

# iodo

Vanessa da Matta dos Santos e Júlio Carlos Afonso

Recebido em 11/02/2011, aceito em 04/04/2013



Número atômico	$Z = 53$
Massa molar	$M = 126,90 \text{ g/mol}$
Isótopos naturais	$^{127}\text{I}$ (100%)
Ponto de fusão:	$T_f = 113,8 \text{ }^\circ\text{C}$
Ponto de ebulição:	$T_e = 183 \text{ }^\circ\text{C}$
Densidade:	$4,93 \text{ g/cm}^3$

No início do século XIX, o químico francês Bernard Courtois (1777-1838) trabalhava na obtenção de sais de sódio e potássio a partir da queima de diversas algas abundantes ao largo do litoral da Normandia e da Grã-Bretanha, seguido de tratamento das cinzas com água. Por evaporação da solução, os sais NaCl, KCl e  $\text{K}_2\text{SO}_4$  eram obtidos nessa ordem. A solução residual continha cloretos, brometos, iodetos, carbonatos, sulfatos e produtos de redução desse último (polissulfetos, sulfitos, tiosulfatos). Courtois tratava essa solução com ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) para eliminar esses produtos de redução. Num dia do ano de 1811, ele acidentalmente adicionou mais ácido sulfúrico do que deveria e, para sua surpresa, surgiram vapores de coloração violeta e um odor irritante. Ao entrar em contato com superfícies frias, os vapores formavam de imediato cristais negros com um brilho metálico.

Após alguns experimentos, Courtois notou que a nova substância reagia com hidrogênio, fósforo e alguns metais e não reagia facilmente com carbono e oxigênio. A mistura da substância com amônia era explosiva. Ele suspeitou que houvesse um novo elemento. Seu laboratório não tinha boa infraestrutura e ele não dispunha de recursos financeiros para continuar suas investigações. Courtois pediu que Charles-Bernard Désormes (1771-1862) e Nicolas Clément (1779-1842) prosseguissem os trabalhos. Clément cedeu amostras a Louis-Joseph Gay-Lussac (1778-1850) e Humphry Davy (1778-1829). Em 1813 e 1814, os trabalhos publicados por Davy e Gay-Lussac indicavam que as propriedades do novo elemento eram semelhantes àquelas do cloro. O nome iodo (do grego *iodēs*, violeta) é uma alusão aos vapores do elemento. Tanto Gay-Lussac quanto Davy creditaram a Courtois a descoberta deste.

Estima-se que haja  $0,14 \text{ mg kg}^{-1}$  de iodo na crosta terrestre e cerca de  $0,05 \text{ mg L}^{-1}$  na água do mar. Dentre os halogênios, o iodo é o menos abundante depois do astato. Ele é obtido a partir de cinzas de algas marinhas (as quais contêm iodeto,  $\text{I}^-$ ) e das águas-mães do processamento do Salitre do Chile (as quais contêm iodato,  $\text{IO}_3^-$ ). O iodeto é oxidado a iodo eletroliticamente ou mediante aquecimento com dióxido de manganês ( $\text{MnO}_2$ ) em meio de ácido sulfúrico. Já os iodatos são reduzidos a iodo

mediante tratamento com hidrogenossulfito de sódio ( $\text{NaHSO}_3$ ). Ele pode ser purificado por sublimação, processo que pode ser repetido várias vezes, obtendo-se iodo de elevadíssima pureza. O Brasil não produz iodo, importando-o principalmente do Chile para suprir suas necessidades internas.

O iodo natural consiste de uma única espécie atômica,  $^{127}\text{I}$ . À temperatura ambiente, ele é um sólido com coloração cinza-violeta e brilho que lembra o dos metais. Ele já é perceptivelmente volátil à temperatura ambiente. Se aquecido rapidamente, o iodo acaba por sublimar (passar diretamente do estado sólido para o gasoso) à pressão atmosférica, propriedade essa compartilhada por poucas substâncias. Para obter o iodo na fase líquida (que é preto), é preciso aquecer lentamente o sólido.

