, procurando fazer uma ligação entre a construção puramente empírica de Mendeleev e aquela baseada no modelo quântico de átomo, discutido na aula anterior.

## A VERSÃO MODERNA DA TABELA PERIÓDICA

Você certamente já consultou uma tabela periódica moderna e sabe que ela difere bastante das tabelas de Mendeleev. Na sua forma atual, as linhas da tabela periódica de Mendeleev viraram colunas, e vice-versa. Assim sendo, os elementos que apresentam propriedades químicas similares estão dispostos em colunas e formam as *famílias* dos elementos químicos. Por outro lado, os períodos da tabela de Mendeleev correspondem às linhas da nova tabela.

Há ainda muitos outros elementos que não constavam das tabelas de Mendeleev, além de um número maior de informações sobre cada um dos elementos. Entretanto, há também uma outra diferença, de grande importância. Lembre-se de que Mendeleev montou a sua tabela ordenando os elementos em ordem crescente de *massa atômica* e procurando manter, em uma mesma linha da tabela, os elementos com propriedades químicas semelhantes.

Muito bem. Pegue uma tabela periódica moderna e veja se a ordenação dos elementos segue uma ordem crescente das massas atômicas. Sim? Não? Se você tiver paciência e examinar a tabela com o devido cuidado, vai achar que logo no início do terceiro período ocorre uma primeira inversão: Na (22,9898), Mg (24,3132), Al (26,9815). Existem outras, tente achá-las. Bem, se os elementos não estão mais sendo ordenados pelo valor da massa atômica, segundo qual critério os elementos são organizados na tabela periódica moderna?

Entre as várias informações contidas na tabela, está um número inteiro que, dependendo da tabela, pode estar situado acima do símbolo do elemento ou no canto superior direito da célula que contém o símbolo do elemento. Esse número cresce da esquerda para a direita, acompanhando a disposição dos elementos ao longo dos períodos. Qual seria o significado desse número? Essa pergunta pode lhe parecer ridícula. Afinal, todo mundo sabe que ele representa o número atômico ( $Z$ ) do elemento, ou seja, o número de prótons contidos no núcleo atômico do elemento.

Bem, você sabe porque leu em algum lugar ou alguém lhe disse (aliás, eu lhe dei essa informação em aulas passadas). Porém, você sabe me dizer como os cientistas determinaram o número de prótons que devem existir no núcleo atômico de cada elemento? Eu sou capaz de apostar que você não sabe dizer como isso foi feito. Tudo bem, não se preocupe. Vou lhe contar.

O que hoje nos parece óbvio não era nada óbvio na época em que Bohr e outros cientistas tentavam desvendar a estrutura eletrônica dos átomos. Por exemplo, o simples fato de o hidrogênio ser o elemento mais leve conhecido não nos permite concluir que seu átomo seja formado por somente um próton e um elétron. Na verdade, um ano antes (1912) de publicar seu famoso trabalho sobre a constituição dos átomos, Bohr, numa carta a Rutherford, na qual descrevia o progresso do seu trabalho, mencionava que "o número de elétrons nos átomos de hidrogênio e de hélio, (...) parece aproximar-se mais, respectivamente, de 1 e 2...". Evidentemente, isto implicava que as cargas nucleares, que hoje chamamos de número atômico, seriam 1 e 2, respectivamente.

Na suposição de que o átomo de hidrogênio possuía só um elétron e, portanto, só um próton ( $Z = 1$ ), Bohr conseguiu brilhantemente explicar o espectro do átomo de hidrogênio. Além disso, adaptando a sua fórmula para qualquer átomo monoelétrônico, ele calculou, com muito boa precisão, o que seria o espectro do elemento hélio ionizado ( $\text{He}^+$ ), supondo a carga nuclear desse elemento igual a 2.

No seu segundo trabalho, no qual tentava descrever a constituição dos átomos com poucos elétrons, Bohr *supôs que o número de elétrons existentes no átomo seria igual ao número indicativo da posição do elemento correspondente na série de elementos dispostos por ordem crescente das massas atômicas*. É evidente que Bohr estava se referindo à posição do elemento na tabela periódica. Sem dúvida, essa suposição

estava apoiada nos excelentes resultados obtidos nos cálculos dos espectros atômicos do átomo de hidrogênio e do hélio ionizado.

