

Os Fullerenos



e sua espantosa geometria molecular

Romeu C. Rocha-Filho

A seção “Atualidades em química” procura apresentar assuntos que mostrem como a química é uma ciência viva, seja com relação a novas descobertas, seja no que diz respeito à sempre necessária redefinição de conceitos. Este artigo fala da história e das repercussões da descoberta de novas formas alotrópicas moleculares do carbono, uma delas no formato de uma bola de futebol.

► fullerenos, alótropos do carbono, prêmio Nobel ◀

O Prêmio Nobel de Química de 1996 foi outorgado aos três químicos que descobriram os fullerenos: o inglês Harold W. Kroto (Universidade de Sussex, em Brighton, Inglaterra) e os americanos Robert F. Curl e Richard E. Smalley (Universidade de Rice, em Houston, Texas, EUA). Em 1985, eles relataram a descoberta de mais uma forma alotrópica de carbono, sendo a primeira molecular: o buckminsterfullereno (C_{60}). O anúncio da descoberta dessa molécula em forma de bola de futebol foi recebido com um misto de ceticismo e euforia pela comunidade científica internacional. Mas, a partir de 1990, uma vez encontradas maneiras de preparar fullerenos em quantidades macroscópicas, eles se tornaram objeto de uma área de pesquisa muito ativa.

Até 1985, eram conhecidas seis formas cristalinas do elemento carbono (Quadro 1), ou seja, dois tipos de grafite (α e β), dois tipos de diamante, a caoita e o carbono(VI), estas últimas descobertas em 1968 e 1972, respectivamente. Os fullerenos são formados quando carbono vaporizado se condensa numa atmosfera de gás inerte (hélio); a vaporização do carbono pode ser feita, por exemplo, com lasers ou com arcos voltaicos usando eletrodos de grafite. Os átomos de carbono vaporizados são misturados ao hélio e se combinam para formar agregados moleculares que podem reunir

alguns poucos átomos ou até centenas deles.

Descoberta acidental

Na metade da década de 70, Harold Kroto se interessou pelo estudo mecânico-quântico de certas cadeias carbônicas moleculares, as políneas ($\text{--C}\equiv\text{C--C}\equiv\text{C--}$). Para estudá-las, ele sintetizou cianopolíneas (um exemplo é a molécula $\text{H--C}\equiv\text{C--C}\equiv\text{C--C}\equiv\text{N}$, HC_5N) e mediu suas frequências rotacionais por meio de espectroscopia na faixa de microondas. Esses estudos coincidiram com avanços na detecção de moléculas no espaço por meio da radioastronomia, o que levou Kroto e colegas a detectar HC_3N no espaço; posteriormente também foram detectadas as moléculas HC_7N , HC_9N e HC_{11}N . Kroto, surpreso com os resultados, apontou as estrelas gigantes vermelhas frias como as prováveis fontes dessas moléculas e especulou que sua formação poderia ocorrer por meio de alguma simbiose entre a química de reações em cadeia e a de pós, talvez relacionada à da formação de fuligem.

Nessa época, Kroto tinha um sonho: reproduzir na Terra as condições estelares de síntese dessas moléculas e, então, possivelmente, determinar quais eram as responsáveis por diversos espectros não identificados na luz proveniente do espaço interestelar. Para Kroto, a realização desse sonho pa-