O iodo é pouco solúvel em água (a solução saturada a  $25^\circ\text{C}$  contém  $0,0013 \text{ mol L}^{-1}$ ). A solução aquosa possui coloração castanha. A adição de iodeto de potássio aumenta a solubilidade do iodo devido à formação do íon tri-iodeto ( $\text{I}_3^-$ ). Na presença de amido, o iodo confere coloração azul característica. Em meio alcalino ( $\text{pH} > 9$ ), o iodo sofre desproporcionamento em íons iodeto e hipiodito ( $\text{IO}^-$ ). Esse último decompõe-se rapidamente em iodeto e iodato. O iodo é mais solúvel em solventes orgânicos, sendo a coloração da solução dependente da natureza do solvente: marrom para solventes com elevada polaridade (etanol, éter etílico etc.) e violeta para solventes de baixa polaridade (como clorofórmio, tetracloreto de carbono e dissulfeto de carbono). O iodo é diatômico, sendo as moléculas  $\text{I}_2$  livres nas soluções violetas e coordenadas nas soluções marrons.

Apesar de assemelhar-se em muitos aspectos ao flúor, cloro e bromo, o iodo é quimicamente muito menos ativo do que eles, sendo o halogênio de menor poder oxidante. Combina-se diretamente com alguns elementos (metais alcalinos, alcalino-terrosos, mercúrio, estanho, ferro, fósforo). Reage a quente com hidrogênio, formando iodeto de hidrogênio (HI), cuja solução aquosa (ácido iodídrico) corresponde a um hidrácido muito forte. Os iodetos, em geral, são solúveis em água. As soluções aquosas adquirem coloração marrom devido à lenta oxidação do íon  $\text{I}^-$  (incolor) pelo oxigênio do ar. Ele também é oxidado pelos íons  $\text{Fe}^{3+}$  e  $\text{Cu}^{2+}$  e pelos demais halogênios ( $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ), produzindo  $\text{I}_2$ . Em solução aquosa, o iodo também pode apresentar-se no estado de oxidação +5, correspondendo aos iodatos ( $\text{IO}_3^-$ ), e +7, representado pelos periodatos ( $\text{IO}_4^-$ , metaperiodato, e  $\text{IO}_6^{5-}$ , ortoperiodato, dentre outras formas).

A seção "Elemento químico" traz informações científicas e tecnológicas sobre as diferentes formas sob as quais os elementos químicos se manifestam na natureza e sua importância na história da humanidade, destacando seu papel no contexto de nosso país.



Figura 1: Aspecto do iodo no estado sólido (esquerda) e na fase vapor (direita), obtida pela sublimação do sólido.

São agentes oxidantes, especialmente os periodatos. O iodo pode ainda apresentar os estados de oxidação +1 e +3, sendo exemplos representativos os compostos inter-halogênicos  $\text{ICl}$ ,  $\text{IBr}$ ,  $\text{ICl}_3$  e  $\text{IF}_3$ . A eletronegatividade do iodo é baixa o suficiente para que ele apresente comportamento catiônico sob certas condições oxidantes em meio de acidez elevada. Existem compostos de iodo catiônico nos estados de oxidação +1 e +3.

A manipulação do iodo exige luvas, máscaras, óculos e jaleco, porque ele é rapidamente absorvido pela pele e o vapor é muito irritante para mucosas e olhos. O ambiente de trabalho deve ser ventilado e a concentração máxima admitida é  $0,1 \text{ mg m}^{-3}$ . A balança analítica deve ser protegida dos vapores de iodo, pois estes a danificam. Os frascos de reagente devem ser escuros e protegidos da radiação solar direta, evitando aumento da pressão interna devido ao iodo ou à oxidação do íon iodeto.

O iodo é indispensável à dieta, sendo o elemento mais pesado encontrado nos animais superiores. O interesse pelo iodo na alimentação surgiu a partir de 1895, quando se descobriu que o elemento é utilizado pela tireoide. Um organismo adulto contém de 20 a 30 mg de iodo, concentrados nessa glândula. O iodo participa da formação dos hormônios tireoidianos tri-iodotironina (T3) e tiroxina ou tetraiodotironina (T4), produzidos numa proporção de 7% e 93%, respectivamente, e são responsáveis por estimular o metabolismo celular. A síntese e a secreção dos hormônios tireoidianos são reguladas pelo hormônio tireotropina (TSH), produzido pela hipófise. Um dos distúrbios mais comuns na tireoide é o bócio, causado pela deficiência de iodo na alimentação ou por uma baixa absorção do elemento pela glândula. Outra doença ligada à falta de iodo, particularmente na infância, é o cretinismo, caracterizado por retardo mental e físico. Muitos países (incluindo o Brasil, desde 1953) adotam o processo de adição de iodo ao sal de cozinha, como forma de prevenir os males que a sua deficiência pode causar. Além do sal iodado, frutos do mar, peixes, algas, alguns legumes e frutas são fontes do elemento. A Resolução nº 32 (25/02/2003) da Agência Nacional de Vigilância Sanitária (ANVISA) indica que o sal deve conter entre 20 e 60 mg de iodo por kg de produto. A adição ocorre na forma de iodato de potássio e não de iodeto, porque esse último é oxidado pelo oxigênio atmosférico com o tempo. O excesso de iodo no sal (ou o consumo excessivo deste) pode provocar alterações na tireoide (tireoidite e hipertireoidismo).

