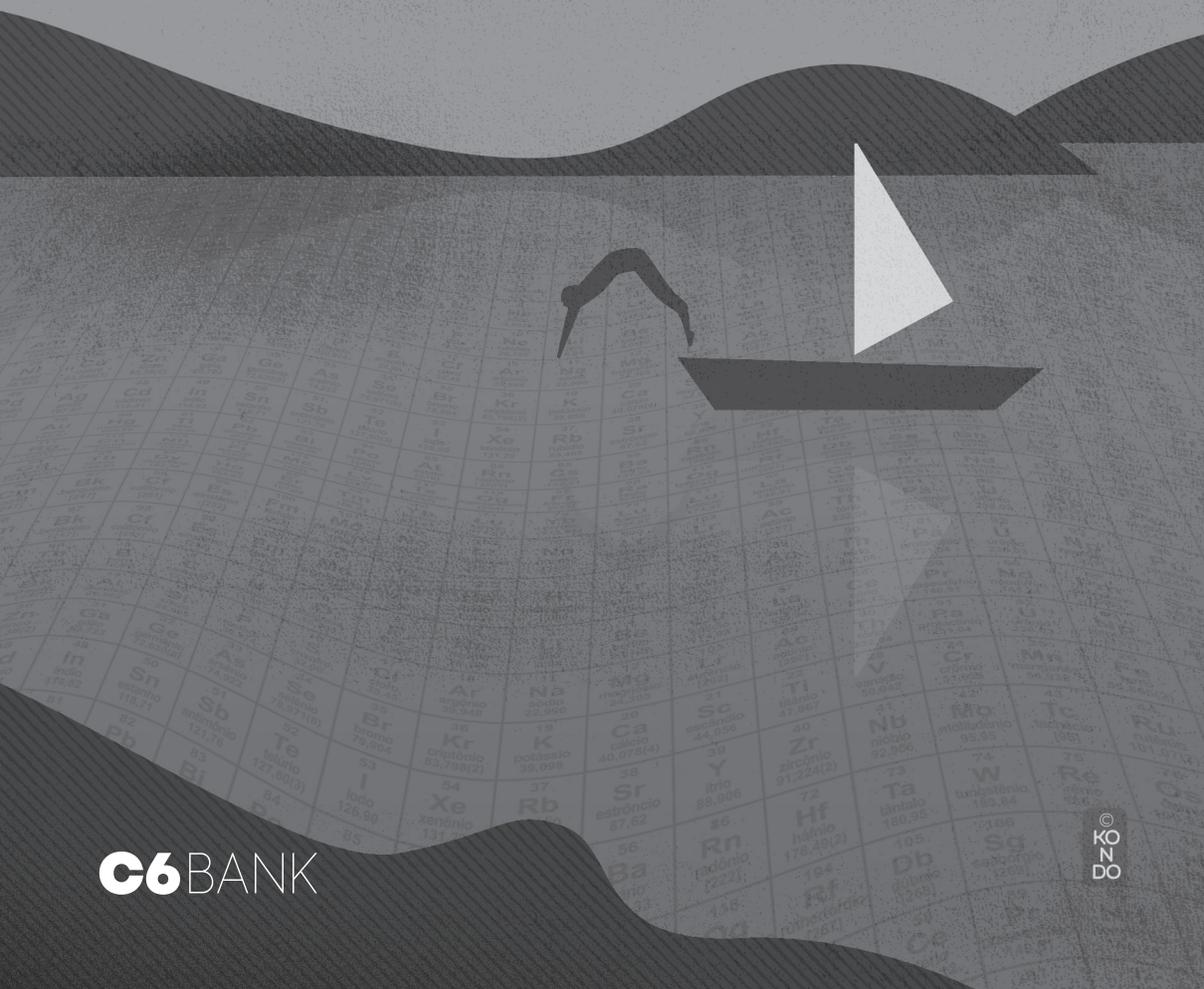


UM MERGULHO NA TABELA PERIÓDICA

Reinaldo José Lopes
Luís Brudna



reinaldo josé lopes

**UM
MERGULHO
NA TABELA
PERIÓDICA**

luís brudna

Reinaldo José Lopes
Luís Brudna

Autores

Daniel Kondo

Ilustração de capa

Eduardo Asta

Design

ISBN 978-65-901991-0-2



9 786590 199102

Catálogo na Publicação (CIP)

Ficha Catalográfica feita pelo autor

L864u

Lopes, Reinaldo José e Brudna, Luís

Um Mergulho na Tabela Periódica/
Reinaldo José Lopes e Luís Brudna.

São Paulo: C6 Bank, 2019.

84 p.

ISBN 978-65-901991-0-2

1. Química 2. Física. 3. História da Ciência.

I. Título. II. Autores

CDD: 540

CDU: 54

apresentação

aP

C6 Bank

É com grande prazer que o C6 Bank apresenta aos professores brasileiros o livro “Um mergulho na Tabela Periódica”. A obra foi encomendada pelo C6 Bank para celebrar o Ano Internacional da Tabela Periódica, proclamado pela Assembleia Geral das Nações Unidas. Em 2019, comemoramos 150 anos desde a descoberta do Sistema Periódico pelo cientista Dmitri Mendeleev.

O C6 Bank foi batizado com o símbolo e número atômico do carbono. O elemento é a base da vida, conecta-se a diversos outros elementos e sua versatilidade permite desde a formação de estruturas simples, como o grafite, até materiais tecnológicos, como a fibra de carbono. Sob pressão, o carbono transforma-se em diamante.

A ONU nos lembra que o Ano Internacional da Tabela Periódica é uma “oportunidade para se refletir sobre os muitos aspectos da Tabela Periódica, incluindo sua história, o papel das mulheres na pesquisa científica, as tendências e as perspectivas mundiais sobre a ciência para o desenvolvimento sustentável, além dos impactos sociais e econômicos dessa área”.

Com rigor na divulgação das informações científicas, seriedade e didatismo, os autores estimulam a troca de conhecimentos sobre a Tabela Periódica na sala de aula. Todos os capítulos vêm acompanhados com sugestões de atividades, para que essa área do conhecimento seja percebida pelos estudantes como parte do cotidiano e ferramenta relevante para a compreensão do mundo.

O cientista americano Carl Sagan costumava dizer que construímos uma sociedade baseada em ciência e tecnologia na qual poucos entendem como a ciência e a tecnologia funcionam. Difundir esse conhecimento é uma necessidade que vai além da sala de aula e do mercado de trabalho. Em última instância, é uma premência para a construção da democracia. A propósito, Sagan nos lembra que a ciência é mais que um corpo de conhecimentos – é uma maneira de pensar e interrogar ceticamente o Universo. Só com a compreensão da ciência poderemos todos participar ativamente das definições sobre o futuro desse Universo.

O C6 Bank celebra o esforço de todos os professores para encorajar o conhecimento científico e deseja que este livro possa trazer alguma contribuição para isso.

C6BANK

SUMÁRIO

	intro	Poeira de estrelas, sementes de vida
	iN	9-17
Dos gregos à Era Atômica	cap c1	19-31
	cap c2	A lógica da tabela
Os grupos de elementos químicos	cap c3	33-41
	cap c4	Pesos-pesados
Muito além da tabela periódica	cap c5	43-57
	cap c4	59-67
	eP	Epílogo 79-81
Para saber mais	pS	82

Ao final de cada capítulo  atividades sugeridas

introdução

iN

9-17

POEIRA DE
ESTRELAS,
**SEMENTES
DE VIDA**

Um dos deuses mais peculiares da antiga Roma acabou emprestando seu nome ao primeiro mês do ano. Janeiro tem esse nome por causa de Jano, chamado *Bifrons* (“o de dois rostos”) porque, de fato, ele tinha faces duplas, uma voltada para a frente, a outra virada para trás. Essa característica inusitada era uma boa maneira de ligar a figura de Jano a seu papel de divindade dos princípios, das transições, do tempo e da dualidade. Embora seja fácil representar a Tabela Periódica numa única folha de papel, ímã de geladeira ou adesivo, sem necessidade de anotar nada no verso dela, o fato é que ela também nos apresenta duas faces de Jano: uma voltada para o passado distante, para as profundezas do espaço e do tempo, outra direcionada aos processos mais íntimos do aqui e do agora que nos permitem pensar, respirar e existir. A lista de cento e poucos elementos espalhada pelas linhas e colunas da tabela é o alfabeto que nos ajuda, ao mesmo tempo, a ler a história do Universo e compreender como cada forma de vida funciona.



**Atividade
sugerida**
págs. 16-17

Para viajar rumo ao passado mais remoto que é possível reconstruir com a ajuda do método científico, por

exemplo, não é preciso ir além dos quatro primeiros integrantes da tabela: **H (hidrogênio), He (hélio), Li (lítio), Be (berílio)**. Espalhados de modo irregular pelo topo do desenho, eles surgiram há mais de 13 bilhões de anos. Antes da Terra, antes da Via Láctea, antes que qualquer galáxia ou estrela se formasse, átomos desses elementos já existiam, tendo aparecido como consequência direta dos processos que se seguiram ao **Big Bang**.

Essa expansão violentíssima de matéria e energia a partir de um ponto quase infinitamente pequeno, denso e quente deu origem ao nosso Universo. (Se havia algo antes disso, e o que seria esse algo, ainda não temos como responder.) Segundos após o evento inicial de expansão, já tinham se formado os componentes da matéria que hoje usamos para definir a identidade de cada elemento da Tabela Periódica – os **prótons** e **nêutrons**, partículas do **núcleo dos átomos**, e os **elétrons** que costumam circundá-los nas condições atuais da Terra. Tais partículas, na verdade, são sobreviventes de um reservatório muito maior de matéria que acabou sendo aniquilado pelo contato com formas equivalentes de antimatéria, que surgiram ao mesmo tempo nos processos do Big Bang: antiprótons que destruíram prótons, pósitrons que destruíram elétrons etc. (A antimatéria é basicamente matéria com sinal trocado: enquanto os elétrons que conhecemos têm carga que convencionamos chamar de negativa, os pósitrons têm carga positiva, e assim por diante. ¹ Os físicos conseguem produzir pequenas quantidades de antipartículas em seus aceleradores.) O fato de que havia uma pequena assimetria originária, com uma quantidade ligeiramente maior de matéria se comparada à de antimatéria, foi o responsável pela tremenda sorte de que o Universo não tenha se tornado um imenso vazio logo em seus primórdios, já que o contato entre os dois tipos de partícula inevitavelmente leva à destruição de ambos.

1 A convenção da carga negativa vem dos experimentos pioneiros do americano Benjamin Franklin (1706-1790). Franklin ainda não sabia da existência dos elétrons, mas já conhecia alguns dos fenômenos da eletricidade. Ele imaginava que a eletricidade fosse um fluido, algo “líquido” que poderia circular. Segundo ele, nesse processo, um objeto poderia “perder eletricidade”, ficando “seco”. Nesses casos, teria carga negativa, por ter sofrido uma perda do “fluido elétrico”. Eram os embriões das ideias que ajudaram os cientistas a compreender as correntes elétricas.

Alguns minutos depois do início do Cosmos, com temperaturas na casa de 1 bilhão de graus Celsius, prótons e nêutrons passaram a se juntar em determinadas situações, formando **núcleos atômicos** como os de hélio (com dois prótons e dois nêutrons, em geral). Átomos como os que normalmente encontramos hoje, porém, ainda não existiam. O calor tremendo que predominava no Universo-bebê fazia com que tudo se mantivesse no estado de **plasma**, uma “sopa” fervente de núcleos e elétrons livres similar à encontrada no interior das atuais estrelas. Era um Cosmos opaco, no qual as partículas de luz, ou **fótons**, ficavam trombando sem parar nos elétrons livres, feito abelhas presas numa rede de malha muito fina, o que impediria que qualquer coisa pudesse ser vista, caso já existissem olhos para enxergar algo.

Radiação cósmica

Após 380 mil anos, a temperatura cósmica finalmente caiu o suficiente para que os núcleos atômicos conseguissem capturar elétrons, e para que o tecido do Universo se tornasse transparente, como ainda é hoje. Os fótons libertados por esse processo ainda podem ser vistos da Terra e de qualquer outro lugar do espaço. Eles perfazem a chamada **radiação cósmica de fundo**, o “eco” do Big Bang. Imagine que um pouco da luz do Sol que brilhou no primeiro verão no qual você foi à praia continua brilhando fracamente no céu ainda hoje, ficando cada vez mais tênue e distante do calor intenso que você experimentou naquela época: é mais ou menos isso o que ocorre no caso da radiação cósmica de fundo. Ela se espalha, muito fraca, mas sempre detectável, por todos os cantos para os quais voltamos nossas antenas e nossos telescópios, como se fosse um conjunto de pegadas ou de impressões digitais. A análise de sua estrutura traz pistas cruciais sobre as origens do Universo.

Os átomos que se formaram naquela época eram, em geral, do elemento hidrogênio (normalmente contendo um próton, um elétron e nenhum nêutron), embora também houvesse quantidades bem menores de hé-

lio, lítio e berílio (em ordem decrescente de abundância). Faltava, é claro, todo o resto da Tabela Periódica. Mais uma vez, a existência de pequenas assimetrias primordiais na estrutura cósmica nascente acabou evitando que o Universo permanecesse dominado pela mesmice. Em determinados locais, havia concentrações ligeiramente maiores de matéria do que em outros. A força da gravidade, responsável por fazer com que a matéria seja atraída pela matéria, fez o resto do serviço. Átomos – em geral, de hidrogênio, é claro – começaram a se reunir em aglomerados cada vez maiores. Quanto mais tais aglomerados cresciam, maior era sua capacidade de atrair ainda mais matéria para seu seio, já que a atração gravitacional que um objeto exerce é sempre proporcional à sua massa. (Repare que, por enquanto, estamos falando apenas das formas de matéria que podemos observar diretamente. Há um outro tipo de matéria, que aparentemente não cabe na Tabela Periódica e cuja existência misteriosa será investigada no último capítulo deste livro.)

Cada vez mais concentrados em pontos restritos do espaço, os átomos de hidrogênio (e o pouco que havia dos outros três elementos) colidiam com frequência crescente, o que desencadeava um aumento de temperatura – ou seja, enquanto o Universo como um todo esfriava, essas regiões específicas de matéria amontoadas esquentavam. O estado de plasma, que tinha desaparecido com o resfriamento gradual do Universo, ressurgiu em tais concentrações, com nova separação entre prótons e nêutrons, de um lado, e elétrons, de outro. Por fim, quando a temperatura se aproximou de 10 milhões de graus Celsius, as colisões entre prótons ganharam tamanha intensidade que a força repulsiva entre eles passou a deixar de valer, em muitos casos. Em situações menos extremas, dois prótons, por terem, ambos, carga elétrica positiva, normalmente se repelem. (No mundo das partículas, tal como dizem acontecer no mundo humano, os opostos é que se atraem, enquanto os que são parecidos acabam se afastando).

Depois que essa barreira foi vencida, novos núcleos atômicos começaram a surgir da união de prótons que antes estavam separados. Pela primeira vez, as fornalhas que caracterizam o interior das estrelas esta-

vam acesas, o que desencadeou a liberação de imensas quantidades de energia, porque parte da massa das partículas fundidas se transforma em energia pura. A mais famosa equação do físico alemão Albert Einstein (1879-1955), $E = mc^2$, pode ser usada para expressar esse fenômeno. Energia é igual a massa vezes a velocidade da luz ao quadrado – e, uma vez que a velocidade da luz é um número enorme, equivalente a cerca de 300 mil quilômetros por segundo, até a conversão de uma quantidade minúscula de massa em energia produz resultados bombásticos.

No começo, a fusão de núcleos atômicos de hidrogênio não produziu nada de muito diferente dos núcleos de hélio que já existiam desde o Big Bang. As primeiras estrelas, nascidas desse processo, frequentemente eram grandalhonas, abrigoando muito mais combustível do que o existente no nosso Sol. A atração gravitacional entre elas começou a montar as estruturas de larguíssima escala que chamamos de galáxias. No entanto, “muito combustível” não é a mesma coisa que combustível infinito. Em dado momento, até a primeira geração de estrelas precisou lidar com o fato de que começou a faltar hidrogênio para ser fundido no interior delas – e, na verdade, seu tamanho maior trabalhou contra elas, já que a fusão tendia a ocorrer com mais vigor e velocidade justamente por causa de sua maior massa.

Em condições desse tipo, quando o “forno” no núcleo estelar esfria, a gravidade faz com que as camadas mais externas da estrela entrem em colapso. No começo, esse próprio processo de colapso acaba realimentando a fornalha no coração da estrela: a pressão no núcleo volta a aumentar, e o astro agora se torna capaz de fundir hélio e produzir – pela primeira vez na história do Universo, no caso das estrelas de primeira geração – átomos mais pesados do que os dos quatro elementos primordiais, como o carbono e o oxigênio (com seis e oito prótons em seu núcleo, respectivamente). É claro que isso tampouco pode durar para sempre. Após o esgotamento do hélio no interior da estrela, os elementos mais pesados que sobraram se tornam matéria-prima para novas rodadas de fusão, cada vez mais difíceis. Dessa forma, surgem outros tipos até então inéditos de

átomos, como o magnésio, o silício e o ferro, enquanto processos diferentes da fusão, capazes de transformar nêutrons em prótons, desencadeiam a formação de mais alguns elementos até então ausentes do Cosmos.