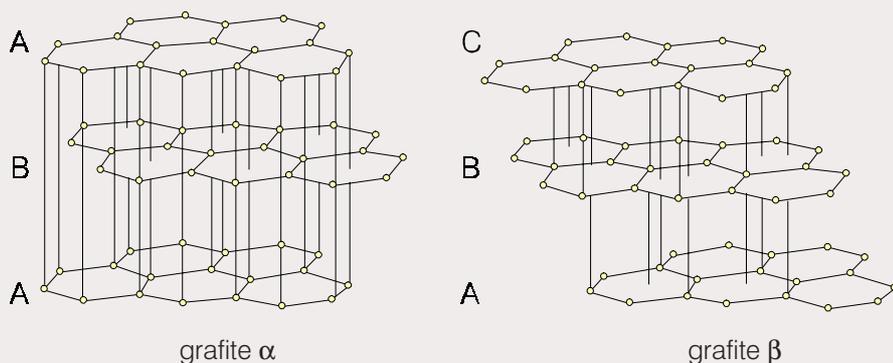
recia distante até que, por intermédio do amigo Robert Curl, soube que para tal poderia ser usado um aparelho desenvolvido por Richard Smalley, um colega de Curl. Ele e colaboradores tinham desenvolvido, na Universidade Rice, uma técnica poderosa em que um laser vaporizava (a temperaturas superiores a dez mil graus Celsius) átomos de um material refratário (um metal, por exemplo) num jato pulsado de hélio, no qual os átomos se reagregavam formando aglomerados que eram, então, resfriados por uma expansão supersônica, arranjados num feixe e detectados por espectrometria de massa. Kroto, vendo nessa técnica a possibilidade de simulação da química estelar do carbono, propôs imediatamente um trabalho de colaboração. Curl contou a Smalley o interesse de Kroto e, como resultado, no dia 1º de setembro de 1985, Kroto chegou ao laboratório de Smalley para iniciar com ele e Curl experimentos de vaporização de carbono.

Contando com a colaboração dos estudantes de pós-graduação Sean C. O'Brien e James R. Heath, eles logo obtiveram as moléculas mais simples de políneas que Kroto já havia estudado. A seguir, com a continuação dos experimentos, Kroto percebeu que em quase todos eles aparecia uma molécula com 60 átomos de carbono. Como isto foi verificado sistematicamente por O'Brien e Heath, os cinco pesquisadores se perguntaram qual seria a estrutura molecular que dava tanta estabilidade a essa molécula. Inicialmente pensaram que sua forma mais provável seria a de planos de átomos de carbono dispostos em vértices de hexágonos, como é o caso da grafite, de cuja vaporização a molécula fora obtida. Kroto, no entanto teve outra idéia: grande admirador do arquiteto americano Richard Buckminster Fuller, idealizador dos famosos

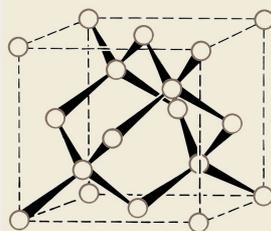
Quadro 1: As formas alotrópicas do carbono

O carbono pode existir em pelo menos seis formas cristalinas de cadeias carbônicas infinitas: grafites α e β , diamante, lonsdaleita (diamante hexagonal), caoita e carbono(VI), das quais a grafite α (hexagonal) é a mais estável a temperaturas e pressões normais. Essas formas alotrópicas diferem ou no ambiente de coordenação dos átomos de carbono ou na seqüência de empacotamento de camadas na rede cristalina; essas diferenças determinam importantes diferenças nas propriedades físicas e químicas dos alótropos.

Como mostrado abaixo, as grafites α e β , ambas formadas por redes hexagonais planares de átomos de carbono, diferem somente no arranjo das camadas: seqüência ...ABAB... na α e ...ABCABC... na β . Elas podem ser interconvertidas por moagem ($\alpha \rightarrow \beta$) ou por aquecimento acima de 1 025 °C ($\beta \rightarrow \alpha$). A densidade ideal da grafite é 2,266 g/cm³, mas varia de 2,23 g/cm³, no coque de petróleo, até 1,48 g/cm³, no carvão ativo.