O iodo e seus compostos possuem uma ampla gama de apli-

cações. A solução de iodo (2 a 10%) contendo iodeto de potássio em etanol (tintura de iodo) tem propriedades antissépticas (limpeza de ferimentos) e é ocasionalmente usada na desinfecção da água. O iodeto de potássio ( $20 \text{ g L}^{-1}$ ) é empregado como agente expectorante. A iodopovidona, formada pela associação do iodo com a polivinilpirrolidona (PVP) (solução aquosa em torno de 10%), é empregada em hospitais e clínicas como desinfetante da pele e no preparo pré-operatório. O iodato de potássio é ainda administrado a pessoas atingidas por radiação para impedir ou reduzir a absorção de iodo radioativo pela tireoide.

O iodo é usado para determinar o nível de insaturação de óleos e gorduras por meio do chamado índice de iodo (número de miligramas de  $\text{I}_2$  que reage com 1 g de amostra). Ele também é um dos reagentes do método analítico para determinação de pequenas quantidades de água, especialmente em compostos orgânicos (método de Karl Fischer). O iodeto de potássio e o iodato de potássio são utilizados na química analítica quantitativa (titulação de oxirredução). O iodo, seja na forma elementar de iodeto ou de periodato, é empregado em análise e síntese orgânicas. O elemento é utilizado nas lâmpadas halógenas (lâmpadas de tungstênio contendo  $\text{I}_2$  adicionado ao gás inerte desta).

Os isótopos radioativos  $^{123}\text{I}$  ( $t_{1/2} = 13,2 \text{ h}$ ) e  $^{131}\text{I}$  ( $t_{1/2} = 8 \text{ dias}$ ), ambos produzidos no Brasil pela Comissão Nacional de Energia Nuclear (CNEN), são utilizados em medicina nuclear no diagnóstico e no tratamento da tireoide, respectivamente. O isótopo  $^{129}\text{I}$  ( $t_{1/2} = 1,6 \times 10^7 \text{ anos}$ ), produzido no decaimento do isótopo  $^{238}\text{U}$ , avalia o impacto ambiental devido a atividades ligadas a usinas nucleares (razão isotópica  $^{129}\text{I}/^{127}\text{I}$ ), como depois dos acidentes nas usinas de Tchernobyl e de Fukushima.

**Vanessa da Matta dos Santos** (vanessamatta@gmail.com) é graduanda em Biofísica pelo Instituto de Biofísica Carlos Chagas Filho da Universidade Federal do Rio de Janeiro (UFRJ). Rio de Janeiro, RJ – BR. **Júlio Carlos Afonso** (julio@iq.ufrj.br), graduado em Química e Engenharia Química e doutor em Engenharia Química pelo IRC/CNRS (França), é professor associado do Departamento de Química Analítica do Instituto de Química da UFRJ. Rio de Janeiro, RJ – BR.

## Referências

- FUGE, R. Soils and iodine deficiency. *Essentials of medical geology*. Elsevier, Amsterdam, cap. 8, p. 417-433, 2005.
- GOTTARDI, W. *Sterilants, disinfectants and antiseptics*. Disinfection, sterilization and preservation. 5. ed. Philadelphia: Lippincott Williams & Wilkins, 2001. p. 159-183.
- WEEKS, M.E. Discovery of the elements. *Easton: Journal of Chemical Education*, 5. ed., p. 442- 449, 1945.
- GREENWOOD, N.N. e EARNSHAW, A. *Chemistry of the elements*. Oxford: Pergamon, 1984.
- MEDEIROS-NETO, G. Iodo nutricional no Brasil. Como estamos? *Arquivos Brasileiros de Endocrinologia & Metabologia*, n. 53, p. 470-474, 2009.
- KNOBEL, M. e MEDEIROS-NETO, G. Moléstias associadas à carência crônica de iodo. *Arquivos Brasileiros de Endocrinologia & Metabologia*, n. 48, p. 53-61, 2004.