Filhotes de supernovas

Com a produção de ferro, a fusão nuclear dentro das estrelas chega ao fim da linha. Nesse ponto, dependendo da massa da estrela, algumas coisas diferentes podem acontecer (e têm acontecido desde a gênese do Universo). Se ela for relativamente pequena, do tamanho do nosso Sol, acabará por expulsar para longe as suas camadas mais externas, e o que é resta é uma diminuta “estrela-zumbi”, conhecida como anã branca. Sua densidade é elevadíssima – uma colher de chá do material que forma uma **anã branca** pesa cerca de uma tonelada. Isso não se compara nem de longe, porém, ao que acontece com uma estrela cuja massa original tenha sido entre dez e 29 vezes a do Sol.

Tais monstros acabam formando em seu núcleo uma bola de ferro maior que nossa estrela-mãe e por fim explodem, virando o que os astrônomos chamam de **supernova**. Por um breve período, a energia que emitem equivale à de uma galáxia inteira (que costuma ter cerca de 100 bilhões de estrelas). O que sobra é uma **estrela de nêutrons** – e, nesse caso, a proverbial colher de chá retirada desse astro pesaria 1 bilhão de toneladas. Astros maiores ainda também se tornam supernovas, mas seus cadáveres são os chamados **buracos negros**, objetos tão densos e capazes de exercer atração gravitacional tão poderosa que nem a luz lhes escapa (daí o nome). Os diferentes tipos de supernova são os principais responsáveis por criar e espalhar pelo Universo os elementos mais pesados da tabela periódica a se formar por processos naturais (também existem os pesos-pesados produzidos por cientistas humanos na Terra, como veremos).

Tudo indica que nosso Sistema Solar tem 4,5 bilhões de anos, pouco mais de um terço da idade do Universo como um todo. A proporção pecu-

liar de elementos químicos no Sol, na Terra e nos demais planetas da nossa vizinhança cósmica só pode ser explicada adequadamente caso gerações anteriores de estrelas tenham nascido e morrido como supernovas e legado a nós fragmentos de seus corpos. Considerando a quantidade de **elementos metálicos** no Sol – cerca de 1,4% de sua composição –, calcula-se que ele seja uma estrela de terceira geração.

Todos esses dados confirmam, sem qualquer sombra razoável de dúvida, o velho ditado de que somos todos formados por antiga poeira de estrelas. O oxigênio que respiramos, o ferro que ajuda a transportar esse oxigênio nas células do nosso sangue, o cálcio nos ossos de pessoas e animais – os componentes essenciais da vida foram forjados pelos processos de fusão de átomos e pelas explosões que deram origem a estrelas de nêutrons e buracos negros.

Existe uma continuidade direta entre a matéria-prima das estrelas e a da vida. Os mesmos processos químicos que estão envolvidos na formação das rochas também regem os delicados processos da respiração e do crescimento dos seres vivos, e todos estão baseados nas características fundamentais dos elementos da Tabela Periódica. Estar vivo exige mais complexidade do que ser inanimado, mas a química que caracteriza ambos os estados é a mesma. Eis um fato que deve ser celebrado: em todos os aspectos, somos parte do Universo. ■

ELEMENTS		Wt
Hydrogen	1	1
Nitrogen	5	5
Carbon	5	5
Oxygen	7	7
Phosphorus	9	9
Sulphur	13	13
Magnesia	20	20
Lime	24	24
Soda	28	28
Potash	42	42
Strontian	46	46
Barytes	68	68
Iron	50	50
Zinc	56	56
Copper	56	56
Lead	90	90
Silver	190	190
Gold	190	190
Platina	190	190
Mercury	167	167

Quadro rudimentar dos elementos químicos conhecidos no começo do século 19, montado pelo cientista britânico John Dalton (1766-1844) em 1803

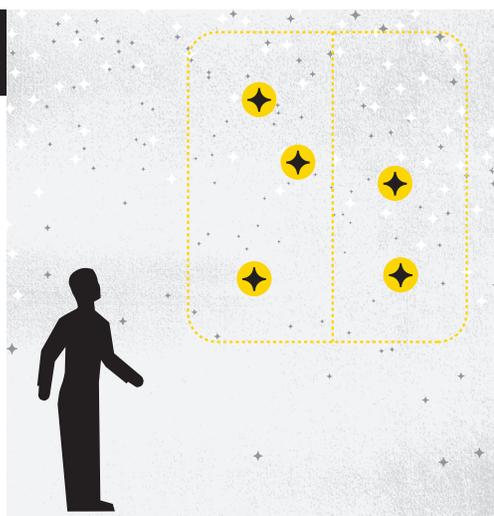


Colocamos no fim de cada capítulo outros desenhos curiosos da Tabela Periódica.

Atividade sugerida

Como vimos, as estrelas têm seu próprio ciclo de vida, que está diretamente relacionado com a formação de elementos químicos no Universo. Um dos indícios desse ciclo de vida é a cor da luz estelar. Estrelas muito maciças e quentes que estão no começo do seu ciclo de vida tendem a

apresentar luz azul. Já a coloração amarelada e avermelhada pode se dever a pelo menos dois fatores diferentes: **1)** astros menores e menos quentes ou **2)** estrelas de idade mais avançada.



no céu diante de você fazendo um desenho, imaginando que o centro da imagem é o lugar do céu que você consegue enxergar em linha reta, sem precisar virar a cabeça para os lados. Qual a coloração delas? Você consegue ter uma ideia dos elementos químicos presentes nelas com base na cor e no que explicamos na introdução do livro? Quais delas têm mais chance de produzir elementos químicos pesados no futuro? Se desejar, você pode usar aplicativos de celular gratuitos como o Star Walk 2 ou o Skyview para tentar identificar os objetos celestes que está observando.

Resultado da atividade

A ideia é relacionar as estrelas azuladas com o processo inicial de formação de elementos químicos leves, como o hélio, e também com o surgimento de futuras supernovas e a enxurrada de elementos químicos pesados no fim do ciclo de vida dessas estrelas. As estrelas de tons mais avermelhados correspondem às que já são relativamente ricas nesses elementos mais pesados e que podem estar passando por uma fase de expansão.

capítulo

c1

19-31

DOS
GREGOS À
ERA ATÔMICA

Quem olha de relance para a lista de 118 elementos químicos que compõem a versão mais recente da Tabela Periódica muitas vezes não percebe que está diante do resultado de 2.500 anos de pensamento científico e filosófico. De fato, a compreensão sólida que temos hoje acerca da natureza dos elementos e das relações entre eles se desenvolveu de maneira extremamente gradual e complexa. Foram raros os momentos em que uma nova “grande ideia” revolucionou o cenário, ao contrário do que aconteceu em outras áreas da ciência, quando a teoria da evolução ou a gravitação universal, por exemplo, modificaram em poucos anos aquilo que achávamos saber sobre a natureza. A tabela que podemos consultar com tanta facilidade é um edifício construído aos pouquinhos, cujos últimos tijolos ainda podem nem ter sido assentados ainda. Esta é a história de como esse edifício atingiu a forma que tem hoje.



**Atividade
sugerida**
págs. 28-29

Embora culturas de todas as épocas e lugares tenham especulado sobre os componentes básicos do Universo, as ideias que acabaram inspirando a ciência moderna sobre esse tema começam na Grécia Antiga. Os filósofos que viviam nas colônias gregas da Ásia Menor (atual Turquia) e do sul da Itália passaram boa parte

dos séculos 6 a.C. e 5 a.C. especulando a respeito da natureza da realidade e das origens do Cosmos. Entre as numerosas hipóteses que tentaram formular nessa época, duas influenciaram de modo mais forte os cientistas de tempos recentes. Uma delas, associada a pensadores como **Leucipo** e **Demócrito** (ambos teriam vivido no século 5 a.C.), propunha a existência de átomos – em grego, **átomon**, “não cortável”, ou seja, aquilo que não pode ser dividido. Leucipo, Demócrito e seus discípulos diziam que tudo no Universo, o que incluía até os deuses do Olimpo cultuados pelos gregos, era formado por diferentes combinações de átomos minúsculos, indivisíveis e invisíveis, que circulavam pelo vazio, juntando-se e separando-se. Era, portanto, uma ideia que tinha semelhanças com o conceito moderno de partículas fundamentais da matéria.

Em paralelo às ideias atomistas, filósofos como Empédocles, que viveu por volta de 450 a.C., propuseram que tudo o que existia derivava da combinação de quatro “raízes” básicas, mais tarde chamadas de elementos: **terra, água, ar e fogo**. A ideia foi desenvolvida mais amplamente pelo pensador ateniense **Platão** (428 a.C.-348 a.C.) em sua obra *Timeu*, de um modo que acabou por aproximá-la, de certo modo, do atomismo. Assim como os atomistas propunham que a presença de determinados tipos de átomos acabava determinando as propriedades dos objetos que vemos ao nosso redor, Platão associou os quatro elementos às estruturas que ficaram conhecidas como os **sólidos platônicos**, propondo que as características dos sólidos, em tamanho diminuto, acabavam determinando a natureza de cada elemento.

Dessas formas tridimensionais, todas formadas pela junção de faces idênticas em forma e tamanho, a mais conhecida hoje é o cubo. Ele era associado à terra por causa da grande área de superfície de suas faces quadradas, o que sugeria solidez e estabilidade. Já o fogo foi ligado por Platão ao tetraedro (com quatro faces triangulares e formato de pirâmide) porque esse sólido é pontudo, o que explicaria os ferimentos provocados por uma fogueira. O icosaedro, com suas vinte faces de formato triangular, corresponderia à água por causa de sua aparência “deslizante”.

Sabemos hoje que Platão e seus contemporâneos estavam equivocados quanto à natureza de seus quatro elementos – o ar e a terra correspondem a uma mistura de substâncias, essas sim compostas por elementos; a água é uma substância formada por átomos de hidrogênio e oxigênio etc. Mas a correspondência entre o formato dos sólidos platônicos e as propriedades dos diferentes elementos é um raciocínio que acabaria dando frutos. Poderíamos comparar os minúsculos sólidos que compõem cada elemento aos prótons, nêutrons e elétrons, cuja quantidade em cada átomo, como sabemos agora, determina as propriedades dos elementos e a maneira como eles se combinam a outros elementos.

Ao longo dos séculos seguintes da Antiguidade e da Idade Média, as ideias de Platão sobre os quatro elementos continuaram tendo grande influência. Seu discípulo **Aristóteles** (384 a.C.–322 a.C.) postulou a existência de um quinto elemento, que comporia apenas o que existe nos domínios celestes, que ele chamava de ***aithér* (éter)**, mais tarde também denominado **quintessência** (ou seja, “quinta essência”). Surgia assim uma divisão entre o que existia na Terra e o que havia nos céus, a qual, como vimos na introdução deste livro, não se sustenta. Já os postulados dos atomistas foram sendo progressivamente esquecidos, em parte por motivos ideológicos: como eles eram materialistas, considerando que não havia nada “espiritual” no Cosmos, mas apenas átomos e vácuo, suas hipóteses não eram bem vistas pela Igreja cristã, que passou a dominar o panorama intelectual do Ocidente desde as décadas finais do Império Romano (por volta de 400 d.C.).

Pode-se dizer, portanto, que esse foi um período de poucos avanços conceituais na compreensão dos elementos. Ao mesmo tempo, porém, uma curiosa mistura de ideias místicas e técnicas experimentais rudimentares acabou preparando o terreno, de forma não intencional, para que a ciência da química surgisse. Aliás, a própria palavra “química” deriva do termo que designava essa estranha mescla de misticismo e técnicas de laboratório, a **alquimia**. Desenvolvida por protocientistas do mundo islâmico ao longo da Idade Média e trazida para o Ocidente a partir do século

12 d.C., a alquimia tinha alguns objetivos que parecem muito próximos da magia. Um deles, aliás, foi usado no título de um dos livros da série *Harry Potter*: trata-se da criação da chamada **pedra filosofal**, que seria capaz de transformar metais comuns, de pouco valor, em ouro puro. Os alquimistas também sonhavam em sintetizar o elixir da longa vida (o nome é autoexplicativo) e a chamada panaceia, um remédio para todas as doenças.

Apesar desses objetivos duvidosos ou mesmo desvairados, os alquimistas tinham uma vantagem considerável em relação aos filósofos gregos: colocavam a mão na massa. Usando técnicas que envolviam fervura, destilação, queima controlada de substâncias e outros processos, ao menos alguns deles começaram a compreender que era possível obter constituintes da matéria que normalmente não são observados na natureza ao modificar substâncias pré-existentes no laboratório. Um dos exemplos mais citados é o do alemão Hennig Brand (1630-1692), que fervia vastas quantidades de urina humana em seu laboratório durante a busca pela famigerada pedra filosofal. Depois de muitas horas desse procedimento, Brand acabou produzindo uma massa sólida, com consistência de cera, cheiro que lembrava alho e capaz de emitir um brilho azul-esverdeado. O resultado do experimento também pegava fogo com extrema facilidade, produzindo uma forte luz branca, o que levou o alquimista a batizar aquilo de “fósforo” – em grego, “portador da luz”. Era, de fato, a primeira descoberta de um elemento químico por métodos experimentais, ainda que de forma relativamente involuntária.

Notícias sobre os achados de Brand se espalharam pela Europa, motivando pessoas com formação mais sólida que a dele a refinar metodologias de laboratório e a usar a observação sistemática dos resultados para criar algo que começava a se aproximar de uma forma científica de pesquisa química, deixando de lado os sonhos mais mirabolantes dos alquimistas. Os frutos dessa nova abordagem apareceram de modo mais claro nas últimas décadas do século 18, por meio do trabalho de cientistas como o francês **Antoine-Laurent de Lavoisier** (1743-1794). Lavoisier foi um dos primeiros a enxergar reações químicas de modo mais preciso e **quantitati-**

vo, levando em conta o quanto havia de cada substância antes e depois de uma reação. Percebeu então que havia uma “lei da conservação da matéria” – antes ou depois do procedimento, a quantidade de matéria presente era a mesma. Seguindo o mesmo raciocínio, outros pesquisadores, como o alemão **Jeremias Benjamin Richter** (1762-1807), deram-se conta de que essas reações aconteciam de acordo com certas proporções relativamente fixas de cada **reagente**, tal como numa receita de pão, na qual é preciso acrescentar determinada quantidade de água à farinha – nem mais, nem menos – para que se alcance o ponto de massa. Richter publicou uma lista de **pesos equivalentes**, ou seja, quantidades fixas de certos metais que podiam reagir com uma proporção precisa de determinado ácido, gerando produtos conhecidos.

Se essa proporção fixa de fato era um fenômeno real, uma das maneiras de explicar seu significado seria retomar as ideias dos antigos atomistas: partículas fundamentais de cada substância poderiam se reorganizar e recombinar de tal modo que sempre dariam origem a uma terceira substância, em quantidades específicas. Voltando à comparação com a culinária: se são necessárias quatro xícaras de farinha para fazer dois pães, isso significa que, para assar um pão só, basta usar duas medidas de farinha.

Foi exatamente o que propôs o britânico **John Dalton** (1766-1844), que ressuscitou a teoria atômica e lhe deu uma roupagem moderna e quantitativa. Dalton se pôs a estimar o peso dos átomos com base nas proporções das reações. A partir do trabalho de Lavoisier, que tinha mostrado que a água podia ser formada pela combinação de 85% de oxigênio e 15% de hidrogênio (gases que então já eram conhecidos), Dalton estimou que o líquido era o resultado da junção de um átomo de hidrogênio e outro de oxigênio, e que os átomos de oxigênio eram quase seis vezes mais pesados que os de hidrogênio. Como sabemos hoje, os números exatos estão errados, até porque os dados originais fornecidos por Lavoisier não eram muito precisos: na verdade, os átomos de oxigênio têm massa média 16 vezes maior, e a fórmula da água é H_2O (com dois átomos de hidrogênio), e não HO . Mesmo assim, o princípio estava correto.