No diamante, cada átomo de carbono está rodeado tetraedricamente por quatro vizinhos eqüidistantes, resultando numa célula unitária cúbica, como mostrado ao lado. A lonsdaleita, uma forma muito rara de diamante hexagonal, foi encontrada pela primeira vez no Meteorito do Canyon Diablo, Arizona, em 1967 (ela pode ser preparada por aumento de pressão, a partir de grafite α); nela, apesar de cada carbono ser tetraédrico, o arranjo dos tetraedros é tal que a estrutura é hexagonal, em vez de cúbica. A densidade do diamante é 3,514 g/cm³ e a da lonsdaleita foi calculada como sendo 3,51 g/cm³.



A caoita, um alótropo branco, foi encontrado em gnaiss grafítico, na cratera de Ries, na Bavária, em 1968. Pode ser sintetizada artificialmente como dendritas brancas de simetria hexagonal pela sublimação de grafite pirolítica, em condições de alta temperatura e baixas pressões. O carbono(VI), um alótropo hexagonal, foi obtido em 1972 juntamente com a caoita, quando carbonos grafiticos foram aquecidos em uma atmosfera de argônio. Até alguns anos atrás, a estrutura da caoita e do carbono(VI) não tinham sido determinadas, mas pareciam estar baseadas em cadeias poliínicas ($\text{--C}\equiv\text{C--C}\equiv\text{C--}$). Esses alótropos são mais resistentes a oxidação e redução que a grafite e suas propriedades são mais próximas às do diamante. A densidade da caoita foi calculada como sendo 3,43 g/cm³ e a do carbono(VI) é $>2,9$ g/cm³.

Os fulerenos são alótropos moleculares do carbono, existindo numa enorme gama. O número de átomos de carbono numa molécula fullerênica pode variar de 60 a milhares, formando hexágonos e exatamente 12 pentágonos. À medida que o número de hexágonos fica maior que 20 (caso do C₆₀), a estabilidade da molécula diminui, pois os pentágonos ocupam posições cada vez mais tensionadas e portanto mais suscetíveis a ataques químicos. A densidade do buckminsterfulereno (C₆₀) é 1,65 g/cm³.

domos geodésicos obtidos a partir de faces hexagonais encurvadas graças à combinação com pentágonos (um exemplo muito conhecido é o pavilhão americano na EXPO67, em Montreal), sugeriu aos colegas que a molécula poderia ter uma estrutura redonda como a dos domos. Já na véspera do retorno de Kroto para a Inglaterra, Smalley, usando papel, tesoura e fita adesiva, passou uma noite toda tentando definir a estrutura do C₆₀; foi quando obteve um poliedro de 32 faces (20 hexagonais e 12 pentagonais, vide Quadro 2), facilmente reconhecível por nós brasileiros: o formato de uma bola de futebol oca. Decidiram imediatamente batizar o C₆₀ com o nome de buckminsterfulereno e, no dia 12 de setembro de 1985, enviaram um artigo relatando a descoberta à revista *Nature*, que o recebeu no dia 13 de setembro e o publicou no número de 14 de novembro (vol. 318, p. 162).

Visando um maior conhecimento do buckminsterfulereno, Curl, Kroto e Smalley continuaram a investigar o C₆₀, usando a técnica de vaporização de carbono com um laser num jato pulsado de hélio. A injeção nesse jato de gases como hidrogênio (H₂), óxido nítrico (N₂O), dióxido de enxofre (SO₂), oxigênio (O₂), monóxido de carbono (CO) ou amônia (NH₃) mostrou que o C₆₀ era extremamente estável, não reagindo com nenhum deles. O mesmo ocorria com todos os outros aglomerados com um número par de átomos de carbono, desde 40 até 80 (limite superior de detecção do espectrômetro de massa utilizado), indicando que eles também formavam moléculas com estruturas fechadas semelhantes a gaiolas.