Infelizmente, como já vimos, seu modelo não funcionava para átomos com mais de um elétron. E como não eram conhecidos os espectros de outros íons com somente um elétron ( $\text{Li}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{3+}$  etc.), a idéia de que o número indicativo da posição do elemento na tabela periódica seria igual ao número de elétrons, ou de prótons, *não* podia ser generalizada.

Apesar disso, Bohr continuou seu trabalho, na tentativa de descrever como os elétrons se distribuiriam em torno do núcleo atômico, supondo a validade da sua hipótese, sobre o número de elétrons de cada elemento. A partir de cálculos bastante aproximados, Bohr acabou por concluir que a estabilidade de uma determinada órbita definia o número máximo de elétrons que ela poderia comportar. Essa análise da estabilidade das órbitas lhe permitiu concluir que os elétrons estariam distribuídos em camadas em torno do núcleo, cada uma delas contendo um número máximo de elétrons. Cada camada seria caracterizada pelo valor do número quântico  $n$  e pelo número máximo de elétrons que ela poderia acomodar.

Bohr tinha plena consciência de que o processo por ele utilizado, para chegar a sua distribuição em camadas, era bastante empírico. Por outro lado, sua forma de distribuir os elétrons em camadas ajudava a entender a periodicidade dos elementos e a diferença de comportamento químico, entre outras coisas.

### **Moseley e os espectros atômicos na região de raios X**

Entre 1913 e 1914, ou seja, logo após a publicação dos trabalhos de Bohr, Moseley realizou uma série de estudos espectroscópicos, de extrema beleza e de grande importância para o nosso conhecimento da estrutura eletrônica dos átomos. Ao contrário da maioria dos espectroscopistas, que concentrava esforços em interpretar os espectros atômicos na região do visível, Moseley resolveu analisar os espectros atômicos na região de raios X.

Como já sabemos (ver Aula 9), os raios X têm alta energia (e portanto alta frequência, uma vez que  $E = h\nu$ ) e pequeno comprimento de onda. Portanto, para que um átomo *emita* radiação, de frequência  $\nu_{fi}$ ,

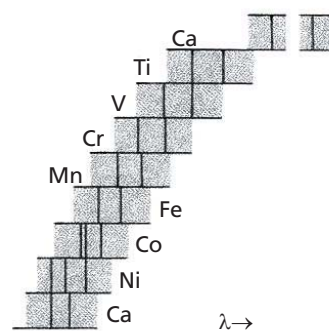


nessa região do espectro eletromagnético, a energia de transição,  $\Delta_{fi}$ , deve ser bastante grande, já que:

$$\nu_{fi} = (E_f - E_i)/h = \Delta_{fi}/h \quad (6).$$

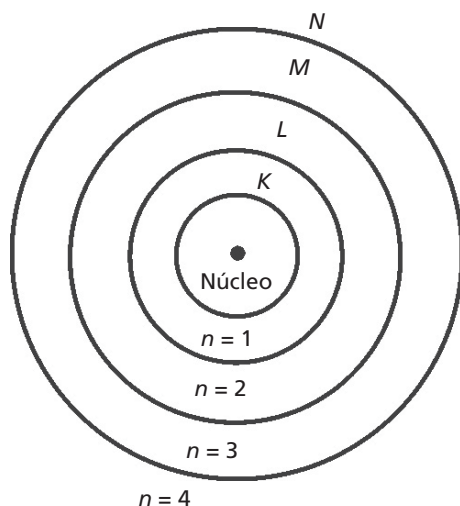
Isso significa também dizer que, para que ele emita radiação dessa frequência, o átomo precisa ser colocado num estado altamente excitado. Em outras palavras, ele precisa *absorver* uma grande quantidade de energia para ser colocado em um estado altamente excitado, a partir do qual *emitiria* radiação de alta frequência, ao retornar ao estado fundamental.