Tanto Dalton quanto Lavoisier se puseram a montar listas de elementos, “bisavós” da Tabela Periódica que refletiam o conhecimento da época. A de Lavoisier incluía coisas como “luz” (na verdade, uma forma de energia, não de matéria) e “calor” (como hoje sabemos, uma medida da agitação dos átomos), enquanto Dalton usava antigos símbolos da alquimia para designar seus elementos, como um círculo (o sol estilizado) para simbolizar o ouro ou o desenho que hoje usamos para representar o sexo masculino (um círculo com uma flecha) para designar o ferro. Enquanto isso, as estimativas sobre as massas de cada tipo de átomo continuavam a ser feitas e refinadas, e alguns pesquisadores começaram a perceber que era possível organizar tais possíveis átomos em **tríades**. Eram conjuntos de três elementos numa sequência crescente de pesos atômicos, cujo membro intermediário apresentava massa e propriedades químicas que eram mais ou menos equivalentes à média dos outros dois elementos. Um dos exemplos mais claros é o trio formado por **Li** (lítio), **Na** (sódio) e **K** (potássio): três metais relativamente moles e acinzentados, de baixa densidade. O lítio reage pouco com a água, o potássio é muito reativo, o sódio tem reatividade intermediária. A soma das massas $Li + K$ é igual a 46 na medida que usamos hoje, enquanto a massa do sódio é de 23 (46 dividido por 2).

Formar tríades desse tipo com os quase 60 elementos conhecidos em meados do século 19 era relativamente fácil. O problema era ir além desses grupos pequenos e demonstrar relações entre uma grande quantidade de elementos químicos. Tentativas de criar o que alguns cientistas da época chamavam de “supertríades” fracassaram repetidas vezes. A solução para o enigma era, do nosso ponto de vista, algo bastante simples: seria suficiente ordenar os elementos em ordem crescente de peso atômico. O primeiro a fazer isso foi o francês **Émile Béguyer de Chancourtois** (1820-1866). Chancourtois montou essa lista num formato de espiral, em torno de um cilindro metálico, e percebeu que elementos com características químicas similares ficavam juntos, em linhas verticais que cortavam a espiral. Por meio desse esquema, apareceram grupos de elementos similares aos que reconhecemos hoje, como o formado por Mg (magnésio), Ca (cálcio), Sr (estrôncio) e Ba (bário). Como veremos, é por esse motivo que a

tabela atual é chamada de “periódica”: porque, após determinados **períodos**, ou seja, a espaços relativamente regulares entre os elementos, certas propriedades fundamentais acabam se repetindo, levando à formação de famílias de elementos químicos.

A publicação em que Chancourtois abordou essa propriedade de repetição das características, no entanto, não continha desenhos ou diagramas, o que diminuiu bastante a força de seus argumentos em favor da ideia. Mas a percepção de que algo do tipo podia “amarrar” os elementos entre si estava se espalhando pela comunidade científica, e não demorou para que outros interessados no tema fizessem suas próprias publicações. O britânico John Newlands propôs a “lei das oitavas”, afirmando que as propriedades químicas de um elemento reapareciam em intervalos de oito, traçando uma analogia com as notas musicais. Assim como a nota dó acaba se repetindo, em forma mais aguda, depois de oito notas (dó, ré, mi, fá, sol, lá, si, dó), o mesmo se dava com os elementos, dizia ele. Outro britânico, William Odling, um americano de origem dinamarquesa chamado Gustavus Hinrichs e o alemão Lothar Meyer publicaram trabalhos, todos também ao longo da década de 1860, propondo coisas parecidas (sem a analogia musical, que acabou levando Newlands a ser ridicularizado injustamente).

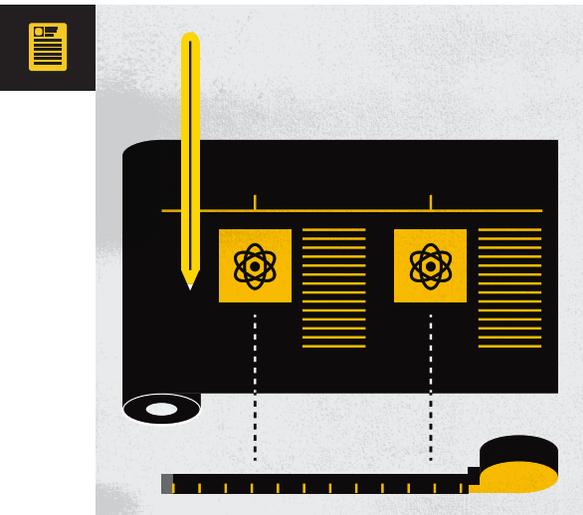
Mas nenhum deles conseguiu ir tão longe quanto o russo **Dmitri Mendeleev** (1834-1907) em 17 de fevereiro de 1869. Além de organizar 63 elementos numa única grande tabela em ordem crescente de peso atômico, Mendeleev realizou, de forma bem mais completa, algo que os trabalhos de Meyer já indicavam que era possível: **previsões** acertadas sobre a existência de elementos até então desconhecidos. Considerando a distribuição dos elementos já identificados em sua tabela, conforme suas massas e características químicas, bem como a regra da **periodicidade**, Mendeleev percebeu que havia “buracos” na lista. Ou seja, locais onde deveria haver um novo elemento cuja massa seria um múltiplo da de seus “parentes” que o precediam. Em 1871, por exemplo, ele previu a existência de elementos que ficariam logo abaixo do alumínio e do silício, que Mendeleev

chamou provisoriamente de “eka-alumínio” e “eka-silício” (da palavra *eka*, que significa “um” ou “um semelhante” em sânscrito, antigo idioma da Índia). Estimou que eles teriam massas de 68 e 72, respectivamente, além de prever várias de suas características físicas e químicas, como a densidade e a temperatura de fusão (derretimento). De fato, tais elementos hipotéticos acabaram sendo descobertos: o “eka-alumínio”, identificado em 1875, é hoje chamado de Ga (gálio), enquanto o “eka-silício”, encontrado em 1886, é designado pela sigla Ge (germânio), e as características de ambos batem, de modo geral, com as previsões do cientista russo. Isso não significa que Mendeleev fosse um gênio infalível: das 18 propostas de futuros elementos que publicou, metade acabou não se concretizando, em parte por envolverem tipos de átomos que não seguem com precisão as regularidades da Tabela Periódica.

Outro problema com o trabalho de Mendeleev, apesar do grande sucesso de suas propostas de modo geral, é que nem sempre a massa atômica corresponde exatamente à ordem correta dos elementos na tabela. Por isso, em alguns casos, ele chegou a permitir inversões, deixando que o elemento mais pesado viesse antes do mais leve ou imaginando que a ordem aparentemente errada era resultado de medições pouco precisas – quando as medidas corretas fossem feitas, não haveria mais inversões, dizia o químico.

Esse problema acabou sendo resolvido apenas com uma série de avanços experimentais na virada do século 19 para o 20, os quais foram mostrando, de modo gradual, que o princípio mais adequado para organizar os elementos na Tabela Periódica não era o peso atômico, mas o que hoje designamos como **número atômico** – ou seja, o número de prótons no núcleo de cada tipo de átomo. Usando o número atômico como guia, as estranhas inversões presentes na tabela original de Mendeleev desapareceram. Chegar a esse insight só foi possível graças a tecnologias que permitiam identificar e produzir elétrons, usá-los para bombardear átomos e, com isso, perceber que eles eram uma estrutura composta por diferentes partículas. Nessa mesma época, físicos e químicos também

perceberam que certos elementos eram inerentemente instáveis: podiam perder alguns de seus prótons e nêutrons, dando origem a outros elementos, alguns dos quais desconhecidos até então. O sonho de transmutação dos alquimistas, ironicamente, revelou-se possível, mas por meio de um processo que eles jamais seriam capazes de imaginar: a quebra de átomos, que acabaria dando origem tanto às bombas atômicas quanto aos reatores nucleares. ■



Atividade sugerida

Para essa atividade, os participantes vão precisar de **rolo de papel** (pode ser do tipo bobina), **caneta** e **fita métrica**. O objetivo é usar o rolo para construir uma grande linha do tempo da descoberta dos elementos químicos, desde a pré-história até os dias atuais. Antes da atividade, subgrupos de participantes podem ficar responsáveis por

uma pesquisa prévia, listando os elementos descobertos em cada período histórico (Antiguidade, Idade Média, século 19 etc.) e compartilhando as datas corretas com o coordenador e o grupo. A duração da atividade será de pelo menos duas horas, variando conforme o número de participantes.

Nesse trabalho, é importante comunicar às pessoas que a história da descoberta dos elementos químicos não necessariamente se desenrola num intervalo curto de tempo. A história da ciência e dos elementos químicos costuma envolver vários cientistas ou grupos de pesquisa, cada um tendo um papel no avanço do conhecimento. No entanto, para facilitar a organização da atividade, o grupo pode escolher uma data como o marco da descoberta do elemento. Ou então optar por repetir o mesmo elemento em diferentes datas, ressaltando, em cada caso a importância do evento histórico.

Uma dica importante é planejar com antecedência o tamanho total da linha do tempo, medindo o papel, e então calcular a distribuição dos anos no espaço disponível. Antes de começar, faça um planejamento para verificar a melhor forma de distribuição das informações.

Uma outra forma de representar a relação dos elementos com a história da química é utilizar a Tabela Periódica e fazer uma legenda de cores para

1 DOS GREGOS À ERA ATÔMICA

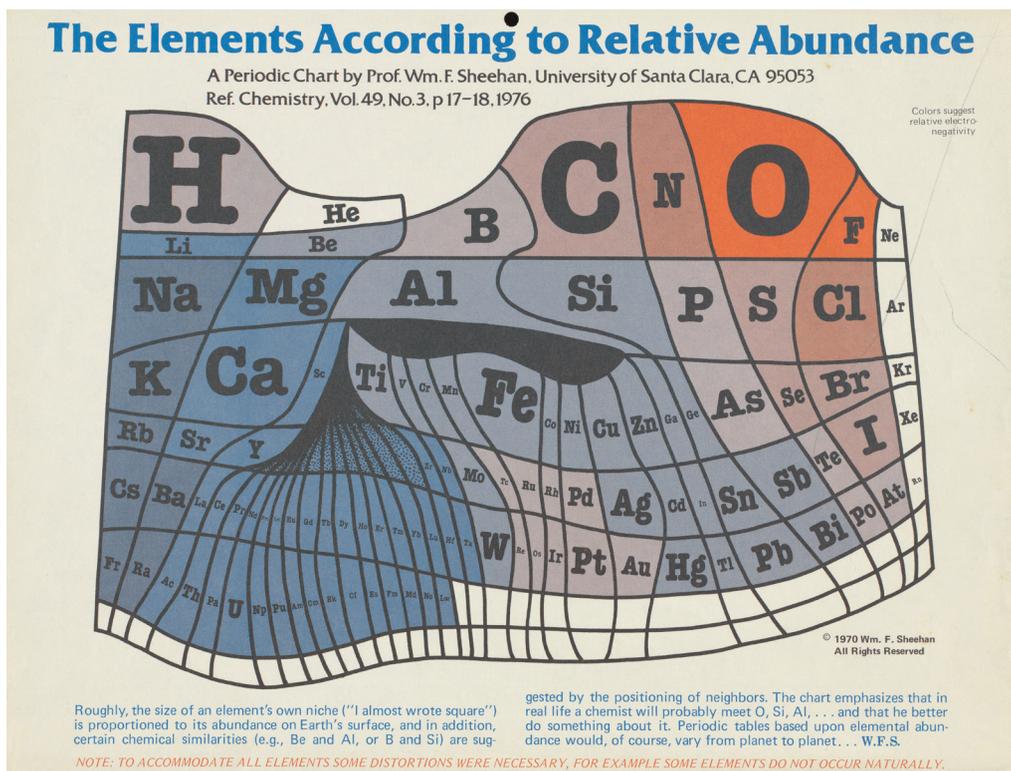
intervalos de tempo. Por exemplo: elementos conhecidos desde a Antiguidade, elementos descobertos até 1800, elementos descobertos entre 1801 e 1869 etc.

Resultado da atividade

Visualizando o padrão temporal das descobertas de elementos químicos, os participantes deverão ser capazes de explicar que o avanço do conhecimento nessa área não foi linear e se deveu à combinação de formulações teóricas e novas ferramentas tecnológicas, em especial nos séculos 18 e 19.

1970 | Os elementos de acordo com a abundância relativa na superfície da Terra

William F. Sheehan (abaixo, reprodução de 1976)



Sheehan, William F. /Cortesia do Science History Institute

A Tabela Periódica

1																	
1 H hidrogênio 1,008		2															
3 Li lítio 6,94		4 Be berílio 9,0122		3													
11 Na sódio 22,990		12 Mg magnésio 24,305		4													
19 K potássio 39,098		20 Ca cálcio 40,078		21 Sc escândio 44,956		22 Ti titânio 47,867		23 V vanádio 50,942		24 Cr cromio 51,996		25 Mn manganês 54,938		26 Fe ferro 55,845		27 Co cobalto 58,933	
37 Rb rubídio 85,468		38 Sr estrôncio 87,62		39 Y ítrio 88,906		40 Zr zircônio 91,224		41 Nb nióbio 92,906		42 Mo molibdênio 95,95		43 Tc tecnécio		44 Ru rutênio 101,07		45 Rh ródio 102,91	
55 Cs césio 132,91		56 Ba bário 137,33		57 a 71		72 Hf háfio 178,49		73 Ta tântalo 180,95		74 W tungstênio 183,84		75 Re rênio 186,21		76 Os ósmio 190,23		77 Ir irídio 192,22	
87 Fr frâncio		88 Ra rádio		89 a 103		104 Rf rutherfordório		105 Db dúbnio		106 Sg seabórgio		107 Bh bóhrio		108 Hs hássio		109 Mt meitnério	
57 La lantânio 138,91		58 Ce cério 140,12		59 Pr praseodímio 140,91		60 Nd neodímio 144,24		61 Pm promécio		62 Sm samário 150,36							
89 Ac actínio		90 Th tório 232,04		91 Pa protactínio 231,04		92 U urânio 238,03		93 Np neptúnio		94 Pu plutônio							

Número atômico

3

Li

lítio

6,94

Símbolo químico

Nome

Peso atômico*

*massa atômica relativa

1 DOS GREGOS À ERA ATÔMICA

										18					
										2 He hélio 4,0026					
										13	14	15	16	17	
										5 B boro 10,81	6 C carbono 12,01	7 N nitrogênio 14,007	8 O oxigênio 15,999	9 F flúor 18,998	10 Ne neônio 20,180
										13 Al alumínio 26,982	14 Si silício 28,085	15 P fósforo 30,974	16 S enxofre 32,06	17 Cl cloro 35,45	18 Ar argônio 39,95
10	11	12													
28 Ni níquel 58,693	29 Cu cobre 63,546	30 Zn zinco 65,38	31 Ga gálio 69,723	32 Ge germânio 72,630	33 As arsênio 74,922	34 Se selênio 78,971	35 Br bromo 79,904	36 Kr criptônio 83,798							
46 Pd paládio 106,42	47 Ag prata 107,87	48 Cd cádmio 112,41	49 In índio 114,82	50 Sn estanho 118,71	51 Sb antimônio 121,76	52 Te telúrio 127,60	53 I iodo 126,90	54 Xe xenônio 131,29							
78 Pt platina 195,08	79 Au ouro 196,97	80 Hg mercúrio 200,59	81 Tl tálio 204,38	82 Pb chumbo 207,2	83 Bi bismuto 208,98	84 Po polônio	85 At astato	86 Rn radônio							
110 Ds darmstádio	111 Rg roentgênio	112 Cn copernício	113 Nh nihônio	114 Fl fleróvio	115 Mc moscóvio	116 Lv livermório	117 Ts tennesso	118 Og oganesônio							
63 Eu europóio 151,96	64 Gd gadolínio 157,25	65 Tb térbio 158,93	66 Dy disprósio 162,50	67 Ho hômio 164,93	68 Er érbio 167,26	69 Tm túlio 168,93	70 Yb itérbio 173,05	71 Lu lutécio 174,97							
95 Am amerício	96 Cm cúrio	97 Bk berquélío	98 Cf califórnio	99 Es einstênio	100 Fm fémio	101 Md mendelévio	102 No nobélio	103 Lr laurêncio							

capítulo

c2

33-41

A LÓGICA DA TABELA

“Pela primeira vez, vi uma mistura de fatos desconexos se encaixar numa fila ordenada. Todas as misturas, receitas e bagunças da química inorgânica da minha meninice pareciam se ajustar dentro daquele esquema diante de meus olhos – como se alguém estivesse parado do lado de uma selva e ela se transformasse, de repente, num jardim holandês.” Foi desse jeito maravilhado que o químico e escritor britânico Charles Percy Snow (1905-1980) reagiu quando finalmente entendeu o funcionamento da Tabela Periódica. O objetivo deste capítulo é mostrar que esse tipo de reação não precisa ficar restrita aos químicos, aos candidatos a químico ou a pessoas com formação científica. Com um pouco de paciência e com o domínio de uma lista bastante curta de fatos básicos, a lógica da tabela se torna acessível a todos e revela as conexões que existem entre todos os elementos químicos da Terra e do Universo. Não é pouca coisa.