Experimentos de vaporização de grafite ensopada com cloreto de lantânio levaram à obtenção do íon C₆₀La⁺. Como o átomo de lantânio não podia ser separado do C₆₀ nem mesmo por irradiação laser intensa, concluiu-se que ele deveria estar dentro da 'gaiola'. A possibilidade de produzir aglomerados contendo átomos metálicos levou ao que se denominou de experimentos de 'enclivamento-empacotamento'. Esses íons foram presos a uma armadilha magnética e submetidos a pulsos de laser, descobrindo-se que o feixe laser causava o enclivi-

mento da gaiola de carbono em dois átomos por vez: esse encolhimento só cessava quando a pressão sobre o átomo metálico se tornava excessiva. Nesse ponto, a casca já encolhera de modo a envolver exatamente o átomo metálico; para o $C_{60}Cs^+$ esse tamanho era $C_{48}Cs^+$, e para o $C_{60}K^+$ era $C_{44}K^+$.

A obtenção de quantidades macroscópicas de fulerenos

Ao final da década de 80, as evidências eram bastante fortes quanto à existência do C_{60} e outros fulerenos. Entretanto, a técnica de vaporização com um laser num jato pulsado de hélio produzia quantidades muito pequenas de fulerenos, o que não permitia seu isolamento. Nos poucos anos desde a proposição do C_{60} , muitas foram as tentativas de obter um método de síntese dessa molécula em quantidades isoláveis. Por fim, a descoberta acabou sendo feita não por químicos, mas por físicos alemães e americanos.

Há muitos anos os físicos Wolfgang Krätschmer, do Instituto Max Planck de Física Nuclear, em Heidelberg, na Alemanha, e Donald R. Huffman, da Universidade do Arizona, em Tucson, nos EUA, e seus respectivos alunos, estudavam o pó interestelar, que supunham ser formado basicamente por partículas de carbono. Conseqüentemente, procuravam modelá-lo no laboratório por meio da vaporização de carbono e sua condensação no maior número de modos possíveis, sempre fazendo medidas espectroscópicas (afinal, quase tudo o que se conhece sobre pó interestelar decorreu de observações sobre como ele absorve e espalha a luz das estrelas). Em 1983, evaporaram grafite pelo aquecimento resistivo numa atmosfera de hélio; notaram que, a uma dada pressão de hélio (aproximadamente 1/7 de atmosfera), o pó absorvia fortemente comprimentos de onda na região do ultravioleta distante, gerando um espectro peculiar, com duas corcovas. Eles apelidaram-na de amostra “camelo” e se perguntaram o que significava.

Ao final de 1985, ao ler na *Nature* o artigo relatando a descoberta do C_{60} , Huffman se perguntou se a bola de futebol oca não poderia ser a causa da corcova dupla. Essa hipótese, con-

tudo, parecia boa demais para ser verdadeira; essa sensação e as dificuldades para repetir o experimento fizeram com que a questão fosse deixada de lado por algum tempo. Todavia, em 1989, Huffman e Krätschmer convenceram-se a examinar a hipótese do C_{60} como sendo a amostra “camelo”. Logo conseguiram reproduzir os resultados de 1983, mas dessa vez mediram a absorção pela amostra de radiação infravermelha (os comprimentos de onda que interagem com o movimento vibracional das moléculas). Cálculos teóricos disponíveis previam que, dos 174 modos de vibração do C_{60} , somente 46 seriam distintos e quatro deles apareceriam

na região do infravermelho. Surpreendentemente, a amostra “camelo” exibia quatro picos de absorção bem definidos no infravermelho, sendo que esses picos não ocorriam com outras amostras; isso indicava que C_{60} era abundante na amostra “camelo”. Após repetir os experimentos com grafite formada somente por carbono 13, quando verificaram deslocamento nas quatro bandas no infravermelho causado pela massa extra, perceberam que a melhor saída era seguir um ditado básico da química orgânica: *semelhante dissolve semelhante*. Se a amostra se dissolvesse em benzeno, isso apoiaria a previsão de aromaticidade para o C_{60} .