Moseley fez incidir radiação de alta energia sobre amostras de diferentes elementos e observou o espectro de emissão, na região dos raios X. Para sua surpresa, contrariamente à complexidade dos espectros atômicos (veja <http://jersey.uoregon.edu/vlab/elements/Elements.html>) na região do visível, ele descobriu que os espectros, na região dos raios X, eram extremamente simples. Na **Figura 12.4** mostramos os espectros observados por Moseley, para vários elementos, na região de raios X.



**Figura 12.5:** Espectro de alguns elementos, na região de raios X.

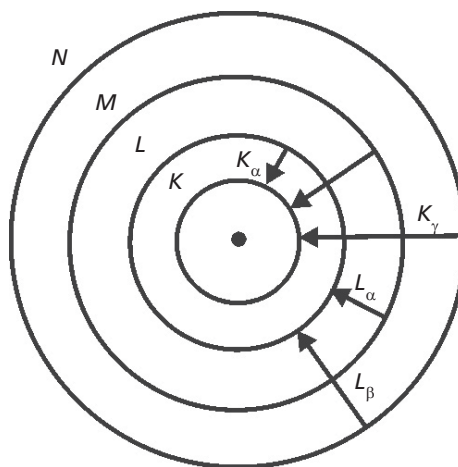
Entretanto, Moseley não se limitou a observar e reportar seus resultados. Foi bem além e procurou uma forma de interpretá-los, usando o modelo de distribuição em camadas, proposto por Bohr. A **Figura 12.5** ilustra o modelo de camadas de Bohr, para um átomo polieletrônico, em que são mostradas as primeiras quatro camadas. Vejamos como Moseley, usando esse modelo, foi capaz não só de explicar os espectros de raios X como também de contribuir, de forma brilhante, para o nosso entendimento da estrutura eletrônica dos átomos.



**Figura 12.6:** Modelo de camadas de Bohr.

Imaginemos agora esse átomo polieletrônico sendo atingido por radiação eletromagnética de alta energia, capaz de remover completamente do átomo (ou seja, de ionizá-lo) um elétron fortemente ligado, ou seja, um elétron da primeira “órbita” ( $n = 1$ , camada K). Isso feito, esta órbita ( $n = 1$ ) ficaria deficiente de um elétron e conseqüentemente instável. O lugar desse elétron ejetado do átomo poderia ser ocupado por um outro elétron do átomo, por exemplo, da camada com  $n = 2$  (camada L), da camada com  $n = 3$  (camada M), ou mesmo da camada N ( $n = 4$ ). Essas transições, designadas  $K_\alpha$ ,  $K_\beta$  e  $K_\gamma$ , estão indicadas na **Figura 12.7**.

**Figura 12.7:** Transições responsáveis pelo espectro na região de raios X.



Porém, a passagem de um elétron da camada L para a K deve ser acompanhada da emissão de radiação eletromagnética de frequência igual a:

$$\nu_\alpha = (E_2 - E_1)/h \quad (7).$$

O cálculo dessa frequência exige o conhecimento do valor das energias,  $E_2$  e  $E_1$ , do átomo polieletrônico, algo desconhecido na época. Entretanto, Moseley percebeu que poderia usar um modelo aproximado, derivado da teoria de Bohr, ao ignorar os demais elétrons da camada L e também os elétrons de todas as outras camadas com  $n > 2$ .

Com esse modelo aproximado, Moseley imaginou que o processo de transição do elétron, da camada L para a camada K, seria idêntico ao que ocorreria num átomo hidrogenóide, mas sob a ação de uma *carga nuclear efetiva* ( $Q$ ), que dependeria do elemento sendo analisado. Por que uma carga nuclear efetiva?

Bem, Moseley parecia acreditar no modelo de camadas, mas não tinha como saber ao certo quantos elétrons havia em cada camada. Como já mencionei, Bohr tinha proposto um número máximo de elétrons para cada camada, mas não podia justificar plenamente seus resultados. Assim, embora o processo tivesse sido iniciado com a remoção de um elétron da camada K, Moseley não sabia dizer quantos elétrons ainda restavam naquela camada. Porém, ele sabia que os elétrons restantes da camada K estariam muito mais próximos do núcleo atômico do que aquele da camada L, efetuando a transição.