Vamos começar retomando o conceito que permitiu a criação da Tabela Periódica na segunda metade do século 19. Na verdade, estamos falando de três coisas relacionadas. A primeira e mais fundamental é a **lei periódica**, ou seja, a ideia de que, a certos intervalos ou períodos, as características dos elementos químicos se



**Atividade
sugerida**
págs. 40-41

repetem com algumas variações, tal como as notas musicais “se repetem” nas teclas de um piano. Com base nisso, é possível estipular a existência de um **sistema periódico**, distribuindo todos os elementos que existem num grande esquema segundo a repetição ordenada de propriedades de cada um deles. Finalmente, temos a **Tabela Periódica** propriamente dita, que não passa de uma representação bidimensional – ou seja, em duas dimensões, no formato de folha de papel – do sistema periódico. Destacar isso é importante porque esse formato específico não é totalmente inevitável: poderíamos, por exemplo, usar representações tridimensionais, como a espiral de Chancourtois citada no capítulo anterior. Da mesma forma, a organização mais comum dos grupos de elementos em linhas e colunas da tabela, que costumamos ver em livros didáticos, cartazes e até cortinas de banheiro, leva em conta não só o sistema periódico como também considerações mais mundanas, como a praticidade de impressão e visualização.

Elétrons não são planetas

Antes de abordar em mais detalhes a organização geral da Tabela Periódica, no entanto, é importante retomar as características gerais dos átomos de cada elemento químico, já que é nelas que a periodicidade se manifesta. Se pedirmos a uma pessoa aleatória na rua que desenhe um átomo, caso ela tope o desafio, o mais provável é que acabe desenhando algo parecido com um Sistema Solar em miniatura: um núcleo equivalente ao Sol, em torno do qual os elétrons giram, traçando órbitas semelhantes às dos planetas. É muito importante tirar essa imagem da cabeça ou, no mínimo, relativizá-la bastante, porque ela é bem diferente daquilo que sabemos hoje sobre a natureza e o comportamento dos átomos e das partículas que os compõem.

Em primeiro lugar, há a questão da escala e da distribuição das **partículas subatômicas**. Na verdade, a quase totalidade do que chamamos de átomo é espaço vazio. A massa concentrada no núcleo atômico é muito superior à dos **elétrons**: um único **próton** é quase 2.000 vezes mais maciço

que um elétron (já a massa dos nêutrons é apenas ligeiramente maior que a dos prótons). Como já vimos, prótons possuem carga elétrica positiva, elétrons têm carga negativa, e os nêutrons, como seu nome sugere, são neutros, ou seja, não têm carga. Se fôssemos capazes de aumentar magicamente o núcleo, até que ele ficasse mais ou menos do tamanho de uma azeitona, os elétrons, para que ficassem na mesma proporção, teriam o tamanho de mosquitos e voariam em torno do núcleo em trajetórias com raio de uns dois quilômetros. Esses imensos vazios entre núcleo e elétrons não são percebidos no nosso cotidiano por causa das interações entre os elétrons de diferentes átomos. Como essas partículas têm carga negativa, e como cargas iguais se repelem (negativo afasta negativo e positivo afasta positivo), os elétrons de cada átomo acabam “empurrando” uns aos outros, dando-nos a impressão de que são sólidos, e não repletos de vazios. Esse mesmo princípio de repulsão está presente nos núcleos de átomos com mais de um próton. Nesses casos, o que impede que os prótons se afastem uns dos outros e destruam a estabilidade do núcleo é a presença dos nêutrons, que contrabalançam a “aversão” entre as cargas positivas, como se fossem o plástico-bolha que impede que copos de vidro dentro de uma embalagem acabem batendo uns nos outros e se estilhacem.

O que dissemos no parágrafo anterior pode dar a impressão de que essas partículas não passam de objetos sólidos muito pequenos, que poderíamos comparar a bolas de gude ou grãos de areia. Isso não é exatamente verdade, porém. A mecânica quântica, ramo da física que estuda o comportamento da matéria e da energia na escala atômica e subatômica, mostrou que esses objetos são, **ao mesmo tempo, partículas e ondas**. Por mais estranho que isso pareça – e até os físicos mais conceituados do mundo reconhecem essa estranheza –, o comportamento de um elétron pode ser descrito por uma **função de onda**, como se ele não fosse uma “bolinha”, mas algo mais parecido com as ondas que se propagam numa lagoa quando jogamos uma pedra nela, ou como as ondas que viajam pelo ar quando um som é emitido, sendo caracterizado pela sucessão de cristas e depressões que aparecem em qualquer outro tipo de onda. A função de onda de um elétron descreve a **probabilidade** de essa partícula estar

viajando em determinada trajetória, com determinada velocidade, em torno de seu átomo, mas nunca corresponde a uma **certeza**: quem tenta saber com mais precisão a posição do elétron inevitavelmente obterá dados menos precisos sobre sua velocidade, e vice-versa. É o que os físicos chamam de **princípio da incerteza** e, por mais esquisito que pareça, tudo indica que se trata de uma característica fundamental de como o Universo funciona.

Normalmente há uma correspondência exata entre o número de prótons dos átomos de um elemento – seu **número atômico**, como já vimos – e o número de elétrons que circundam aquele núcleo atômico. Tais elétrons estão dispostos em **camadas eletrônicas** cada vez mais distantes do núcleo, que costumam ser representadas como se fossem órbitas de planetas, para simplificar o desenho. Até onde sabemos, o número máximo de camadas eletrônicas que cada átomo comporta é **sete**, com números variáveis de elétrons em cada uma delas (de dois a 32). Tais camadas, por sua vez, são subdivididas em **orbitais**, regiões cujo “formato” variável corresponde justamente à função de onda do elétron (de novo, elas representam, portanto, as diferentes probabilidades sobre onde encontrar a partícula, e não a posição exata dela). Em cada orbital normalmente estão, no máximo, **dois** elétrons. Grosso modo, podemos imaginar que a camada eletrônica é a rua onde determinado elétron mora, enquanto o orbital corresponde ao número da casa – sempre levando em conta, é claro, que essa comparação é estática demais para definir direito algo tão irrequieto quanto uma partícula fundamental.

Na Tabela Periódica, cada elemento químico é representado por um quadrado que contém, em seu centro, uma sigla de uma ou duas letras. Pode ser algo muito simples, como a letra inicial do nome do elemento – C (**carbono**) –, que não costuma causar estranheza, independente do idioma. Em alguns casos, porém, a sigla escolhida, derivada do latim e/ou do grego, exige certo grau de decoreba para ser conhecida. É o que ocorre com o Hg (mercúrio), cuja sigla vem do grego **hydrárgyros**, ou seja, “prata d’água”. A designação faz sentido quando se leva em conta que o mercú-

rio, de cor prateada, é o único metal que fica no estado líquido em temperatura ambiente, enquanto todos os demais metais são sólidos. Além da sigla do elemento, o quadrado costuma conter seu número atômico (em cima da sigla); e sua **massa atômica relativa** (embaixo), equivalente ao peso somado de prótons e nêutrons². A do carbono, por exemplo, é 12,011. Não se trata de um número inteiro porque existe variação considerável no número de nêutrons de cada elemento. A forma mais comum dos átomos de carbono carrega 6 nêutrons, o que explica porque é chamada de **carbono-12** (6 prótons + 6 nêutrons). Há também a variante instável e mais pesada chamada **carbono-14**, cuja transmutação em outro elemento é usada para estimar a idade de matéria orgânica muito antiga. A massa atômica padronizada de um elemento é calculada pela média das diferentes massas possíveis, levando em conta a abundância de cada variante. Tais formas do mesmo elemento químico são chamadas de isótopos, o que significa “mesmo lugar” em grego – porque, é claro, todos os **isótopos** ocupam a mesma posição na Tabela Periódica.

Períodos, grupos e tendências

Esses dados iniciais são suficientes para que consigamos examinar com mais cuidado a estrutura da Tabela Periódica. Começando pelas dimensões da tabela, é importante ressaltar que a forma mais comum dela, a chamada **média-longa** – com sete linhas ou **períodos** e 18 colunas ou **grupos** – está estruturada dessa maneira, em parte, por conveniência e facilidade de consulta.

De fato, as sete linhas correspondem com precisão às sete camadas eletrônicas dos átomos que conhecemos. Ou seja, os elementos do primeiro período possuem apenas uma camada de elétrons, os do segundo possuem duas, e assim por diante. Mas as 18 colunas só aparecem organizadas

² Trata-se da massa **relativa** porque as unidades de medida exatas não aparecem, apenas a quantidade delas em relação a um padrão.

dessa maneira porque dois grandes grupos de elementos, os **lantânídeos ou lantanoides** (números atômicos de 57 a 71) e os **actinídeos ou actinoides** (números atômicos de 89 a 103), foram “empacotados” no fundo da terceira coluna da tabela. Eles costumam aparecer em dois grandes blocos, separados do corpo principal da Tabela Periódica. Se fossem reinseridos nela, a estrutura ficaria com 32 colunas, a chamada **forma longa**, que dificulta a impressão e a visualização e, por isso, é pouco usada.

Já sabemos, portanto, que ir de cima para baixo na tabela corresponde a um aumento das camadas eletrônicas. Além disso, os períodos recebem esse nome porque, de modo geral, caminhar por eles corresponde a uma mudança gradual das propriedades químicas e físicas dos elementos e, quando se volta ao ponto de partida, o elemento imediatamente abaixo ou acima normalmente tem muitas características em comum com seus companheiros de grupos ou colunas.

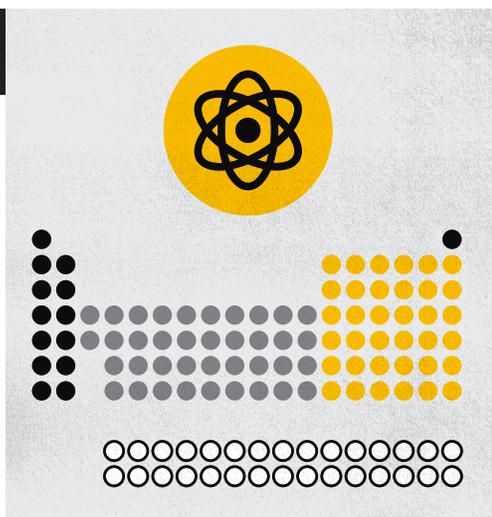
É importante frisar, porém, que os períodos não são regulares, como é possível perceber com uma olhada rápida para a tabela. As propriedades voltam a aparecer após apenas dois elementos no primeiro período, oito elementos no segundo e no terceiro períodos, 18 no quarto e no quinto períodos etc. A lei periódica, portanto, não é 100% exata como a lei da gravidade e admite essas irregularidades. Além disso, elementos que estão no mesmo grupo nunca são cópias exatas um do outro, já que o número de prótons e nêutrons, bem como as camadas e orbitais de elétrons, variam bastante. Nesse ponto, a analogia musical que chegou a ser usada no século 19 vem a calhar. Afinal, numa música, uma nota dó ou ré mais aguda nunca é idêntica à mesma nota mais grave, embora estejam afinadas entre si.

Além do número de camadas eletrônicas, existe uma relação mais ou menos clara entre o número de elétrons na camada final de cada elemento e a posição dos elementos em seus grupos. Essa “fatia” mais externa, conhecida como **camada de valência**, é onde costumam ficar os elétrons que são emprestados ou recebidos durante reações químicas entre

elementos. Um dos casos mais simples e bem conhecidos é o do **sal de cozinha (NaCl ou cloreto de sódio)**. Para que esse **composto** se forme, é preciso que um elétron de um átomo de Na (sódio) seja transferido para um átomo de Cl (cloro). E aqui vem o pulo do gato. Não é por acaso que Na e Cl se encontram nos dois extremos da Tabela Periódica – Na no alto, à esquerda, e Cl na posição equivalente à direita. Com apenas um elétron em sua camada de valência, o sódio e seus companheiros do grupo 1, os **metais alcalinos**, são grandes doadores de elétrons, enquanto o cloro e os demais membros do grupo 17, os **halógenos**, são ávidos receptores de elétrons. Tais grupos, portanto, são opostos e complementares entre si. Essa “regra das extremidades” da tabela só não vale para o grupo 18, o dos **gases nobres**, que pouco reagem com outros elementos, como veremos no próximo capítulo.

O desenho da tabela também deixa entrever, logo de cara, o **raio** dos átomos de cada elemento, ou seja, a distância entre o núcleo e a última camada de elétrons. O raio atômico cresce conforme caminhamos para baixo e para a esquerda da tabela – resultado da combinação entre aumento do número das camadas eletrônicas e da massa do núcleo. Já a **energia de ionização** – ou seja, a energia necessária para arrancar um elétron de seu átomo – aumenta justamente no sentido contrário, conforme caminhamos para a direita e para cima na tabela. Finalmente, temos o **caráter metálico** dos elementos, que aumenta numa diagonal que vai do alto, à direita, rumo à parte esquerda e embaixo na tabela. É por isso que o “miolo” da Tabela Periódica corresponde aos chamados **metais de transição**, que possuem caráter metálico intermediário.

Vamos explorar as características de cada grupo em mais detalhes no próximo capítulo, mas as informações presentes nesta seção do livro são suficientes para mostrar que não é preciso decorá-los um a um para que a tabela faça sentido. Saber que um elemento está na esquerda ou na direita, no alto ou embaixo, automaticamente já diz um bocado a respeito dele e de suas propriedades físicas e químicas. ■



Atividade sugerida

Desta vez, a proposta é usar cores e sabores para representar sensorialmente a organização geral da Tabela Periódica. Os participantes devem montar uma tabela usando balas ou chocolates, como os M&Ms ou similares. Uma versão dessa tabela “gastronômica” pode ser vista neste endereço: www.tabelaperiodica.org/tabela-periodica-com-mms.

Para começar, separe 118 unidades de doces de diferentes cores. Como guia inicial para o preenchimento, você pode usar esta versão da tabela como guia: www.tabelaperiodica.org/wp-content/uploads/2010/12/tabela-para-preencher.pdf. Também pode ser utilizada qualquer outra forma da Tabela Periódica que você tenha à mão. O tempo estimado para organizar os chocolates na superfície é de 10 minutos.

Use as diferentes cores dos chocolates para representar diferentes propriedades dos elementos, tomando cuidado para verificar se o número de cores é suficiente para a variedade de propriedades que você deseja demonstrar. No exemplo acima, o **preto** representa **elementos com um ou dois elétrons** em sua camada mais externa (incluindo hidrogênio, hélio e os grupos 1 e 2), o **cinza** corresponde aos chamados **metais de transição**, o **amarelo** marca **semimetais e não metais** e o **branco** indica os **actinídeos e lantanídeos**.

Em lojas que vendem variedades e produtos para festas você pode encontrar um produto similar aos M&Ms por um preço mais acessível, sendo possível também utilizar outros tipos de doces no lugar dos chocolates. Indica-se que o consumo de doces seja realizado numa bancada limpa. Nesse caso, não faça a atividade em um laboratório de química. O consu-

2 A LÓGICA DA TABELA

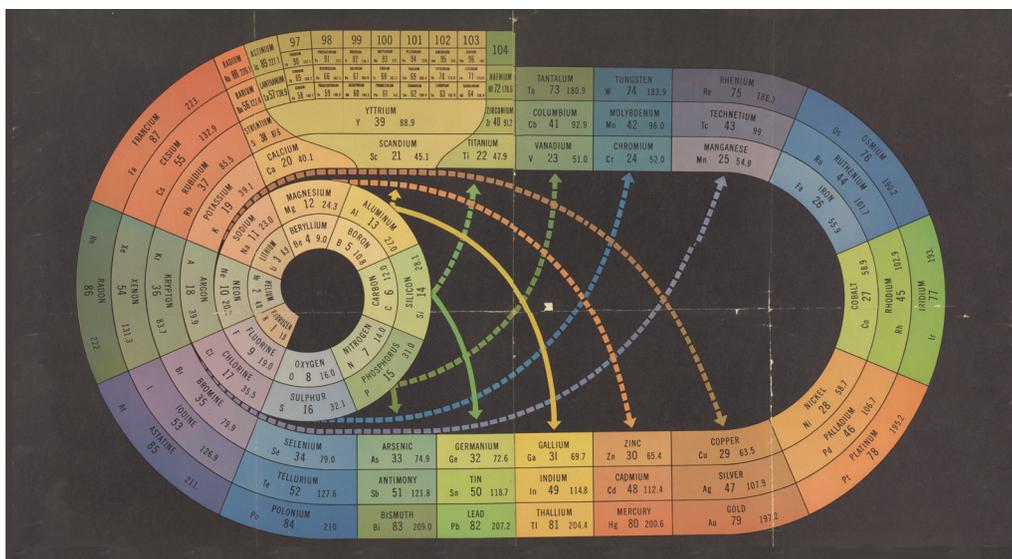
mo de alimentos não é recomendado nesse tipo de ambiente. Também é importante perguntar ao grupo se alguém tem restrições ao consumo de doces. Não existe uma padronização quanto à escolha das cores usadas para representar as diferentes regiões da tabela periódica, desde que sejam preservadas certa ordem e coerência.