Quadro 2: Fulerenos e a lei de Euler para poliedros

Uma molécula de fulereno é um poliedro de átomos de carbono nos vértices, formado somente por faces pentagonais e hexagonais. No século 18, Leonhard Euler (1707-1783), matemático suíço, estudou as relações entre os números de arestas (A), vértices (V) e faces (F) de poliedros, tendo encontrado a seguinte relação simples entre eles:

$$\text{lei de Euler: } F + V = A + 2 \quad (1)$$

Por exemplo, no caso de um cubo, $F = 6$, $V = 8$ e $A = 12$.

No caso dos fulerenos, como cada átomo está ligado a três outros, em cada vértice há o encontro de três arestas (cada uma ligada a dois vértices); assim:

$$V = 2/3A \quad (2)$$

Substituindo-se esta relação na equação anterior, tem-se que:

$$F = 1/3A + 2 \quad (3)$$

O número de faces numa molécula fullerênica é:

$$F = P + H \quad (4)$$

onde P é o número de pentágonos e H o de hexágonos. Ao contar as arestas para todas as faces, sendo cada aresta compartilhada por duas faces, cada aresta é contada duas vezes; assim, numa molécula fullerênica:

$$A = 1/2(5P + 6H) \quad (5)$$

Substituindo-se as equações 4 e 5 na equação 3, encontra-se simplesmente o número de pentágonos numa molécula fullerênica:

$$P = 12$$

Isto significa que a lei de Euler não impõe qualquer restrição quanto ao número de hexágonos nas moléculas fullerênicas, e que elas sempre têm exatamente 12 pentágonos.

Usando as relações acima, é possível deduzir que o C_{540} (540 vértices!) tem 810 arestas e 272 faces (260 hexagonais e 12 pentagonais).

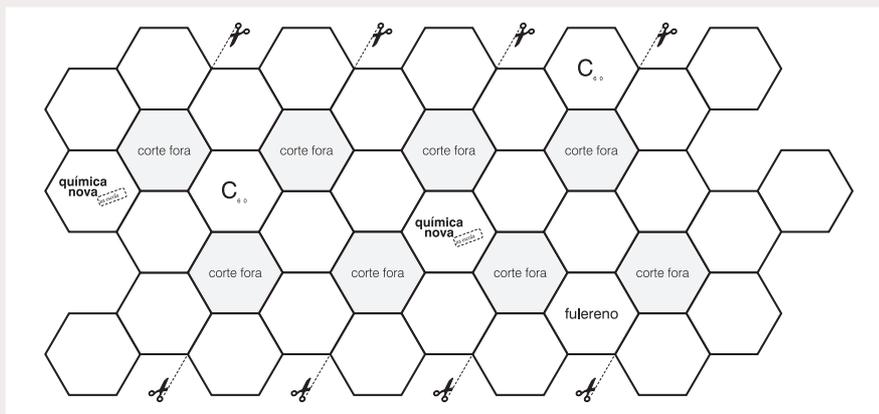
Empiricamente, encontrou-se que C_{60} (32 faces) e C_{70} (37 faces) são os menores fulerenos suficientemente estáveis, os quais correspondem às duas menores estruturas possíveis em que todas as 12 faces pentagonais estão isoladas uma da outra. Daí a *regra do pentágono isolado*, que afirma que o isolamento entre as 12 faces pentagonais é um requisito para a estabilidade de uma molécula fullerênica; até agora, não se conhece exceção a esta regra.

No caso do C_{60} , cada pentágono está rodeado por um colar de cinco hexágonos. Se o número desses colares ao redor de cada pentágono for aumentado para 2, 3 ou mais, obtém-se uma família de fulerenos gigantes que começa com C_{240} e C_{540} (a família é dada por C_{60n^2} , onde $n = 1, 2, 3$ etc.). Essas moléculas, à medida que se tornam maiores, ficam menos esféricas.