Você certamente já se viu diante da situação de tentar assistir, por exemplo, a um jogo de futebol com um bando de gente na sua frente. Você acaba não conseguindo ver o campo todo, devido à *barreira (ou blindagem)* que as pessoas, à sua frente, exercem no seu campo visual. Moseley imaginou que algo parecido aconteceria com aquele elétron da camada L. Os elétrons restantes da camada K blindariam o núcleo e o impediriam de “ver” toda a carga do núcleo. Dessa forma, o elétron L sentiria uma carga *nuclear efetiva igual à carga real do núcleo (número de prótons) menos a carga devida a cada elétron restante na camada K*.

Segundo esse modelo aproximado, poderíamos calcular a frequência  $\nu_\alpha$ , substituindo na equação (7) os valores de  $E_2$  e  $E_1$  pelos valores dados pelo modelo atômico de Bohr, substituindo a carga do núcleo por  $Q$ , a carga efetiva:

$$\nu_\alpha = C Q^2 [ 1/n_f^2 - 1/n_i^2 ] \quad (8),$$

em que, na constante  $C$ , juntamos várias outras constantes de valores conhecidos ( $c$ ,  $m_e$ ,  $h$  etc.). Como, para a transição  $K_\alpha$ ,  $n_f = 1$  e  $n_i = 2$ , temos que:

$$\nu_{K\alpha} = (3/4) C Q^2 \quad (9).$$

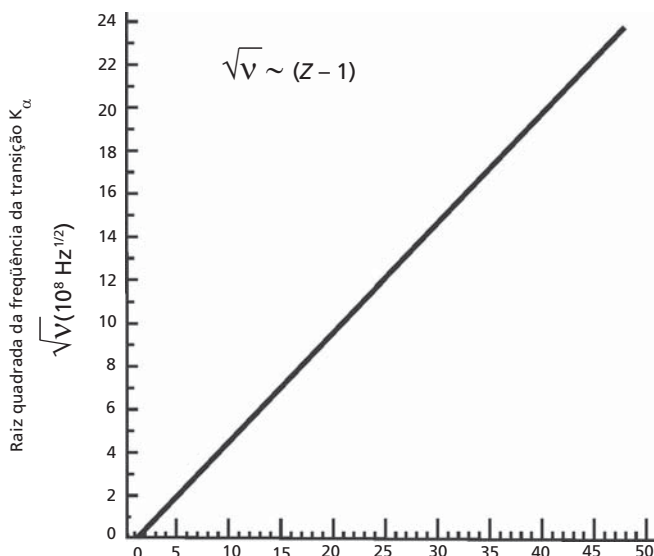
Extraindo a raiz quadrada de ambos os termos de (9), obtemos:

$$\sqrt{\nu_{K\alpha}} = \sqrt{(3/4) C Q^2} = D Q \quad (10)$$

A equação (10), embora aproximada, claramente nos diz que a raiz quadrada de  $\nu_{K\alpha}$  é uma *função linear da carga efetiva do núcleo*.

Por que linear? Bem, tente fazer a representação gráfica desta função, dando valores a Q e calculando o valor resultante para a raiz de  $\nu_{K\alpha}$ . Ao fazer isso, você verá que, ao unir os pontos calculados, eles estarão todos sobre uma linha reta. Por isso, dizemos que a equação (10) expressa uma relação linear. Ah! Lembre-se de que D é uma constante e que, para verificar se a relação é linear, você pode atribuir a ela qualquer valor.

A equação (9) também nos diz que se medirmos  $\nu_{K\alpha}$  para um elemento qualquer, poderemos determinar sua carga nuclear efetiva! Mas o que Moseley fez foi exatamente medir  $\nu_{K\alpha}$  para vários elementos, como mostramos na **Figura 12.5**. De posse dos seus resultados experimentais e da expressão (10), resultante da sua análise teórica, Moseley resolveu fazer um gráfico dos seus valores de  $\sqrt{\nu_{K\alpha}}$  em função do número que indicava a posição do elemento da tabela periódica. Este gráfico está mostrado na **Figura 12.8**.