Resultado da atividade

Ao final dessa atividade, os participantes deverão ser capazes de apontar que não é preciso decorar o nome de cada elemento da tabela para ter ao menos uma ideia geral de suas propriedades. Sua posição na tabela (esquerda ou direita, superior ou inferior etc.) já é um indicativo importante de suas características físico-químicas e de sua relação com outros elementos.

1940 | Tabela dos elementos em uma espiral irregular

Autor desconhecido: cores correspondem aos grupos



Cortesia do Science History Institute

capítulo

c3

43-57

OS GRUPOS
DE **ELEMENTOS**
QUÍMICOS

Como vimos no último capítulo, a organização da Tabela Periódica em 18 colunas de elementos químicos (ou 32, caso estejamos usando a forma longa da tabela) não é arbitrária, mas reflete o agrupamento dos diferentes tipos de átomos em conjuntos naturais, cujos membros compartilham diversas características entre si. Nas próximas páginas, vamos explorar essas semelhanças, e também as irregularidades que estão presentes no interior de cada grupo.

Começaremos pelas extremidades da Tabela Periódica, uma vez que as pontas da estrutura tendem a abrigar grupos de elementos mais bem definidos, com traços mais regulares e fáceis de entender, e caminharemos cada vez mais rumo ao “miolo” do desenho. Antes de mais nada, vale ressaltar que o H (hidrogênio), embora formalmente incluído no grupo 1, parece ser um caso à parte, e sua classificação ainda é debatida pelos químicos. Embora participe de reações químicas com muita facilidade e tenha apenas um elétron (aliás, seu único elétron) na camada de valência, a exemplo dos elementos que costumam aparecer logo abaixo dele, suas outras características são tão distintas das que vemos em outros elementos que ele é classificado à parte, a começar pelo fato de ficar no estado gasoso em temperatura ambiente.



**Atividade
sugerida**
págs. 50-57

Imediatamente abaixo do hidrogênio está a coluna do **grupo 1** da Tabela Periódica, que vai de **Li** (lítio) a **Fr** (frâncio), a dos **metais alcalinos**. Conforme conta-

mos no capítulo anterior, tais elementos também se caracterizam por ser muito reativos e por doar com facilidade seus elétrons de valência. Em estado puro, são sólidos prateados e muito moles – é possível cortá-los com uma faca, e o lítio é capaz até de boiar n'água. Ao reagir com esse líquido, formam substâncias chamadas **hidróxidos**, as quais, por sua vez, podem dar origem a **bases** ou **álcalis** (daí o nome “alcalinos”). Bases como o NaOH (**hidróxido de sódio** ou **soda cáustica**) são, quimicamente, o oposto dos ácidos, embora seu efeito sobre o corpo possa ser tão agressivo quanto o deles.

O grupo diretamente oposto e complementar ao 1 é o **grupo 17** da tabela, o dos **halógenos**, classificados como **não metais**. Ela vai de F (flúor) a Tn (Tennessee). Todos esses elementos têm sete elétrons em sua camada de valência, o que explica a grande avidez de vários deles para completá-la “roubando” um oitavo elétron de algum átomo vizinho. Em temperatura ambiente, aparecem em diversos estados: líquido, como o Br (bromo), gasoso (F e Cl) e sólido, como o I (iodo). Seus hidróxidos, quando dissolvidos em água, dão origem a ácidos, como o **HCl (ácido clorídrico)**. Quando os ácidos formados com esses elementos se juntam às bases formadas com elementos do grupo 1, o resultado é a chamada **neutralização**, com a formação de um **sal** (como o de cozinha, NaCl, quando NaOH e HCl se encontram) e água, os quais não são nem bases, nem ácidos (ou seja, quimicamente neutros). O mesmo processo, aliás, acontece no caso de outros grupos de metais e não metais, mostrando, mais uma vez, a complementaridade entre esses tipos de elementos.

Antes de voltar para o lado esquerdo da tabela, vale a pena abordar o estranho caso do **grupo 18**, o dos **gases nobres**, que começa com o He (hélio), nosso velho conhecido do Big Bang e das estrelas, e desce até o Og (oganesônio). A “nobreza” de tais elementos é uma metáfora relacionada ao fato de que eles reagem com outros tipos de átomos, graças às suas camadas eletrônicas “cheias”, completas (com exceção do hélio, com dois elétrons, tais camadas, nos gases nobres, sempre têm oito dessas partículas). Compostos químicos com a presença desses elementos só podem ser

criados “na marra”, em condições de laboratório, unindo gases como o Xe (xenônio) ao flúor.

Retornando para a esquerda da tabela, temos o **grupo 2**, o dos **metais alcalinoterrosos**, que começa com o Be (berílio) e vai até o Ra (rádio, com características radioativas, como o nome sugere). São menos reativos que os metais alcalinos, mas possuem muitas semelhanças com eles, como a formação de bases, as reações químicas com não metais e as características físicas em temperatura ambiente (sólidos, brilhantes, moles e prateados, isso quando não combinados a outros elementos). Sua camada de valência tem sempre dois elétrons.

Do outro lado da estrutura achamos o **grupo 16**, o dos **calcogênios**, que vai do O (oxigênio) ao Lv (livermório). São todos sólidos em temperatura ambiente, com exceção do oxigênio que respiramos no ar. Com seis elétrons na camada de valência, também tendem a ser bastante reativos, em especial no caso dos elementos mais leves do grupo. (De novo, repare na complementaridade entre os extremos da tabela: dois elétrons na camada de valência do grupo 2, seis na do grupo 16).

Metais de transição

O próximo conjunto, o dos **metais de transição**, é bem mais amplo que os demais, abrangendo os elementos que vão do **grupo 3** – Sc (escândio) e Y (ítrio) – até o **grupo 12**, do Zn (zinco) ao Cn (copernício). Uma das maneiras de entender a designação é lembrar que tais elementos têm características intermediárias – portanto, “de transição” – entre os metais alcalinos do lado esquerdo da tabela e os não metais do lado direito. Essa grande lista inclui boa parte dos elementos que normalmente classificamos como metálicos no cotidiano, como o Fe (ferro), que encabeça o **grupo 8**, o Cu (cobre), no alto do **grupo 11**, e a Ag (prata) e o Au (ouro), que estão logo abaixo do cobre no mesmo grupo 11. A maioria dos metais de transição tem dois elétrons na camada de valência, e quase todos, à

exceção do mercúrio, aparecem no estado sólido, sendo duros e densos.

Depois dos metais de transição, o **grupo 13** é encabeçado pelo B (boro) e segue até o Nh (nihônio). Com exceção do boro, são elementos classificados como metais, caso do Al (alumínio). Possuem três elétrons na camada de valência, que eles costumam doar para outros átomos em reações químicas (ainda que sem o mesmo entusiasmo dos elementos da ponta esquerda da tabela). Não costumam reagir com água.

O **grupo 14**, que começa com o C (carbono) e vai até o Fl (fleróvio), é de especial interesse para seres vivos como nós, uma vez que as moléculas longas estruturadas por cadeias de átomos de carbono são essenciais para a biologia. De quebra, o carbono é seguido pelo Si (silício), a base da arquitetura dos computadores (e, quem sabe, de formas de vida artificiais no futuro). Com quatro elétrons na camada de valência, o que lhe permite formar ligações com até quatro outros átomos ao mesmo tempo, o carbono tem uma tendência natural a formar estruturas moleculares complexas, o que deve ter facilitado a evolução da vida. Em alguns casos, como o das moléculas de DNA, tais cadeias de carbono ininterruptas podem conter milhões de átomos de uma vez só, conectados a elementos como o hidrogênio, o nitrogênio, o oxigênio e o fósforo. Todos os elementos do grupo são sólidos, e dois deles são metais bastante conhecidos e utilizados desde a pré-história, o Sn (estanho) e o Pb (chumbo).

O N (nitrogênio), elemento que é o principal componente do ar que respiramos, principia o **grupo 15**, o dos pnictogênios, que segue coluna abaixo até o Mc (moscóvio). Com exceção do nitrogênio, gasoso em temperatura ambiente, todos são sólidos. Possuem cinco elétrons em sua camada de valência (mais uma vez, repare na progressão decrescente nesse número da direita para a esquerda da Tabela Periódica). São elementos relativamente pouco reativos, excetuando-se o P (fósforo), outro componente importante de moléculas dos seres vivos, como o DNA e a ATP, a “gasolina” das células.

Por fim, é hora de abordar os dois blocos normalmente representados fora do corpo principal da Tabela Periódica. De La (lantânio) a Lu (lutécio), na horizontal, temos os **lantanídeos** ou **lantanoídes**, também chamados de **metais de terras raras** (denominação que, pelo que sabemos hoje, está errada, porque eles são relativamente comuns, na verdade). Suas características os colocam entre os metais alcalinoterrosos e os metais de transição. São densos e brilhantes. Seus átomos são grandes (com seis camadas eletrônicas) e sua camada de valência carrega dois elétrons. Seguem-se a eles os **actinídeos** ou **actinoídes**, conjunto que se inicia com o Ac (actínio) e vai até o Lr (laurêncio). Também metálicos, são todos radioativos, a exemplo do mais famoso deles, o U (urânio). Possuem dois elétrons na camada de valência e reagem facilmente com ar e com os elementos halógenos, por exemplo.

A floresta e as árvores

A quantidade de informações nos parágrafos anteriores, bem como a grande variedade de grupos de elementos, pode acabar intimidando quem está tendo seu primeiro contato com a Tabela Periódica. Portanto, agora que os grupos foram todos elencados, é importante dar um passo atrás e tentar enxergar com clareza tanto a floresta quanto as árvores, por assim dizer.

Em primeiro lugar, para não se perder nessa diversidade, nunca é demais manter na cabeça o princípio básico de que os lados esquerdo e direito da tabela se complementam entre si no que diz respeito às propriedades gerais de seus elementos. Isso pode ser quantificado, de modo geral, pela “contagem regressiva” no número de elétrons na camada de valência de cada grupo. Recorde que, no extremo direito da Tabela Periódica, começamos com oito elétrons nessa camada (grupo 18). Esse número vai caindo conforme o número que designa o grupo também cai: sete (grupo 17), seis (grupo 16), cinco (grupo 15) e assim por diante, até chegar ao grupo 12 (dois elétrons na camada de valência). Repare, aliás, num possível tru-

que de auxílio à memória: em todos esses grupos, o número de elétrons na camada de valência corresponde exatamente ao segundo algarismo que designa o grupo (8, 7, 6, 5, 4, 3, 2). Nos grupos mais à esquerda, no entanto, essa relação deixa de valer, o que significa que é importante não depender demais dela na hora de recordar os padrões gerais da tabela. O que nunca deixa de valer, de modo geral, é o fato de que o lado direito da estrutura concentra os grupos de elementos que são ávidos por elétrons, enquanto o esquerdo abriga os que são mais “desapegados”, doando ou compartilhando com facilidade as partículas de sua camada de valência.

Entender as semelhanças e diferenças de propriedades entre os membros de um mesmo grupo de elementos também tem uma série de utilidades práticas. Por um lado, os padrões de comportamento dos grupos da Tabela Periódica funcionam como guia para evitar perigos, inclusive os relacionados à saúde humana. Considere, por exemplo, o caso do berílio e do magnésio, situados nas primeiras posições do grupo 2. **Íons** de magnésio (ou seja, átomos com carga elétrica desse elemento) são essenciais para diversas funções do organismo, atuando na produção de moléculas que armazenam energia nas células ou na própria síntese do DNA, que funciona como “biblioteca” das informações genéticas. Por causa do parentesco químico entre o magnésio e o berílio, porém, as células vivas expostas ao segundo elemento podem acabar utilizando-o no lugar do magnésio, com efeitos tóxicos. Isso exige um cuidado extra na hora de lidar com o berílio.

Por outro lado, a mesma lógica pode trazer benefícios para a saúde. O potássio, outro elemento importante para o metabolismo humano (participando, por exemplo, da transmissão de informações pelo sistema nervoso), tem como “vizinho de baixo” na Tabela Periódica o Rb (rubídio). Isso significa que o organismo absorve átomos de rubídio com relativa facilidade, “confundindo-o” com o potássio. Ao mesmo tempo, certas características moleculares dos tumores cerebrais atraem o rubídio, permitindo que formas radioativas do elemento sejam usadas em técnicas de tomografia para monitorar a doença: basta detectar a radioatividade do rubídio para saber onde se encontra o câncer cerebral.

O desenvolvimento de novas tecnologias também costuma se beneficiar do estudo das características de cada grupo de elementos. É o caso de estudos sobre **supercondutividade**, ou seja, a existência de correntes elétricas sem resistência alguma, propriedade que, se aplicada de forma mais ampla, poderia permitir gastos muito menores de energia elétrica, entre outras aplicações. Em geral, a supercondutividade só aparece em temperaturas baixíssimas, em torno de 250 graus Celsius negativos, mas certos compostos químicos permitem que essa propriedade se manifeste em situações menos extremas. Entre os compostos mais promissores com essa capacidade estão os chamados **oxipnictogênios**, formados, como o nome indica, por oxigênio, membros do grupo 15 (os pnictogênios, como vimos). Um dos compostos desse grupo, descoberto em 2006, tem a fórmula LaOFeP . Dois anos depois, os cientistas chegaram a um novo composto da família, o LaOFeAs . O expediente para a descoberta da nova substância foi, mais uma vez, trocar o P (fósforo) pelo As (arsênio), localizado logo abaixo do fósforo na Tabela Periódica. Espera-se que trocas planejadas de elementos como essas permitam enfim a criação de supercondutores que funcionem perto da temperatura ambiente.

Vale lembrar que esses exemplos têm a ver apenas com propriedades bem conhecidas dos elementos químicos. Outras formas de periodicidade ainda podem estar à espera de ser descobertas, com repercussões importantes tanto para o conhecimento básico da química quanto para as tecnologias que afetam nosso cotidiano. ■



Atividade sugerida

É possível montar uma coleção caseira com objetos que contêm boa parte dos elementos químicos da tabela periódica. No entanto, é preciso cuidado. Recomenda-se que os participantes não se arrisquem a desmontar os produtos mencionados a seguir nem realizem experimentos não controlados com eles.

Elemento Onde pode ser encontrado

Hidrogênio	Pode ser produzido colocando uma pilha dentro de água salgada. Esse procedimento deve ser realizado com o auxílio de luvas.
Hélio	Encontrado em balões de festas do tipo flutuante. Jamais inale hélio, já que existe perigo de sufocamento.
Lítio	Encontrado em baterias de celular. Não tente abrir baterias de celular. A perfuração causa faíscas, liberação de gases tóxicos e fogo.
Berílio	Este é um pouco mais difícil e caro. Se você conseguir uma esmeralda ou uma joia com a gema água-marinha, você terá um mineral que contém berílio em sua composição.
Boro	Compre um pouco de água boricada em uma farmácia. Verifique na formulação do produto se ele contém ácido bórico.
Carbono	Você pode encontrá-lo num pedaço de carvão, no grafite de um lápis, num fio de seu cabelo ou numa folha de árvore (o elemento é essencial para a formação das moléculas orgânicas que caracterizam os seres vivos).

Elemento Onde pode ser encontrado

Nitrogênio	Uma amostra do ar que você está respirando! O ar atmosférico contém aproximadamente 78% de nitrogênio.
Oxigênio	Pode ser uma amostra do ar atmosférico, que contém aproximadamente 21% de oxigênio. Ou então é possível produzir oxigênio puro colocando um pedaço de batata crua dentro de um pouco de água oxigenada (10 volumes) que pode ser encontrada em farmácias. Não utilize uma água oxigenada mais concentrada
Flúor	Em cremes dentais, nos quais é encontrado na forma de fluoreto de sódio (NaF).
Neônio	Se você conseguir uma daquelas antigas lâmpadas de letreiros coloridos, é possível que ela tenha o gás neônio em sua composição. Lembre-se de que, nesse caso, pode se tratar de uma mistura de outros gases, sem a certeza de que realmente temos neônio em mãos.
Sódio	Presente, como já vimos, no sal de cozinha (NaCl).
Magnésio	Em uma farmácia você pode comprar um pouco de cloreto de magnésio. São vendidos até em sachês com poucos gramas.
Alumínio	Nos rolos de papel-alumínio vendidos em supermercado, ou em painéis de alumínio.
Silício	Um pouco de areia ou um pedaço de vidro. Os vidros e a areia contêm uma grande quantidade de dióxido de silício (SiO ₂).
Fósforo	Uma caixa de fósforos, principalmente a lixa. Atualmente, embora o palito de fósforo não contenha mais grandes quantidades desse elemento, ele está presente na lixa da caixa.
Enxofre	Em lojas de produtos para jardinagem.
Cloro	Um pouco de água sanitária. Não a misture com outros produtos!