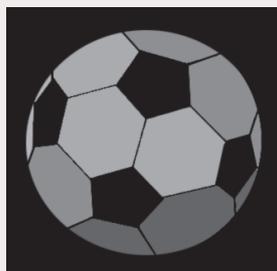
Quadro 3: Como construir um modelo da molécula de C_{60}

Embora seja um poliedro de 20 faces hexagonais e 12 pentagonais, o C_{60} pode ser visualizado como constituído de 12 pentágonos igualmente distribuídos pela superfície de uma esfera, cada um conectado a seus cinco vizinhos por uma ligação-ponte; essas pontes geram os 20 hexágonos. Se os pentágonos forem realçados, essa simetria molecular pode ser melhor visualizada; isto pode ser feito deixando os pentágonos como buracos.

Um modelo da molécula de C_{60} pode ser facilmente construído somente a partir de papel marcado hexagonalmente e com buracos apropriadamente distribuídos, como mostrado:



Primeiramente recorte as linhas e os hexágonos indicados. A seguir, recorte todo o contorno da figura. Usando cola, sobreponha os hexágonos vizinhos separados pelos cortes (cola de bastão facilita seu trabalho); note que os hexágonos recortados tornam-se pentágonos. À medida que os hexágonos forem sendo sobrepostos a estrutura polidradal do C_{60} , uma bola de futebol, surge naturalmente. [adaptado do *J. Chem. Educ.*, vol. 69, nº 8, p. 610, 1992]



Assim, em maio de 1990, Krätschmer e seu aluno Konstantinos Fostiropoulos, em Heidelberg, adicionaram cuidadosamente algumas gotas de benzeno à amostra "camelo" e obtiveram uma solução avermelhada, a primeira solução de fulerenos já vista. Entusiasmados com o resultado, telefonaram para seus colaboradores Huffman e Lowell Lamb, no Arizona, que imediatamente reproduziram o experimento. A comunicação diária de novos resultados continuou. Evaporaram o solvente e obtiveram pequenos cristais que se redissolviavam facilmente. Análises espectrográficas diversas e de difração de raios X comprovaram a estrutura de bola anteriormente prevista para o C_{60} .

A técnica de Krätschmer e Huffman para a obtenção de quantidades macroscópicas de C_{60} deflagrou em todo o mundo a realização de um enor-

me número de pesquisas com os fulerenos. Essa técnica leva à produção de uma mistura extraível de fulerenos, composta aproximadamente por 75% de C_{60} (a bola de futebol), 23% de C_{70} (a bola de rugby) e por um bom número de fulerenos maiores. Já em agosto de 1992, o *Journal of Chemical Education* publicava artigos relatando como produzir fulerenos em laboratórios de graduação.

Propriedades e possíveis aplicações dos fulerenos

A produção de quantidades macroscópicas de fulerenos foi conseguida há menos de seis anos, portanto ainda não existem aplicações práticas para eles. Entretanto, suas propriedades vêm sendo estudadas utilizando uma enorme gama de técnicas, e algumas futuras aplicações vêm sendo vislumbradas, como por exemplo na

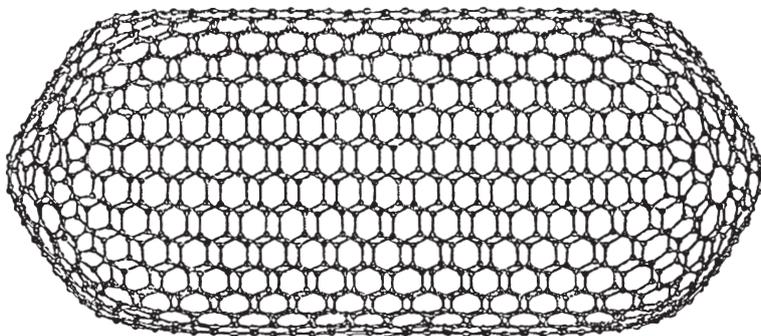
área de materiais.

Experimentos mostraram que o C_{60} tem propriedades eletroquímicas bastante interessantes. Até seis elétrons podem ser transferidos, reversivelmente, para uma molécula de C_{60} (mais recentemente este número foi aumentado para oito).