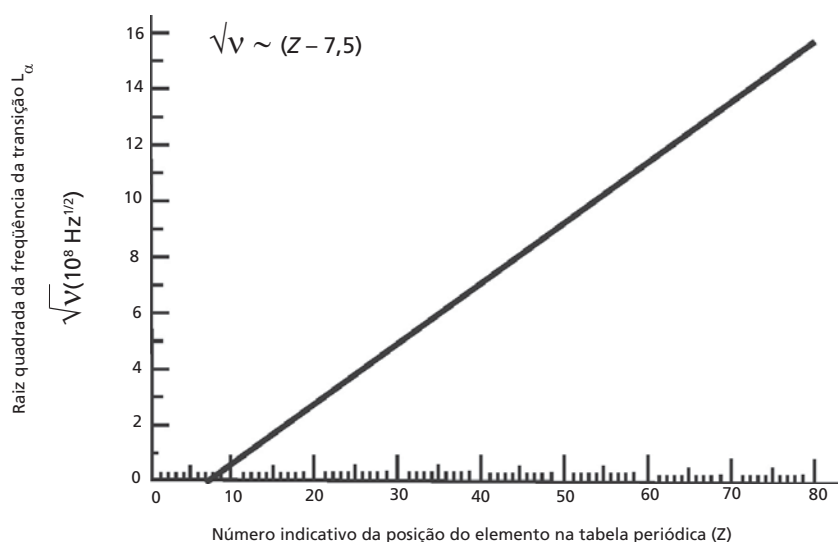


**Figura 12.8:** Variação do valor da raiz quadrada da transição  $K_{\alpha}$  com o número atômico (Z).

Essa beleza de gráfico levou Moseley a concluir que ele havia obtido “a prova de que existe no átomo uma quantidade fundamental, que aumenta em intervalos regulares, à medida que passamos de um átomo a outro na tabela periódica. Essa quantidade só pode ser a carga do núcleo atômico”, concluiu Moseley. Em outras palavras, o número indicativo da posição do elemento na tabela periódica representa, na verdade, a carga nuclear do átomo do elemento, ou seja, o seu número atômico (Z). O gráfico de Moseley representava, portanto, a variação de  $\sqrt{\nu_{K\alpha}}$  com a carga nuclear do átomo.

Há ainda mais conclusões importantes a serem tiradas do trabalho de Moseley. Lembre-se de que, segundo sua análise teórica, para uma transição do tipo  $K_{\alpha}$ , a carga nuclear efetiva deveria ser igual à carga real do núcleo menos o número de elétrons restantes na camada K. Da equação (10), a frequência  $\nu_{K_{\alpha}}$  só pode ser nula se a carga efetiva,  $Q$ , for nula. Mas, do gráfico da Figura 12.8, quando se verifica  $\nu_{K_{\alpha}} = 0$ , implica que  $Z = 1$ , ou  $Z - 1 = 0$ . Isto implica dizer que, para transições do tipo  $K_{\alpha}$ , a carga nuclear efetiva tem de ser igual a  $(Z - 1)$ . Mas, por definição, a carga nuclear efetiva é igual à carga real menos o número de elétrons restantes na camada K. Ora, como no início do processo um dos elétrons dessa camada foi retirado, a camada K só pode acomodar dois elétrons!

Moseley repetiu esse mesmo procedimento para as transições do tipo  $L_{\alpha}$ . Nesse caso, um elétron é removido da camada L, e seu lugar é ocupado por elétrons oriundos da camada M (ver Figura 12.7). Seu gráfico, de  $\sqrt{\nu_{L_{\alpha}}}$  em função de  $Z$ , está mostrado na Figura 12.9. Novamente, uma relação perfeitamente linear foi obtida por Moseley.