Elemento Onde pode ser encontrado

Argônio	Algumas lâmpadas incandescentes contêm argônio na forma de gás dentro do bulbo.
Potássio	Você pode usar algum alimento rico em potássio. Ou então comprar o produto que é vendido como “sal light”; ele costuma ter em sua composição uma alta quantidade de cloreto de potássio – verifique no rótulo.
Cálcio	Na casca do ovo ou em conchas, na forma de carbonatos de cálcio.
Escândio	Esse é um pouco mais difícil. Você terá de tentar encontrar alguma liga metálica que contenha o escândio na composição. Tente procurar ligas de alumínio às quais se adiciona escândio.
Titânio	Encontrado em diversos tipos de tinta branca na forma de dióxido de titânio. Até alguns alimentos ainda contêm uma pequena quantidade de corante branco feito de dióxido de titânio.
Vanádio	O mineral vanadinita é uma excelente opção para esse elemento. Cuidado ao comprar minerais pela internet, pois existem várias falsificações ou minerais mal identificados à venda.
Cromo	Em resistências de aquecimento de água; nesse caso, é uma liga de cromo e níquel. Cuidado ao manusear esse tipo de produto, já que algumas pessoas podem ter alergia ao cromo.
Manganês	Com uma pilha do tipo zinco-carbono ou pilha alcalina você terá o dióxido de manganês em sua coleção. Lembre-se de que pode ser perigoso abrir pilhas ou baterias. É melhor deixá-la inteira.
Ferro	Esse é fácil! Basta um pouco de palha de aço.
Cobalto	Diversas baterias de lítio possuem o cobalto em sua composição. Mas, se você desejar algo mais bonito, pode tentar comprar em um antiquário um vidro azul-cobalto. Lembre-se de que nem todos os vidros azuis conterão cobalto em sua composição, e pode ser uma incógnita se você teve sucesso em sua coleção.

Elemento Onde pode ser encontrado

Níquel	Uma bateria de níquel-metal-hidreto ou níquel-cádmio será a solução. Lembre-se de que antigamente a palavra “níquel” era usada para alguns tipos de moedas, o que não significa que as moedas atuais contenham o elemento níquel em sua composição.
Cobre	Um fio de cobre será o ideal.
Zinco	Uma folha de zinco ou então uma pilha simples do tipo zinco-carbono (não alcalina).
Gálio	Alguns tipos de termômetros usam gálio (ou ligas) no lugar do mercúrio.
Germânio	DVDs regraváveis podem usar em sua composição uma liga que contém germânio.
Arsênio	Cuidado, o arsênio é tóxico! Vamos evitá-lo!
Selênio	Uma opção é colocar algumas castanhas-do-pará em sua coleção. Elas contêm um pouco de selênio.
Bromo	Em xaropes! Medicamentos com o princípio ativo cloridrato de bromexina podem ser a saída.
Rubídio	Algumas válvulas eletrônicas antigas contêm rubídio na parte interna, com o objetivo de manter o vácuo.
Estrôncio	Alguns cremes dentais para aliviar sensibilidade contêm cloreto de estrôncio hexahidratado em sua composição. Vá até uma farmácia e analise o rótulo desse tipo de produto.
Ítrio	Alguns tipos de leds com luz branca podem conter ítrio na sua composição.
Zircônio	Em joias de imitação de diamantes.

Elemento Onde pode ser encontrado

Nióbio	Procure capacitores usados em equipamentos eletrônicos. Em casos bem específicos, você encontrará os que contêm nióbio.
Molibdênio	Em alguns tipos de fertilizantes. Observe a composição em busca da presença de molibdênio no produto.
Rutênio	Pode ser encontrado em alguns tipos muito específicos de canetas-tinteiro.
Ródio	Em alguns tipos específicos de joias, na forma de um recobrimento metálico.
Paládio	Em joalherias ou em catalisadores de automóveis.
Prata	Você pode encontrar esse metal em joalherias ou em talheres. A dica para encontrar um produto mais barato é procurar talheres que sejam apenas recobertos de prata.
Cádmio	Em baterias do tipo níquel-cádmio.
Índio	Em telas sensíveis ao toque ou em termômetros que contenham a liga “galinstan” (gálio, índio, estanho).
Estanho	Em solda usada em equipamentos eletrônicos.
Antimônio	O antimônio pode estar presente em alguns tipos de baterias de chumbo utilizadas em veículos.
Telúrio	Em alguns tipos de dvds regraváveis.
Iodo	Na farmácia você pode encontrar o que é conhecido como tintura de iodo.

Elemento Onde pode ser encontrado

Xenônio	Em algumas lâmpadas específicas. Tenha cuidado na hora de olhar a composição do produto, pois alguns só carregam xenônio no nome e não contêm realmente o elemento químico.
Lantânio	Encontrado em pedras de isqueiro, aquela “roda” que produz as faíscas.
Cério	Também é encontrado em pedras de isqueiro.
Praseodímio	Encontrado em óculos de proteção usados por artesãos que moldam o vidro.
Neodímio	Em ímãs, principalmente os mais fortes.
Samário	Em ímãs do tipo samário-cobalto.
Európio	Você pode encontrá-lo em cédulas de euro.
Gadolínio	Será um desafio encontrar o gadolínio; uma possibilidade é procurar um produto usado como contraste em exames médicos de ressonância magnética.
Térbio	Uma possibilidade é tentar encontrar alguém que venda a liga conhecida como terfenol.
Érbio	Tente achar uma fibra óptica que contenha érbio em sua composição; normalmente são as utilizadas em telecomunicações pela internet.
Túlio	Pode estar presente em cédulas de euro.
Ítérbio	Pode ser encontrado em alguns tipos muito específicos de lasers.
Tântalo	Em celulares, na forma de capacitores de tântalo.
Tungstênio	Em lâmpadas comuns do tipo filamento.

Elemento Onde pode ser encontrado

Rênio	Em alguns tipos específicos de lâmpadas do tipo flash.
Ósmio	Em raras pontas de caneta tinteiro.
Írídio	Velas de ignição para motores a combustão. Não são todos os produtos dessa categoria que contêm irídio. Verifique com atenção a descrição do produto.
Platina	Tente conseguir um pedaço de catalisador utilizado em automóveis. Esses equipamentos contêm uma pequeníssima quantidade de platina. Você não vai conseguir visualizar o elemento, a quantidade é realmente muito pequena.
Ouro	Diversas joias são feitas com esse metal.
Mercúrio	Em antigos termômetros. Em farmácias não será mais possível comprar um termômetro contendo mercúrio, já que a venda foi proibida. Se você não encontrar um termômetro, pode optar por uma lâmpada do tipo fluorescente, que contém uma minúscula quantidade de vapor de mercúrio em seu interior. Não quebre a lâmpada para tentar visualizar esse vapor. Você não verá nada e correrá o risco de respirar vapores de mercúrio, que são tóxicos!
Chumbo	Em baterias ou em pesos usados para pescar. Tenha cuidado, o chumbo é tóxico, e repetidas exposições ao metal podem causar problemas de saúde.
Bismuto	No medicamento conhecido como pepto bismol.

Os demais elementos, como polônio, astato, radônio, frâncio, rádio, actínio, tório, protactínio e urânio ou são muito radioativos ou muito perigosos para fazer parte de uma coleção.

capítulo

c4

59-67

PESOS-**PESADOS**

Em sua forma atual, com 118 elementos químicos, a Tabela Periódica é uma criação humana – e não apenas porque a organização dos períodos e grupos deve algo à conveniência da visualização e impressão do conjunto, e não apenas às leis naturais, como já vimos. Além disso, é preciso considerar que quase todos os elementos mais pesados do que o U (urânio), com número atômico superior a 92, até hoje só foram vistos na Terra nos laboratórios em que foram criados, sem nenhuma ocorrência natural digna de nota. É possível que, no Universo inteiro, o nosso planeta (e, para ser mais exato, as grandes instalações terráqueas de física de partículas) seja o único lugar onde eles podem ser encontrados, mesmo que por brevíssimos períodos.

É importante destacar a brevidade da existência deles porque esses elementos são, de fato, muito instáveis. A capacidade de criá-los e detectá-los depende do conhecimento que temos sobre o **decaimento radioativo**, conjunto de processos através dos quais os núcleos atômicos perdem parte de seus componentes e se transmutam em outros elementos químicos. Portanto, para entender como surgem e se comportam os tipos de átomos que estão além do urânio na tabela, convém começar com uma descrição desses processos.



**Atividade
sugerida**
págs. 66-67

Alguns tipos de núcleo atômico são inerentemente instáveis, o que significa que a combinação de prótons e nêutrons no interior deles não se sustenta no longo prazo, em geral por causa do excesso de um dos tipos de partícula. Nesses casos, as forças de atração e repulsão que normalmente estão em equilíbrio no núcleo (impedindo que os prótons, com suas cargas positivas idênticas, afastem-se uns dos outros, por exemplo) acabam saindo dos eixos.

Alfa e beta

Quando sua estabilidade fica comprometida, esses núcleos podem ser alterados por dois caminhos diferentes. Um deles é o **decaimento alfa**, no qual o núcleo peso-pesado acaba emitindo o equivalente a um átomo de He (hélio), menos os elétrons. Ou seja, trata-se de um conjunto de dois prótons e dois nêutrons, conhecido como **partícula alfa**. Fazendo as contas, vemos que a emissão de uma partícula desse tipo leva o átomo original a “voltar duas casas” em seu número atômico, recuando em sua posição na Tabela Periódica e perdendo, ao mesmo tempo, quatro unidades de massa atômica. Até onde sabemos, nenhum elemento menor que os isótopos de Te (telúrio), com número atômico de 52 e massa entre 104 e 109, é capaz de emitir partículas alfa.

Outro fenômeno importante para o tema deste capítulo é o **decaimento beta**, que transmuta diretamente os nêutrons ou prótons de um núcleo por meio da emissão de **partículas beta** (elétrons ou suas contrapartes de carga positiva, os pósitrons). Para ser mais exato, quando um nêutron se transforma num próton através desse processo, tem-se a emissão de um elétron acompanhado de um **antineutrino** (a versão de antimatéria dos **neutrinos**, levíssimas partículas fundamentais da matéria que quase não interagem com as demais). Nesse caso, o número atômico do elemento em questão “avança uma casa” na tabela, é claro. Também pode acontecer que um próton se transforme em um nêutron, processo que é acompanhado pela emissão de um pósitron e de um neutrino. Essa segunda pos-

sibilidade faz com que o elemento em questão “volte uma casa” na Tabela Periódica, diminuindo seu número atômico. Finalmente, outro processo parecido é a **captura eletrônica**, na qual um núcleo atômico pesado, rico em prótons, absorve um elétron, o que transforma um de seus prótons num nêutron e leva à emissão de um neutrino (os efeitos, do ponto de vista da posição daquele elemento na tabela, são os mesmos do caso anterior). O ritmo dos processos de decaimento radioativo é identificado pela chamada **meia-vida**, ou seja, o tempo que leva para que metade da amostra de um elemento instável se transforme em seu elemento “sucessor”. Depois que só sobrou metade desse elemento na mostra, a meia-vida vale para o tempo até o desaparecimento da “metade da metade” (ou seja, um quarto); depois, um oitavo, e assim por diante, até sobraem quantidades cada vez mais insignificantes do elemento ali. Existem isótopos com meia-vida rápida, de dias, horas ou mesmo frações de segundo, e outros cuja instabilidade só se revela para valer ao longo de centenas de milhões de anos (algo que é bastante útil para estimar a idade de rochas muito antigas, que remontam à própria formação da Terra).

Esses processos foram sendo descobertos ao longo das primeiras décadas do século 20, conforme crescia o conhecimento sobre as partículas que compunham os átomos. Ao perceberem que a estrutura atômica era feita de diversos componentes e, mais importante ainda, que nem sempre tais componentes ficavam juntos por tempo indefinido, os cientistas naturalmente começaram a imaginar maneiras artificiais de “rachar” núcleos atômicos, bombardeando-os com outras partículas. Nasceram as técnicas de **fissão nuclear**, que acabariam sendo apresentadas ao mundo da maneira mais trágica possível, por meio dos bombardeios americanos às cidades japonesas de Hiroshima e Nagasaki em agosto de 1945. A morte de centenas de milhares de pessoas nesses lugares, durante os últimos dias da **Segunda Guerra Mundial** (1939-1945), mostrou que a capacidade de fissionar os núcleos dos átomos tinha o potencial de produzir quantidades quase inimagináveis de energia. Ao mesmo tempo, foi a primeira vez que um elemento químico criado em laboratório se transformou numa arma, causando um nível de destruição sem precedentes.

Esse elemento era o Pu (plutônio), descoberto por pesquisadores da Universidade da Califórnia em Berkeley (EUA) no começo da década de 1940. Sua existência só foi anunciada oficialmente à comunidade científica em 1948, anos depois do fim da Segunda Guerra Mundial, porque o elemento foi parte importante das pesquisas militares dos EUA durante o conflito. Ao bombardear amostras do isótopo urânio-238 com núcleos de deutério (forma mais pesada do hidrogênio, com um próton e um nêutron), a equipe de Berkeley primeiro obteve Np (neptúnio, com número atômico 93). Era o isótopo neptúnio-238, com meia-vida de pouco mais que 2 dias. O decaimento beta logo transformou boa parte do novo elemento em plutônio (número atômico 94, peso atômico 238). Como ambos vinham logo depois do urânio na Tabela Periódica e tinham sido criados a partir dele, os pesquisadores americanos resolveram batizá-los por analogia com o elemento conhecido: assim como o urânio homenageava o planeta Urano, as novas descobertas ganharam nomes derivados dos planetas Netuno e Plutão (este último reclassificado como planeta-anão desde 2006). Ambos foram classificados como actinídeos.

A exemplo do que aconteceu com o plutônio, as pesquisas que levariam à descoberta de outros elementos químicos muito pesados avançaram graças ao financiamento militar. As superpotências rivais da época – os capitalistas EUA e a socialista **URSS (União das Repúblicas Socialistas Soviéticas)** – consideravam que o emprego de armas e fontes de energia atômicas era estratégico para sua competitividade internacional e, portanto, investiram grandes somas na construção de laboratórios de física de partículas. Do lado americano, além de Berkeley, outras instituições na Califórnia, como o Laboratório Nacional Lawrence Livermore, começaram a desenvolver técnicas para fabricar novos elementos; do lado soviético, trabalhos importantes começaram a ser desenvolvidos no Instituto Conjunto de Pesquisa Nuclear, em Dubna, perto de Moscou. Mais tarde, grupos japoneses e alemães se juntaram à caça a elementos químicos.

Por sorte, a disputa entre EUA e URSS pela primazia atômica e pelo primeiro lugar nas descobertas de novos elementos não acabou se tornando uma guerra de verdade, embora a rivalidade tenha causado ao menos uma morte. O piloto americano Jimmy Priestly Robinson era um dos responsáveis por voar dentro do “cogumelo” formado pela explosão da primeira bomba de hidrogênio da história, testada no atol de Enewetak, no Oceano Pacífico, em 1º de novembro de 1952. Robinson e um colega carregavam, em seus aviões, aparelhos que filtravam o ar na proximidade da conflagração, capturando restos que depois seriam analisados pelos cientistas da Califórnia. O avião do piloto, porém, acabou caindo no mar, e não foi possível resgatá-lo. Seu companheiro de voo sobreviveu e conseguiu levar as amostras para os EUA. A análise dos restos da explosão da bomba, ao lado de trabalhos subseqüentes em laboratório, acabou revelando a existência de elementos com os números atômicos 99 e 100, mais tarde batizados de Es (einstênio) e Fm (fêrmio), forjados graças às altíssimas energias do processo.

Superpesados

Nas décadas seguintes, as equipes rivais mundo afora se puseram a aperfeiçoar as técnicas necessárias para obter novos elementos químicos. Tais abordagens costumam envolver o uso de sistemas que aceleram partículas (em linha reta, feito canhões, ou girando-as em anéis), as quais são disparadas em alvos formados pelos elementos que vão servir de base para a formação de novos tipos de átomos. Em vários casos, como não é fácil obter grandes quantidades dos elementos-alvo, já que são bastante instáveis, é preciso calibrar muito bem o disparo das partículas para acertar a amostra em cheio. Isso inclui calcular com precisão o nível de energia utilizado.

De um lado, ele tem de ser forte o suficiente para romper a chamada **barreira de Coulomb**, fenômeno que normalmente impede que os prótons dos dois núcleos, com suas cargas positivas que se repelem, consigam

ficar juntos e deem origem a um novo núcleo. Arremessos muito fracos não conseguem atravessar a barreira de Coulomb, de modo que acabam não surgindo elementos novos. Por outro lado, lançar partículas com força excessiva pode simplesmente provocar um evento de fissão nuclear, que levará à formação de isótopos menores, equivalentes a elementos já conhecidos.