Os fulerenos são sólidos pretos; dissolvidos em solventes apropriados, formam soluções coloridas (C_{60} , magenta; C_{70} , vinho; C_{76} , amarelo/verde). A exploração de suas propriedades fotofísicas e eletroquímicas pode se provar útil. O C_{60} absorve luz visível, formando uma espécie excitada, $*C_{60}$. Essa espécie absorve mais luz (é mais preta) do que o C_{60} , o que significa que a solução de C_{60} funciona como um limitador ótico (materiais que limitam a intensidade de luz transmitida a um valor máximo, convertendo em calor a luz em excesso). Se filmes finos de C_{60} puderem ser depositados sobre vidro e se comportarem como limitadores óticos, ele poderá ser usado para proteger equipamentos sensíveis (inclusive o olho humano) de superexposições acidentais a raios de luz (de lasers, por exemplo).

A molécula excitada $*C_{60}$ também pode transferir sua energia extra para outras moléculas. Essa transferência para o O_2 atmosférico gera oxigênio excitado (em geral referido como singlete O_2), extremamente tóxico para tecidos vivos; assim, o C_{60} é potencialmente uma molécula bastante venenosa na presença de ar e luz, devendo ser manuseada com as devidas precauções. Alguns pesquisadores investigam a possibilidade de usar essa propriedade do C_{60} em remédios para o tratamento de algumas formas de câncer.

As moléculas quase esféricas de C_{60} empacotam-se num arranjo compacto do tipo cúbico de faces centradas. Esse arranjo tem lacunas tetraédricas e octaédricas entre as moléculas, nas quais átomos ou moléculas pequenas podem se intercalar. O mais interessante é que a intercalação de metais do grupo 1 torna o C_{60} um supercondutor (vide artigo sobre supercondutividade em *Química Nova na Escola* nº 3, p. 8). A mescla com potássio apresenta temperatura de transição para o estado de supercondutividade a 17 K (-256 °C); a com



Exemplo de um nanotubo.

rubídio, a 28 K (-245 °C), e a com cério a 33 K (-240 °C). As razões para esse comportamento são bastante complexas, mas estão relacionadas ao fato de os átomos metálicos cederem um elétron à molécula de C_{60} , formando sais especiais como $[Rb^+]_3[C_{60}^{3-}]$, nos quais os elétrons cedidos se movem como num metal.

Experimentos a pressões altíssimas (cerca de 250 mil atmosferas), feitos na expectativa de obtenção de uma fase metálica, levaram, para surpresa dos pesquisadores, à formação de diamante. Foi a primeira vez que se obteve diamante a temperatura ambiente. Comprovou-se que é mais fácil obter diamante a partir de C_{60} do que a partir de grafite; isso decorre do fato de os orbitais híbridos no C_{60} serem intermediários aos sp^2 , do grafite, e aos sp^3 , do diamante.

Nanotubos: fulerenos com outra estrutura

Em meados de 1991, meses após a publicação do método de síntese de quantidades macroscópicas de fulerenos, cientistas em todo o mundo pesquisavam diferentes aspectos dos fulerenos. No Laboratório de Pesquisas Básicas da NEC, em Tsukuba, no Japão, o cristalógrafo japonês Sumio Iijima, especialista em ciência do carbono, se perguntava se outros tipos de moléculas de carbono não seriam formados por esse método de síntese. Ao buscar respostas para sua indagação, Iijima fez uma pequena, mas crucial, modificação no método de síntese; em vez de deixar que os eletrodos de grafite entrassem em contato, deixou-os separados enquanto descargas elétricas faiscavam entre eles. Como esperado, fuligem se formou sobre