**Figura 12.9:** Variação do valor da raiz quadrada da transição  $L_{\alpha}$  com o número atômico ( $Z$ ).

Neste caso, para  $\nu_{L_{\alpha}} = 0$ ,  $Z \cong 7,5$ , ou  $Z - 7,5 = 0$ . Portanto, para as transições do tipo  $L_{\alpha}$ , a carga nuclear efetiva deveria ser igual a  $Z - 7,5$ . Lembre que não só os elétrons restantes na camada L, como também os dois elétrons da camada K, vão atuar na blindagem do núcleo. É claro que o número 7,5 resulta de imprecisões nas medidas, já que não existe

meio elétron. Os resultados de Moseley indicavam que de 7 a 8 elétrons das camadas K e L juntas estariam participando da blindagem do núcleo. Ou ainda que as duas camadas juntas deveriam conter de 8 a 9 elétrons. Como a camada K parecia conter somente 2 elétrons, os resultados de Moseley sugeriam que *a camada L deveria conter de 6 a 7 elétrons*.

Em resumo, os trabalhos de Moseley comprovaram, de forma definitiva, *que o número indicativo da posição do elemento químico na tabela periódica (o número atômico) é igual à sua carga nuclear*. Além disso, seus trabalhos deram grande suporte à idéia de Bohr de que os elétrons estariam distribuídos em camadas em torno do núcleo atômico, e que deveria existir um número máximo de elétrons em cada camada. Hoje sabemos que os elétrons não estão distribuídos em camadas, a uma distância fixa do núcleo, mas que se deslocam por todo o volume do átomo. Dependendo da sua energia, eles terão maior ou menor probabilidade de serem encontrados em regiões mais próximas ou mais distantes do núcleo (ver distribuições radiais, Aula 10).

O brilhante trabalho de Moseley foi bruscamente interrompido, devido à sua convocação para combater na Primeira Guerra Mundial, quando veio a falecer. Sua análise teórica, embora baseada num modelo incorreto (o modelo de Bohr), sabemos hoje estar qualitativamente correta. Isso significa dizer que os espectros por ele observados têm sua origem numa reestruturação interna da distribuição eletrônica, após a retirada de um elétron fortemente ligado ao núcleo atômico.

As tabelas periódicas modernas estão, portanto, organizadas *em ordem crescente do número atômico* dos elementos, e não mais pela ordem de massas atômicas, mantendo-se numa mesma coluna os elementos com propriedades químicas similares.

Para finalizar esta aula, uma curiosidade: quando descobriu a isotopia, em 1913, Soddy se perguntou como deveria colocar essas espécies na tabela periódica, ainda organizada em ordem crescente das massas atômicas. Elas tinham massas atômicas diferentes, mas como representavam um mesmo elemento químico, Soddy achou mais razoável que elas ficassem no *mesmo lugar* na tabela periódica. Daí o nome *isótopo* que, em grego, significa *no mesmo lugar*.

## ATIVIDADE FINAL

### Tabela de Mendeleev

Comparando com a tabela atual, aponte quatro outras incorreções na tabela de Mendeleev.

---

---

---

---

---

#### RESPOSTA COMENTADA

O elemento tálio (Tl) aparece no lugar do frâncio (Fr) na linha que começa no lítio (Li). Cálcio (Ca), estrôncio (Sr) e bário (Ba) não aparecem na mesma linha de berílio (Be) e magnésio (Mg). Mercúrio (Hg) não aparece na mesma linha de zinco (Zn) e cádmio (Cd). Ouro (Au) não está na mesma linha que cobre (Cu) e prata (Ag).

### RESUMO

Introduzimos vários novos conceitos de grande importância para a química. O conceito de *massa atômica* e de escalas de massas atômicas, proposto inicialmente por Dalton, acabou por conduzir ao mais importante sistema de classificação dos elementos químicos: a *tabela periódica*. Entretanto, para a consolidação do conceito de massa atômica, e para o estabelecimento de um conjunto único de valores, foi de fundamental importância a *hipótese de Avogadro*. Finalmente, as experiências de Moseley revelaram que o *número atômico* de um elemento representa a carga nuclear do átomo desse elemento e, portanto, o *número de elétrons* do elemento neutro.