Por enquanto, o refinamento dessas técnicas permitiu a descoberta de mais de uma dezena dos chamados elementos **superpesados** ou **transactinídeos**, lista que começa no número atômico 104 (**Rf, rutherfordio**) e, ao menos por ora, chegou ao 118 (**Og, oganessônio**), completando, dessa maneira, o **sétimo período**, ou linha, da Tabela Periódica. São elementos muito efêmeros, com meias-vidas que vão de minutos a frações de segundo, o que tem impedido a análise de suas características químicas. (As exceções são o dúbnio, com meia-vida de 28 horas, e o rutherfordio, cuja meia-vida é de pouco mais de uma hora). Em muitos casos, boa parte das evidências acerca desses novos elementos vem não do estudo direto dos átomos mais pesados, mas sim da “trilha” deixada pelos decaimentos de seus núcleos, que quase imediatamente se transformam em outros elementos. Também é comum que apenas alguns átomos sejam produzidos a cada experimento – em geral, quanto mais pesado o elemento, menos átomos acabam aparecendo a cada tentativa.

Costuma haver uma disputa considerável na hora de batizar um novo elemento químico e determinar quem foram os seus descobridores, já que diversos laboratórios mundo afora continuam tentando realizar tais feitos ao mesmo tempo. Por outro lado, hoje já existe bastante colaboração científica entre americanos e russos (herdeiros dos grandes caçadores de elementos soviéticos), e há regras relativamente claras para a criação de novos nomes de elementos. Segundo a Iupac (União Internacional de Química Pura e Aplicada), que padroniza a nomenclatura química em nível mundial, tais nomes podem conter referências a conceitos ou personagens mitológicos (o que pode incluir termos astronômicos que façam referência a mitos), a minerais, locais (países, regiões, cidades), proprie-

dades do elemento ou nomes de cientistas. A lupac chegou a proibir que cientistas vivos fossem homenageados, mas a regra foi revertida, o que permitiu que os dois maiores caçadores de elementos dos dois lados do Atlântico fossem contemplados ainda em vida. O americano Glenn Theodore Seaborg (1912-1999) foi homenageado com o nome do Sg (seabórgio, elemento 106) nos anos 1990, enquanto o russo de origem armênia Yuri Oganessian emprestou seu nome ao elemento mais pesado descoberto até hoje, o oganessônio. Em meados de novembro de 2019, quando este livro foi concluído, Oganessian, aos 86 anos, ainda liderava o Instituto Conjunto de Pesquisa Nuclear russo.

Ninguém ainda sabe até onde a Tabela Periódica pode ir. Análises indiretas das possíveis propriedades dos elementos superpesados sugerem que talvez alguns deles não se comportem da maneira esperada, transgredindo as regras da periodicidade, talvez por causa dos efeitos estranhos, sobre os elétrons, da grande quantidade de prótons e nêutrons no núcleo. Por outro lado, cálculos teóricos preveem a existência da chamada **ilha de estabilidade**, formada por combinações pesadas de prótons e nêutrons que poderiam ter meias-vidas de vários dias ou, quem sabe, até de milhões de anos. Se isótopos desse tipo forem realmente encontrados um dia, finalmente será possível analisar quimicamente os elementos superpesados ou até dar usos industriais a eles. É rumo a essa fronteira final que os cientistas estão tentando navegar hoje. ■



Atividade sugerida

Neste exercício, usaremos lantejoulas para imitar o funcionamento básico do **decaimento radioativo** dos átomos, ilustrando o conceito de **meia-vida**. Para isso, cada participante receberá um pequeno pacote contendo lantejoulas com **cores diferentes em cada face** (a cor, também conhecidas como lantejoulas furta-cor por si só, não é importante).

O coordenador também pode utilizar outros objetos com faces duplas padronizadas que possam ser encontrados com facilidade, como moedas, cartas de baralho ou peças de quebra-cabeças, mas a vantagem das lantejoulas é que é possível reunir grande quantidade delas sem gastar muito nem carregar muito peso.

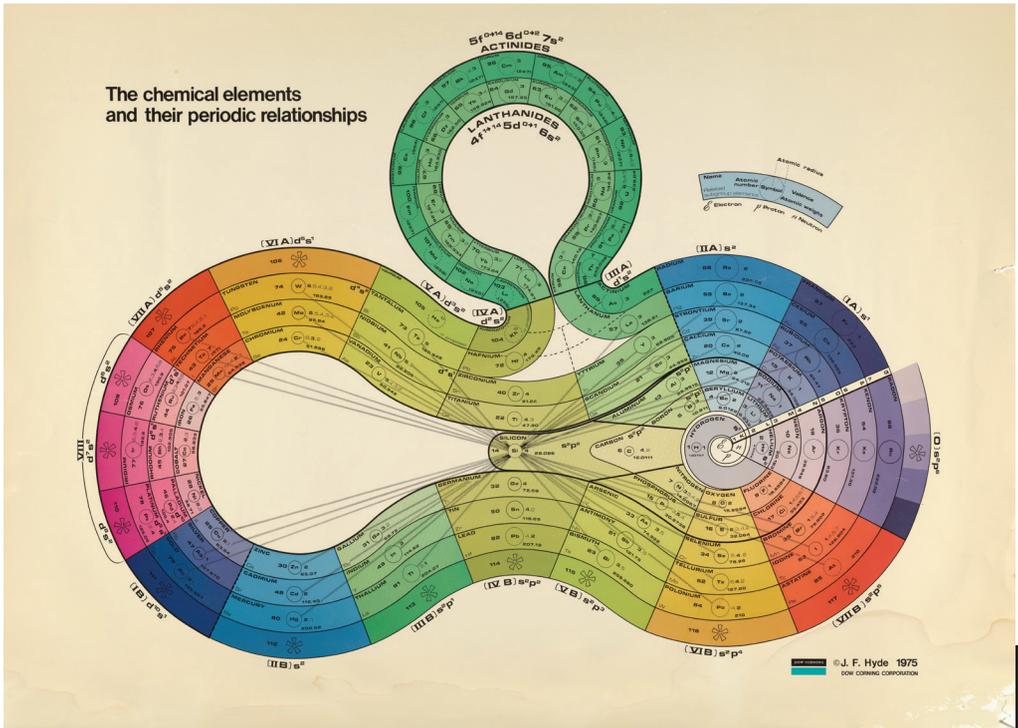
Peça para cada participante chacoalhar bem seu saquinho de lantejoulas e despejar todas numa mesa. Combine de antemão qual será a cor “radioativa” e qual será a cor “estável”. Por uma questão estatística simples, mais ou menos metade das lantejoulas apresentará uma das cores, enquanto a outra metade mostrará a cor do outro lado. Oriente os participantes a separarem as lantejoulas com a cor “estável” e, com o restante das peças, repetir o processo, chacoalhando-as e colocando-as na mesa. Faça isso por três ou quatro rodadas.

Resultado da atividade

Com o presente exercício, os participantes deverão ser capazes de descrever o processo de decaimento radioativo como algo que envolve grande quantidade de átomos de um elemento químico, os quais se transformam num ritmo médio de 50% a cada meia-vida, até que restem quantidades ínfimas de radioatividade na amostra.

1974 | Os elementos químicos e seus relacionamentos periódicos

J.F. Hyde da Dow



J.F. Hyde /Cortesia de Science History Institute

capítulo

c5

69-77

MUITO **ALÉM**
DA TABELA
PERIÓDICA

Para entender a Tabela Periódica e as diferentes relações entre os elementos que a compõem, basta ter na cabeça uma lista muito curta de componentes fundamentais da matéria, como vimos. Quem sabe o que são prótons, nêutrons, elétrons e fótons já tem nas mãos grande parte das ferramentas conceituais necessárias para compreender como a química funciona. Ao menos desde os anos 1960, porém, ficou claro que os integrantes dessa lista – com exceção dos elétrons e dos fótons – não correspondem à definição estrita de “partícula fundamental”. Há entidades ainda menores e aparentemente indivisíveis por trás de prótons e nêutrons, e nenhum relato moderno sobre os fundamentos da matéria pode ser considerado completo sem mencionar tais partículas.

Foram experimentos em aceleradores de partículas os responsáveis por trazer à tona dados mais claros sobre tais componentes do núcleo atômico. Ao bombardear prótons e nêutrons com elétrons, arremessados contra o núcleo a altíssimas velocidades, os físicos verificaram que as colisões eram defletidas – grosso modo, “tombavam” e sofriam uma alteração de sua trajetória – em três pontos diferentes. A observação se encaixava bastante bem com a ideia, proposta alguns anos antes dos experimentos por físicos teóricos, de



**Atividade
sugerida**
págs. 76-77

que prótons e nêutrons eram formados por três partículas menores, apelidadas de **quarks** (palavra inventada pelo escritor irlandês James Joyce em seu romance experimental *Finnegans Wake*, de 1939).

Existem seis tipos diferentes de quarks, que diferem entre si em características como a massa – os quarks mais maciços, a exemplos dos átomos de elementos muito pesados, tendem a ser instáveis, transformando-se, com o tempo, em formas menos pesadas. Prótons e nêutrons, por isso, são formados apenas pelos quarks mais estáveis e leves, conhecidos como **quark up** e **quark down**. Uma dupla de quark up e um quark down, quando unidos, ajudam a formar um próton; se a proporção se inverte (dupla de quark down e um quark up), temos um nêutron.

Mas é preciso incluir mais uma figura importante antes que tenhamos, de fato, prótons e nêutrons. O que mantém os quarks juntos é o chamado **glúon**, partícula que transmite a chamada **força nuclear forte**, responsável pela integridade do núcleo atômico. Daí seu nome, derivado de *glue* (“cola”, em inglês). Pode-se dizer que o glúon faz serviço equivalente, no núcleo atômico, ao do fóton nas interações eletromagnéticas. Com os glúons e os quarks, o sonho dos antigos atomistas gregos, como Demócrito e Leucipo, parece ter finalmente se realizado: alcançamos “tijolos” básicos da matéria que não podem mais ser transformados em unidades menores.

O essencial é invisível

Até aqui, tratamos apenas de componentes da matéria e da energia que, apesar de serem subdivisões de partículas antes consideradas fundamentais, como os prótons e nêutrons, ainda assim correspondem aos “tijolos” fundamentais de objetos e forças que somos capazes de experimentar em nosso cotidiano, sem sair da Terra. O Universo, entretanto, é muito mais complicado do que os físicos imaginavam poucas décadas atrás. Para entender de fato como ele funciona, vamos nos despedir dos elementos que

constam da Tabela Periódica e investigar outros aspectos da realidade.

Essa revolução, aliás, tem de começar pelos verbos que estamos acostumados a usar. “Enxergar”, por exemplo, não é uma boa palavra, porque um dos componentes cruciais do funcionamento do Universo simplesmente não interage diretamente com a luz visível ou com outras formas de radiação eletromagnética e, portanto, não pode ser visto. É por esse motivo que os cientistas chamam esse componente do Cosmos de **matéria escura**.

Apesar das trevas que parecem circundá-la, sabemos que a matéria escura existe porque ela interage com a chamada **matéria ordinária** – o que inclui a Via Láctea, o Sistema Solar e nós mesmos – por meio da força da gravidade. A atração gravitacional que faz com que a Terra e seus planetas vizinhos girem em torno do Sol, que conecta o Sistema Solar com o resto da galáxia e que faz com que as próprias galáxias interajam entre si, formando uma espécie de tapeçaria galáctica em movimento, também é a responsável por “costurar” a matéria escura em torno da matéria que conhecemos.

E foi graças a isso que essa forma misteriosa de matéria acabou sendo descoberta. Estudos feitos por cientistas como o suíço Fritz Zwicky (1898-1974) e a americana Vera Rubin (1928-2016) mostraram que a distribuição e o movimento das galáxias que conseguimos observar da Terra só fazem sentido quando se postula a existência de uma grande quantidade de matéria oculta “recheando” o espaço em torno delas. Para entender como as observações de Zwicky e Rubin acabaram revelando isso, podemos pensar no processo que permite que um foguete escape da Terra e enfim chegue ao espaço. Para que isso aconteça, tal foguete precisa alcançar uma velocidade que seja suficiente para contrabalançar a atração gravitacional exercida pela própria Terra. Sabemos calcular esse número, é claro (do contrário seríamos incapazes de fabricar naves especiais bem-sucedidas): 11.200 metros por segundo, ou cerca de 40 mil quilômetros por hora.

Ocorre que, quando os cientistas começaram a analisar os detalhes de movimentos como a rotação de galáxias (no qual elas giram em torno de seus próprios centros), acabaram se dando conta de que a velocidade dessa rotação muitas vezes parecia ser alta demais – tão alta que pedaços das galáxias deveriam estar se desgarrando, mais ou menos como duas crianças que dão as mãos, começam a brincar de girar e rodam tão rápido que acabam se soltando e caindo sentadas no chão. A quantidade de matéria comum presente nas galáxias não parecia ser suficiente para que elas continuassem coesas do ponto de vista gravitacional. Contudo, se imaginarmos que, além da matéria ordinária, uma grande quantidade oculta de outro tipo de matéria também está presente nas galáxias observadas, a conta da atração gravitacional volta a fazer sentido e o tecido do Cosmos deixa de ser dilacerado – exatamente o que acontece no mundo real.

Se a rotação das galáxias não parece um motivo forte o suficiente para imaginar a existência de uma forma completamente desconhecida de matéria, é preciso lembrar que há outras evidências fortes da presença da matéria escura. Uma das mais importantes envolve as chamadas **lentes gravitacionais**, uma das consequências surpreendentes da teoria da relatividade de Albert Einstein. O físico alemão foi o responsável por mudar a maneira como os cientistas encaravam a gravidade. Para Einstein, podemos pensar nessa força da natureza como a ação de objetos muito maciços sobre o próprio tecido do espaço e do tempo. Imagine que o espaço nas vizinhanças do Sistema Solar, por exemplo, seja semelhante a um colchão macio. O que acontece quando você coloca uma pedra muito pesada ou uma bola de boliche em cima de um colchão como esse? Seu formato se distorce e ele afunda em volta do objeto pesado. O mesmo acontece com o espaço nas vizinhanças da grande massa do Sol: ele também “afunda”, fica distorcido, segundo a teoria da relatividade, e isso afeta até a trajetória da luz pelo Cosmos: se um raio de luz passa perto de um objeto de grande massa, ele adota uma trajetória curvada (basicamente porque o espaço que ele está atravessando ficou recurvo).

A ideia está longe de ser mera hipótese sem comprovação. Observações do espaço com telescópios mostraram que essa mudança na trajetória da luz ocasionada por corpos muito maciços realmente acontece. Digamos que a luz de uma estrela muito distante da Terra, antes de chegar até nós, precise passar perto de outra estrela ou galáxia com massa elevada. Nesse caso, a imagem do objeto original fica distorcida, mais ou menos como se uma lente tivesse sido colocada na frente dele, mudando a trajetória da luz, de maneira similar aos efeitos produzidos pelas lentes dos nossos óculos – daí, portanto, a expressão “lente gravitacional”. A existência de grandes quantidades de matéria escura é capaz de produzir o mesmo efeito. É como se não conseguíssemos ver um fantasma, mas, mesmo assim, a presença dele entre nós e uma pessoa conhecida distorcesse a imagem dessa pessoa captada pelos nossos olhos. Esse, portanto, é mais um argumento forte em favor da existência desse tipo de matéria.

O que ainda é só hipótese, no entanto, é a natureza exata da matéria escura. Uma das ideias mais populares hoje entre os físicos é a de que existiriam partículas desse tipo de matéria, conhecidas como **WIMPs** (sigla inglesa de “partículas com massa fracamente interativas”). Como a sigla e a lógica do que vimos até agora deixam claro, tais partículas *precisam* ter massa, já que interagem com o resto da matéria do Universo por meio da gravidade. Imagina-se, inclusive, que sua massa seria maior que a das partículas de matéria ordinária. Além disso, muitos físicos também propõem que elas seriam capazes de interagir com partículas normais por meio da chamada **força nuclear fraca**. Ela é uma das forças fundamentais do Universo (ao lado das mais conhecidas gravidade e eletromagnetismo, por exemplo), responsável pelos processos que levam ao decaimento radioativo de certos átomos maciços, que acabam dando origem a átomos menos pesados, como vimos nos capítulos anteriores. Caso a interação das WIMPs com o resto da matéria por meio da força nuclear fraca realmente estiver acontecendo, talvez seja possível detectar essas partículas hipotéticas indiretamente por meio de observações do núcleo de galáxias, locais muito energéticos que emitem grande quantidade de material espaço afora de tempos em tempos. Outra possibilidade são os experimentos em grandes

aceleradores de partículas na própria Terra, embora a busca por WIMPs dentro deles ainda não tenha produzido frutos. De qualquer maneira, seria impossível encaixar essas criaturas exóticas na Tabela Periódica, a começar pelo fato de que certamente não possuem prótons, nêutrons e elétrons. Muito provavelmente não existe nenhum equivalente da tabela que conhecemos no caso da matéria escura.