as paredes da câmara de síntese, mas também houve a formação de um depósito negro sobre o eletrodo negativo (catodo). A análise desse depósito negro ao microscópio eletrônico revelou a existência do que hoje se denomina nanotubos: tubos cilíndricos de diâmetros nanométricos, 'empacotados' um dentro do outro como se fossem bonecas russas, com as extremidades fechadas por 'hemisférios' fullerênicos. Cada tubo habitualmente consiste de dez a 20 camadas de átomos de carbono, seu diâmetro externo varia de 8 nm a 15 nm e o seu comprimento de dezenas de nanômetros até diversos micrometros. Em 1992, o físico-químico Thomas W. Ebbesen e o cientista de materiais Pulickel M. Ajayan, também no laboratório da NEC, usaram uma variação do método de descarga em arco voltaico para sintetizar gramas de nanotubos; já existem atualmente métodos para a síntese em quantidades macroscópicas de tubos solitários ou multiencapsulados.

As possíveis aplicações dos nanotubos também atraiu a atenção dos pesquisadores (só em 1995, mais de 180 artigos foram publicados sobre o assunto). Em 1993 e 1994, diversos métodos para abrir as pontas dos nanotubos foram relatados. Num deles, o material é agitado por algumas horas num béquer com ácido nítrico a cerca de 100 °C. O mesmo método, com a adição de nitratos, pode ser usado para preencher os nanotubos com uma variedade de óxidos metálicos; alguns desses óxidos podem ser reduzidos ao metal. Anteriormente, Ajayan e Iijima haviam conseguido depositar chumbo em nanotubos. Metaloproteínas também já foram imobilizadas em nanotubos (sonha-se com microeletro-

dos para biossensores). No momento, estão sendo investigadas as possíveis propriedades catalíticas desses nanotubos preenchidos com metais e óxidos metálicos.

Os nanotubos são especiais por três razões básicas. Primeiro, por poderem ser preenchidos com diferentes materiais. Em segundo, por suas propriedades mecânicas especiais; recentemente, Ebbesen e colaboradores mostraram que os nanotubos são flexíveis e muito mais resistentes que fibras de carbono. Finalmente, eles têm propriedades elétricas únicas, influenciadas por pequenas variações em suas estruturas; sonha-se com minúsculos circuitos elétricos feitos de nanofios. Por isso tudo, especula-se que os nanotubos poderão deixar para trás as bolas moleculares na corrida rumo ao mercado tecnológico. Alguns químicos sonham em realizar reações químicas dentro de nanotubos, numa escala em que as regras do jogo poderão ser outras.

Romeu C. Rocha-Filho é licenciado em química pela Universidade Federal de São Carlos (UFSCar), doutor em ciências (área de físico-química) pela USP e docente do Departamento de Química da UFSCar, em São Carlos - SP.

Para saber mais

REGUEIRO, Manuel N. Fulerenos: a nova fronteira do carbono. *Ciência Hoje*, v. 15, n. 87, p. 15-24, jan./fev. 1993.

GILSON H. M. Fulereño-60 e derivados platinafulereño-60. *Química Nova*, v. 18, n. 6, p. 592-596, nov./dez. 1995.

CURL Robert F., Richard E. SMALLEY. Fullerenes. *Scientific American*, p. 54-63, out. 1991.

CRANE, Jonathan. Buckyballs bounce into action. *Chemistry Review*, v. 4, n. 3, p. 2-8, jan. 1995. [cópias deste artigo podem ser fornecidas; basta enviar uma nota de R\$ 1,00 (custos de fotocópia e correio) para R. C. Rocha Fº, Dep. Química, UFSCar, 13565-905 S. Carlos - SP]

BALL, Philip. Through the nanotube". *New Scientist*, v. 151, n. 2037, p. 28-31, 6 jul. 1996.

BAGGOT, Jim. *Perfect symmetry: the accidental discovery of buckminsterfullerene*. Oxford: Oxford University Press, 1994.

ALDERSEY-WILLIAMS, Hugh. *The most beautiful molecule: an adventure in chemistry*. Londres: Aurum Press, 1995.

Na internet: <http://www.almaz.com/nobel/chemistry/1996b.html>.