Calcula-se que 85% do total de matéria no Universo corresponda ao conjunto da matéria escura. Mas ainda assim isso é pouco: juntos, os dois tipos de matéria que existem corresponderiam a menos de 30% do conteúdo do Cosmos, ou seja, a soma de toda a matéria e energia. As pesquisas cosmológicas mais recentes indicam que mais de 70% dessa conta equivale ao que os físicos chamam de **energia escura**, responsável por fazer com que nosso Universo continue a se expandir num ritmo acelerado.

Mais uma vez, é preciso ressaltar que a detecção do papel da energia escura na expansão cósmica foi feita de modo indireto. Para saber que o Universo está se expandindo, uma das ferramentas mais importantes é a observação do brilho de um dos tipos de supernova, que funciona como o que os astrônomos chamam de **vela-padrão**, ou seja, um tipo de estrela cuja luminosidade real é bem conhecida e padronizada. No caso das velas-padrão, é possível usar uma relação bem conhecida entre a luminosidade aparente da estrela e a distância em relação ao observador. Eis a relação, do ponto de vista matemático: ela diminui conforme o inverso do quadrado da distância. Ou seja, se a distância entre a estrela e o observador dobra de tamanho, a luminosidade aparente passa a ser apenas um quarto do que era. Colocando o cenário em números mais claros: se a estrela em questão fosse uma lâmpada de 8 watts e, de uma distância de 1 km do observador, passasse a ficar a 2 km dele (o dobro), sua luz pareceria ser de apenas 2 watts (um quarto).

Essas contas ajudam os cientistas a ter uma ideia clara da distância real entre a Terra e estrelas muito longínquas; portanto, isso também ajuda a estimar o tamanho do Universo. Mas como saber que ele está se expan-

dindo? Observando “desvios” na luz dessas estrelas que são velas-padrão. Trata-se da forma luminosa do efeito Doppler, o mesmo que todos nós já experimentamos ao ouvir a sirene de um carro de polícia vindo na nossa direção. Quando a sirene está chegando perto, o som parece mais agudo; quando se afasta, parece mais grave. Isso acontece porque as ondas sonoras são afetadas pelo movimento, como se recebessem um “empurrão” dele. Quando se aproximam, elas são “espremidas” (o que corresponde ao som agudo); quando se afastam, são “esticadas” (som grave).

Algo muito parecido acontece com a luz das estrelas. Tal luz também se comporta como ondas e é influenciada pelo efeito Doppler. Estrelas que estão se afastando de nós ficam com luz mais próxima do vermelho no espectro luminoso – é o chamado **desvio para o vermelho**. Caso a estrela esteja se aproximando da Terra (ou de observadores em outros locais do Universo, caso existam), sua luz fica mais próxima do azul, no dito **desvio para o azul**. Em resumo, os astrônomos verificaram que há um grande predomínio do desvio para o vermelho, o que indica que estrelas e galáxias estão se afastando de nós – expansão cósmica, portanto. E a comparação entre estrelas mais próximas e mais distantes sugere ainda que esse processo ficou mais acelerado a partir da segunda metade do tempo de existência do Universo até agora. A energia escura seria a responsável por esse empurrão, graças a propriedades como uma espécie de **gravidade repulsiva**. Ou seja, em vez de levar objetos atraírem uns aos outros, como a gravidade que conhecemos, a energia escura faria com que eles se afastassem. Muitos físicos traçam analogias entre essa propriedade e a força que levou à expansão inicial do Universo no Big Bang.

As implicações dessas descobertas, e mesmo suas bases, ainda precisam ser esmiuçadas e compreendidas, um trabalho que muito provavelmente ocupará gerações de cientistas. O paradoxo da Tabela Periódica é que sua disposição representa, ao mesmo tempo, um triunfo da nossa capacidade de investigar o Universo e uma medida da imensa ignorância que ainda temos de enfrentar acerca da natureza do Cosmos. Ainda temos um oceano do desconhecido a explorar – e isso, claro, é uma ótima notícia. ■



Atividade sugerida

Recomenda-se a realização da presente atividade antes da aula teórica sobre o tema do capítulo. Numa sacola, reúna uma boa quantidade de objetos de diferentes formas, tamanhos e texturas, com cuidado para que nenhum deles possa machucar as mãos durante o manuseio. Coloque uma venda nos participantes da atividade e peça

que eles manuseiem um objeto escolhido ao acaso, tentando observar detalhes de seu formato e textura apenas com o tato.

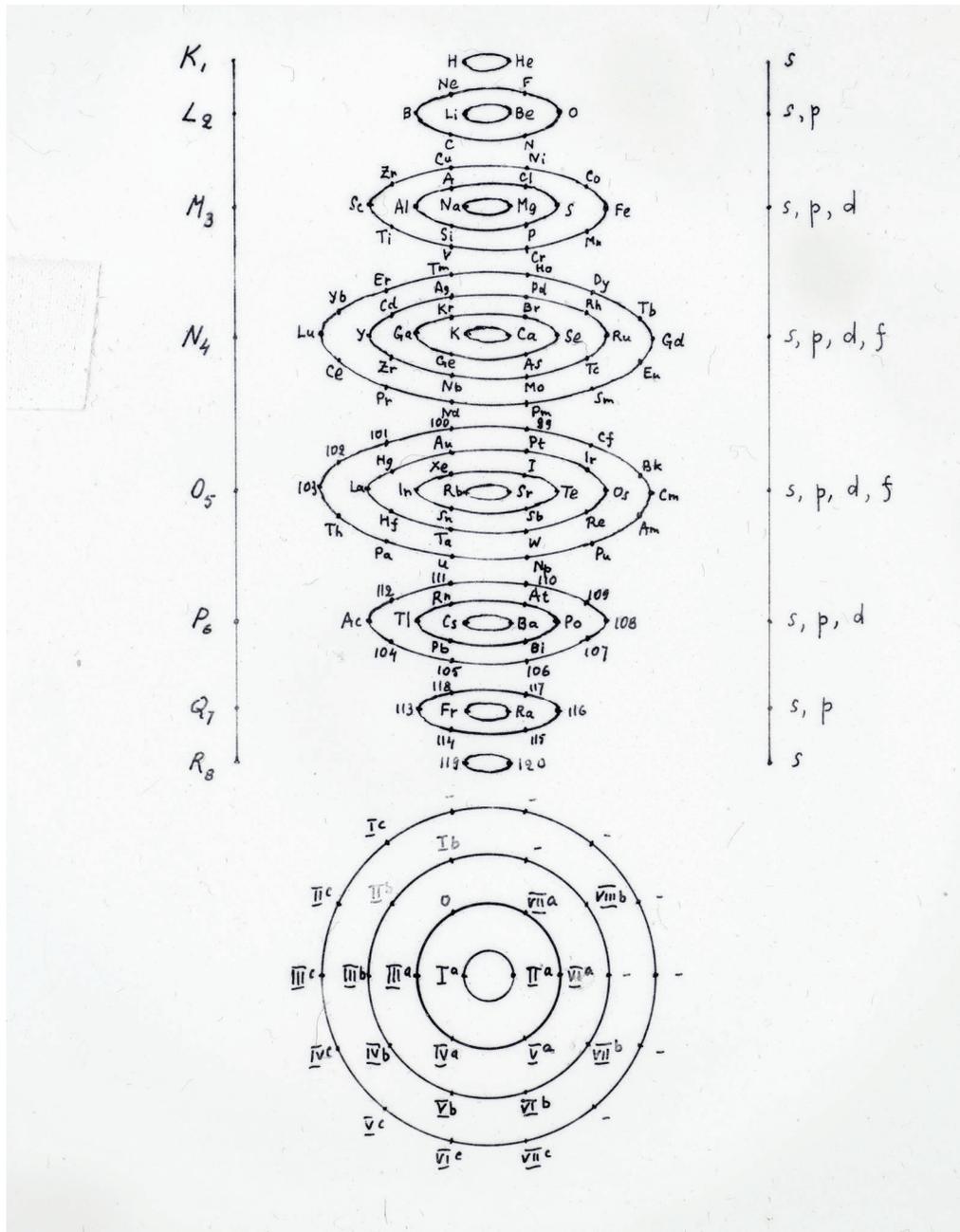
Guarde o objeto manuseado, retire a venda e peça para que o participante desenhe o objeto com base nas informações que obteve pelo toque. Depois, compare o desenho com o objeto real.

Resultado da atividade

Tente resumir o que é possível aprender com esse tipo de experiência tátil, primeiro pedindo as opiniões da turma sobre o processo. A conclusão geral para os participantes pode ser a seguinte: “O que sabemos sobre um objeto depende sempre das ferramentas que usamos para tentar obter informações sobre ele. Muito do que estamos descobrindo sobre a natureza do Universo depende do uso de ferramentas indiretas para analisá-lo, porque não temos como enxergar tudo o que existe diretamente. Hoje, vamos falar de partículas e forças que não podem ser observadas, mas que podemos investigar de outras maneiras.”

1943 | Tabela periódica de círculos concêntricos espaciais em oito planos

G. Haenzel e Edward G. Mazurs: círculos e letras indicam camadas e subcamadas de elétrons dos elementos



epílogo

eP

79-81

EPÍLOGO

As bases materiais do nosso cotidiano foram transformadas profundamente pelo conhecimento que a Tabela Periódica reúne, de forma cômoda e relativamente simples de entender, numa única folha de papel. Basta olhar à sua volta para constatar isso. O teclado de computador onde este epílogo está sendo escrito agora, a tela onde o texto vai aparecendo em tempo real, as lâmpadas de LED que iluminam o ambiente, a cadeira, as roupas, os tênis nos pés: tudo isso e muito mais só existe graças a processos industriais que manipulam combinações de elementos químicos de um jeito que nossos ancestrais da época anterior a Mendeleev jamais sonhariam ser possível. Há um abismo imenso entre o mundo de madeira, ferro e carvão do século 19, de um lado, e o mundo de silício e plástico no qual vivemos hoje, e a ponte entre os dois mundos foi *entender* como funciona a química – e, portanto, as interrelações que colocam os elementos numa única tabela.

A escolha do verbo – “entender”, caso você não tenha reparado apesar do uso do itálico acima – não é casual. Acontece que, na grande maioria dos casos, nós não chegamos aos objetos e tecnologias do século 21 porque alguém já sabia, cem anos atrás ou mais, que smar-

tphones e carros elétricos seriam coisas interessantes e úteis e por isso se pôs a desenvolvê-los passo a passo. Na verdade, o desenvolvimento de tais tecnologias se tornou possível **como subproduto do conhecimento científico básico**. Ou seja, as coisas começaram com pessoas curiosas, munidas das ferramentas do método científico, que queriam entender como as reações químicas funcionavam, qual era a natureza dos elementos e dos átomos etc. E só depois que esse conhecimento básico já estava dominado é que aplicações práticas, com valor econômico e social, acabaram aparecendo e se consolidando. Um exemplo simples: as primeiras observações da radioatividade, na virada do século 19 para o 20, pareciam apenas revelar fenômenos físicos e químicos extremamente interessantes e curiosos. Ninguém fazia ideia de que um dia elementos químicos radioativos seriam usados para tratar câncer, iluminar cidades – ou destruir cidades inteiras. Mas uma coisa jamais aconteceria sem a outra.

Temos todas as razões do mundo para acreditar que o que aconteceu no passado vai continuar acontecendo no futuro. Ou seja: o único caminho para que continuemos a resolver os desafios do cotidiano é manter nossa curiosidade científica o mais aberta possível. Se entendermos melhor o Universo, acharemos maneiras de usar suas leis a nosso favor. E isso vale inclusive para os problemas que o próprio conhecimento científico e suas aplicações tecnológicas podem trazer. Não é segredo para ninguém que o tremendo sucesso industrial da civilização humana está soterrando cidades, florestas, rios e mares com lixo de todo tipo, de carcaças de computadores a fragmentos microscópicos de plástico, sem falar nos gases-estufa como o CO₂ (dióxido de carbono), que emporcalham nossa atmosfera e já estão alterando perigosamente o clima. Bem, não há esperança alguma de sairmos desse atoleiro sem o conhecimento científico.

Usar as ferramentas da ciência para enfrentar nossos desafios práticos e existenciais tem ainda outra imensa vantagem: o método científico não está nem aí para quem você é – no melhor sentido da expressão. Trata-se de uma das pouquíssimas linguagens universais que temos à nossa disposição. Do ponto de vista da ciência, não importa qual é a cor da sua pele,

o dinheiro na sua conta bancária, sua religião, seu gênero ou o seu time de futebol. O que importa é o método: formular **hipóteses** claras; tentar derrubá-las com **métodos experimentais e de observação**; transformar as hipóteses que sobrevivem a esse teste em teorias capazes de explicar o que você observou e trazer **previsões** sobre seus experimentos; **comunicar** esses resultados ao mundo da forma mais honesta e aberta possível, de maneira que outras pessoas possam **replicar** seus resultados (e **refutá-los**, se for o caso). Trata-se de um método, portanto, que está aberto a literalmente qualquer pessoa.

Isso, pelo menos, é o que *deveria* acontecer, ainda que nem sempre aconteça ou tenha acontecido. Não é possível isolar totalmente o conhecimento científico da sociedade que o produz, o que significa que a imparcialidade e generosidade que deveriam ser inerentes à ciência ainda não acolhem a todos, e a situação já foi ainda pior no passado. Até o fim do século 19, por exemplo, a aventura da descoberta dos elementos químicos parecia ser um passatempo exclusivamente masculino. Mas as coisas começaram a mudar lentamente graças a figuras como a polonesa Marie Sklodowska Curie (1867-1934), a primeira pessoa e a única mulher a ganhar o Prêmio Nobel duas vezes (nas áreas de física e química) por seu trabalho com a radioatividade – termo, aliás, cunhado por ela. Curie ajudou a descobrir dois elementos, o polônio e o rádio. Mas nem o Nobel é capaz de evitar completamente as opiniões preconceituosas. Quando a alemã naturalizada americana Maria Goeppert Mayer (1906-1972) ganhou o prêmio por descobertas sobre a configuração do núcleo atômico, um jornal de San Diego, na Califórnia, onde ela vivia, estampou em sua primeira página a seguinte manchete: “Mãe de San Diego ganha o Prêmio Nobel”. Haja paciência.

As dificuldades do passado deveriam ser um estímulo para que trabalhe-mos cada vez mais, no presente e no futuro, em favor da inclusão de todas as pessoas na aventura da ciência. A sobrevivência e o bem-estar de todos os que estão vivos hoje ou viverão no futuro dependem dessa abertura à diversidade, porque a ciência é essencialmente coletiva: quanto mais cabeças funcionando, melhor. ■

para saber mais

ps

82

PARA
SABER
MAIS

ALDERSEY-WILLIAMS, Hugh. **Histórias periódicas**. Rio de Janeiro: Record, 2013.

GRAY, Theodore. **Os elementos: uma exploração visual dos átomos conhecidos no Universo**. São Paulo: Blucher, 2011.

KEAN, Sean. **A colher que desaparece: e outras histórias reais de loucura, amor e morte a partir dos elementos químicos**. Rio de Janeiro: Zahar, 2011.

SACKS, Oliver. **Tio Tungstênio**. São Paulo: Companhia das Letras, 2011.

STRATHERN, Paul. **O sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da química**. Rio de Janeiro: Zahar, 2002.

Site Tabela Periódica.org:
www.tabelaperiodica.org/

C6 Bank
São Paulo
21.nov.2019

A Tabela Periódica é um dos maiores triunfos da ciência moderna. Todos os elementos químicos do Universo estão identificados numa única folha de papel, organizados de tal modo que suas características básicas e as relações entre eles podem ser decifradas. Este livro, com capítulos teóricos e atividades práticas que acompanham cada um deles, tem o objetivo de ajudar professores e alunos a entender a lógica profunda da tabela e a compreender como o método científico é uma ferramenta indispensável para desvendar como o mundo funciona.

Reinaldo José Lopes | Jornalista de ciência nascido e criado em São Carlos (SP). É formado em jornalismo pela Universidade de São Paulo e mestre e doutor em Estudos Linguísticos e Literários em Inglês pela mesma universidade. Foi editor de ciência na Folha de S.Paulo e hoje é colunista no mesmo jornal. Em 2017, venceu o prêmio José Reis, o mais importante no país na área de divulgação científica. É autor de nove livros, entre os quais “1499: O Brasil Antes de Cabral” (2017) e “Darwin Sem Frescura” (2019).

Luís Roberto Brudna Hölzle | Professor de química nascido em Ijuí (RS). Tem graduação, mestrado e doutorado em química pela Universidade Federal do Rio Grande do Sul. Realizou pós-doutorado em eletroquímica na França pela Université de Paris XI. Atualmente, é associado da Universidade Federal do Pampa. Na área de divulgação científica, atua nos projetos Em Síntese (www.emsintese.com.br) e TabelaPeriódica.Org (www.tabelaperiodica.org), entre outras iniciativas de divulgação da química.

ISBN 978-65-901991-0-2



9 786590 199102